

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ  
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Институт химии

Авторы-составители

Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В.

**КЛАССИФИКАЦИЯ И СВОЙСТВА  
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Учебно-методическое пособие для студентов геологического факультета

Саратов, 2018

Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Классификация и свойства неорганических соединений. Учебно-методическое пособие для студентов нехимических факультетов. Электронный ресурс. – Саратов. 2018. – 82 с.

Предлагаемое пособие составлено преподавателями кафедры общей и неорганической химии, которые работают со студентами 1 курса геологического факультета СГУ. Особенностью таких студентов является отсутствие химии среди дисциплин, результаты ЕГЭ которых являются обязательными при поступлении на геологический факультет СГУ. Химические знания первокурсников в настоящее время отличаются отсутствием базовых знаний, навыков экспериментальной работы и интереса к химии как таковой. Причинами этого является резкое сокращение часов на изучение этого предмета в школе.

В настоящем пособии рассмотрены вопросы составления формул химических соединений и их простейшие химические свойства с учетом направления обучения.

Пособие содержит краткий теоретический материал, Имеется перечень знаний и умений, которыми должны владеть студенты.

Пособие может быть полезным для студентов различных направлений подготовки, а также при освоении смежных дисциплин в качестве дополнительной литературы.

Рекомендует  
Кафедра общей и неорганической химии  
Института химии СГУ  
НМС Института химии СГУ

Рецензент  
Доцент кафедры общей и неорганической химии, к.х.н.  
Акмаева Т.А.

## Введение

За годы обучения в школе Вы познакомились с основами химии, химического языка и терминологии, изучили свойства некоторых химических веществ. Однако, получаемых в школе химических знаний и навыков экспериментальной работы часто оказывается недостаточно для эффективного освоения университетской программы по химии. Причинами этого являются отсутствие лабораторных работ в школе, а также сокращение часов на изучение химии. К большому сожалению, изучению химии в вузе в соответствии с учебным планом также отводится незначительное число аудиторного времени. Чаще всего это 1 семестр 1 курса – неудачное время для изучения химии. Вам, как студентам, придется адаптироваться к новым условиям, поскольку изменилась среда обучения, требования к процессу обучения и оценке полученных знаний. Самостоятельная внеаудиторная работа студентов по изучаемой дисциплине в соответствии с учебным планом должна реализовываться по объему времени не менее, чем аудиторная работа под руководством преподавателя. Однако не все студенты понимают, что самостоятельная работа – это также форма и метод обучения; каждый студент должен в свободное от аудиторных занятий время готовиться к занятиям, выполнять задания, предусмотренные программой изучаемой дисциплины.

Геология относится к естественным наукам и изучает основные факторы развития нашей планеты. Понимание этих факторов во многом зависит от изучения свойств химических элементов и их соединений и позволяет совершенно по новому представить себе механизм образования земной коры, слагающих ее горных пород и минералов, закономерностей формирования месторождений полезных ископаемых.

Образование отдельных минеральных ассоциаций в виде горных пород различного типа – закономерный процесс, который требует знания физико-химических свойств тех веществ, из которых образуется порода, как более устойчивая система в конкретной геологической обстановке. Образование любой горной породы есть результат перегруппировки наиболее распространенных элементов – кислорода O, кремния Si, алюминия Al, железа Fe, кальция Ca, натрия Na, калия K, магния Mg, водорода H, фосфора P. Известно, что многие породы являются результатом химического осаждения элементов из концентрированных растворов. Таким образом, химический подход к изучению геологических явлений становится неизбежным при изучении процессов выветривания, явлений окраски ландшафта, формирования ландшафтных зон суши и биохимических зон рек и морей.

## 1. Химические элементы в земной коре

Все, что нас окружает, состоит из веществ. Их число огромно – более 20 миллионов. Из них большая часть получена человеком, но тем не менее, существенная часть веществ дана нам природой.

Химические соединения, присутствующие в земной коре, возникают в результате химических реакций, которые протекают при различных геологических процессах. Результатом этого являются разнообразные горные породы и месторождения полезных ископаемых. Многие природные химические процессы протекают при высоких температурах и давлениях, и в течение длительного времени. Основная часть этих химических процессов относится к гетерогенным, скорость протекания которых зависит от площади соприкосновения реагирующих частиц.

Необходимо отметить, что общее число природных химических соединений гораздо меньше, чем их получено искусственным путем в результате деятельности человека. В природе присутствуют приблизительно 2 000 минералов, включая и их разновидности.

Свойства веществ можно понять, лишь обладая определенными знаниями. Изучить вещество означает узнать его свойства, из чего и как оно построено, найти признаки, по которым оно отличается от других или сходны с ними. Классифицируя вещества, прежде всего, выделяют наиболее типичные и характерные для них свойства, а в природе много нетипичного, что выбивается за рамки установленных закономерностей. Для этого необходимы знания Периодического закона Д.И. Менделеева и периодической таблицы химических элементов Д.И. Менделеева.



\*\*\* **Периодический закон** – свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.



\*\*\* Главной характеристикой атома является *заряд ядра*. Он определяет число электронов, находящихся в атоме, и соответствует *атомному номеру*, т.е. *порядковому номеру элемента* в периодической системе



\*\*\* **Период** – последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа электронных слоев.



\*\*\* В малых периодах находятся только s- и p-элементы. В больших периодах между s-элементами и p-элементами внедряются 10 d-элементов, у

которых электроны заполняют предвнешний d-подуровень. У всех d-элементов, независимо от номера группы, на внешнем уровне находится 2 электрона (или один электрон, если имеет место «провал» электрона). Явление «провала» электрона - электрон с подуровня ns «проваливается» на подуровень (n-1)d - можно объяснить наибольшей устойчивостью наполовину или полностью заполненных d-подуровней.

В четвертом и пятом периодах располагаются соответственно 3d- и 4d-элементы. В шестом и седьмом периодах помимо 10 d-элементов располагаются еще по 14 f-элементов (лантаноиды и актиноиды). Между s- и p-элементами в шестом и седьмом периодах находятся по 24 переходных металла, соответственно (5d- и 4f-элементы) и (6d- и 5f-элементы).

\*\*\* В группы объединяют атомы элементов, имеющие одинаковое число валентных электронов. Каждая группа делится на две подгруппы: главную (s-, p-элементы) и побочную (d-, f-элементы). Подгруппа – это совокупность элементов, являющихся полными химическими аналогами. Электронными аналогами называются элементы, у которых валентные электроны описываются общей для всех элементов формулой. Например, галогены являются электронными аналогами, электронная конфигурация внешнего уровня  $ns^2np^5$ . **Группа** – совокупность элементов, содержащих одинаковое число валентных электронов. **Подгруппа** – совокупность элементов, являющихся безусловными электронными аналогами.

 \*\*\* Суммарное количество электронов на внешнем уровне у s- и p-элементов соответствует номеру группы, в которой находится элемент.

Для d-элементов валентные электроны располагаются на внешнем s-подуровне и на предвнешнем (n-1)d- подуровне.

 \*\*\* Химическая природа элемента обуславливается способностью его атома терять и приобретать электроны. Эта способность может быть количественно оценена **энергией ионизации** атома и его **сродством к электрону**.

 \*\*\* **Энергия ионизации** – количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома; характеризует *металлические*, восстановительные свойства элементов. В периоде слева направо энергия ионизации увеличивается, металлические (восстановительные) свойства атомов уменьшаются. По группе сверху вниз энергия ионизации уменьшается.



\*\*\* **Сродство к электрону** – энергетический эффект процесса присоединения электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательный ион. Характеризует *неметаллические*, окислительные свойства элементов. Общая закономерность: по периоду слева направо увеличивается, по группе сверху вниз – уменьшается.



\*\*\* **Электроотрицательность** является условным понятием, оно позволяет оценить способность атома данного элемента притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле. Значения электротрицательности, полученные разными способами, не совпадают. Однако общие тенденции в изменении электроотрицательности по периодической таблице совпадают. Изменение электроотрицательности по группам и периодам: в периоде увеличивается (ослабевают металлические, увеличиваются неметаллические свойства элементов), в группе уменьшается (ослабевают неметаллические, возрастают металлические свойства).



\*\*\* **Атомный радиус** определяют как полусумму соответствующих расстояний между ядрами соседних атомов в молекуле. Атомные радиусы элементов в периоде слева направо уменьшаются - с увеличением порядкового номера элемента происходит уменьшение радиуса. Объяснить это можно тем, что с увеличением заряда ядра увеличивается сила кулоновского притяжения электронов к ядру, которая преобладает над силами взаимного отталкивания электронов. Происходит сжатие электронной оболочки.

По группе сверху вниз с увеличением заряда ядра происходит увеличение радиуса – увеличение числа энергетических уровней, т.е. увеличение номера периода



\*\*\* Номер периода указывает на число энергетических уровней; число энергетических подуровней в данном энергетическом уровне.



\*\*\* **Периодическое изменение электронного строения атомов** элементов – причина периодического изменения химических свойств элементов, а также соединений, которые они образуют.



\*\*\* **Высшая степень окисления** элемента равна номеру группы, в которой находится элемент. Минимальная степень окисления металлов равна нулю, неметаллов -  $(N-8)$ , где  $N$  – номер группы, в которой находится элемент. Степени окисления закономерно изменяются при переходе от одного элемента к другому в периодической системе. В периодах высшая степень

окисления увеличивается. В главных подгруппах при переходе от элементов сверху вниз обычно становятся более устойчивыми низшие степени окисления; в побочных подгруппах, наоборот, устойчивы более высокие степени окисления.

Химические элементы неравномерно распределены в земной коре.

Таблица 1. Элементный состав земной коры

Элемент	%	Элемент	%	Элемент	%	Элемент	%
<b>O</b>	46,60	<b>H</b>	0,140	<b>Cr</b>	0,0200	<b>Y</b>	0,0040
<b>Si</b>	27,72	<b>P</b>	0,118	<b>Zr</b>	0,0160	<b>Li</b>	0,0030
<b>Al</b>	8,13	<b>Mn</b>	0,100	<b>Rb</b>	0,0120	<b>Nd</b>	0,0024
<b>Fe</b>	5,00	<b>F</b>	0,070	<b>V</b>	0,0110	<b>Nb</b>	0,0024
<b>Ca</b>	3,63	<b>S</b>	0,052	<b>Ni</b>	0,0080	<b>Co</b>	0,0023
<b>Na</b>	2,83	<b>Sr</b>	0,045	<b>Zn</b>	0,0065	<b>La</b>	0,0018
<b>K</b>	2,59	<b>Ba</b>	0,040	<b>N</b>	0,0046	<b>Ga</b>	0,0015
<b>Mg</b>	2,09	<b>C</b>	0,032	<b>Ce</b>	0,0046	<b>Pb</b>	0,0015
<b>Ti</b>	0,44	<b>Cl</b>	0,020	<b>Cu</b>	0,0045	<b>ИТОГО</b>	<b>99,75%</b>

В Таблице 1 химические элементы расположены в порядке убывания их массовой доли в твердой оболочке Земли на глубину до 17 км (93,06% массы Земли). Наиболее распространенными являются элементы, выделенные синим цветом. Подавляющее большинство химических элементов содержится в земной коре в виде химических соединений.

В Таблице 2 приводится соответствие между элементами, встречающимися в земной коре и их положением в Периодической таблице Менделеева. Элементы – неметаллы обозначены красным цветом. Элементы-металлы, образующие амфотерные окислы и гидроксиды, обозначены зеленым цветом. Черным отмечены элементы-металлы, образующие основные окислы и гидроксиды.

В земной коре встречается лишь небольшое количество простых веществ в самородном виде. Они выделены жирным шрифтом. Их немного, как видно из схемы таблицы химических элементов.

Таблица 2. Элементный состав земной коры с указанием элементов – простых веществ, встречающихся в природе в свободном состоянии

<b>H</b>																	<b>He</b>
<b>Li</b>	<b>Be</b>											<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>	<b>Ne</b>
<b>Na</b>	<b>Mg</b>											<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>	<b>Ar</b>
<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Sc</b>	<b>Ti</b>	<b>V</b>	<b>Cr</b>	<b>Mn</b>	<b>Fe</b>	<b>Co</b>	<b>Ni</b>	<b>Cu</b>	<b>Zn</b>	<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>	<b>Se</b>	<b>Br</b>	<b>Kr</b>
<b>Rb</b>	<b>Sr</b>	<b>Y</b>	<b>Zr</b>	<b>Nb</b>	<b>Mo</b>	<b>Tc</b>	<b>Ru</b>	<b>Rh</b>	<b>Pd</b>	<b>Ag</b>	<b>Cd</b>	<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>	<b>Te</b>	<b>I</b>	<b>Xe</b>
<b>Cs</b>	<b>Ba</b>	<b>La</b>	<b>Hf</b>	<b>Ta</b>	<b>W</b>	<b>Re</b>	<b>Os</b>	<b>Ir</b>	<b>Pt</b>	<b>Au</b>	<b>Hg</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>	<b>Po</b>	<b>At</b>	<b>Rn</b>
<b>Fr</b>	<b>Ra</b>	<b>Ac</b>	<b>Rf</b>	<b>Db</b>	<b>Sg</b>	<b>Bh</b>	<b>Hs</b>	<b>Mt</b>	<b>Ds</b>	<b>Rg</b>	<b>Cn</b>	<b>Nh</b>	<b>Fl</b>	<b>Mc</b>	<b>Lv</b>	<b>Ts</b>	<b>Og</b>

Среди них можно выделить группу элементов **He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn**, электронная конфигурация которых отличается наличием в атоме этих элементов устойчивых восьмиэлектронных внешних оболочек ( $ns^2$  или  $ns^2 np^6$ ). Группу благородных металлов составляют элементы **Cu, Ru, Rh, Pd, Ag, Os, Ir, Pt, Au**.

Ниже приведен (Таблица 3) электрохимический ряд напряжений металлов, используя который можно предсказать и объяснить свойства металлов.

Таблица 3. Электрохимический ряд напряжений металлов

Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
-3,04	-3,01	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-0,76	-0,44	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,80	+0,85	+1,28	+1,5
Li <sup>+</sup>	Cs <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	2H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>
Восстановительная активность металлов (свойство отдавать электроны) уменьшается, а окислительная способность их катионов (свойство присоединять электроны) увеличивается в указанном ряду слева направо.																			

В указанном ряду благородные металлы располагаются после водорода и относятся к группе малоактивных металлов, именно этим объясняется возможность их существования в свободном самородном виде.

**Химическая активность металлов определяет формы их нахождения в земной коре**



Рис. 1. Самородок чистой меди, найденный в Алтайском крае



Рис. 2 – Самородок золота

## 2. Металлы и их свойства

Большинство химических элементов – **металлы**. К ним относятся *s*-элементы I и II групп (кроме **H**), все *d*- и *f*-элементы, а также *p*-металлы главной подгруппы III, IV, V группы.

В электронном строении и свойствах атомов металлов имеется принципиальное сходство:

- небольшое число электронов на внешнем электронном слое (от 1 до 3 в атомах большинства металлов);
- слабая связь электронов внешнего слоя с ядром атома;
- стремление к отдаче электронов с целью приобретения устойчивой электронной конфигурации;
- наличие свободных орбиталей на валентных подуровнях;
- низкие значения энергии ионизации;
- металлическая связь в кристаллах;
- металлический блеск;
- хорошие теплопроводность и электрическая проводимость;
- ковкость и пластичность.

Атомы большинства металлов на внешнем энергетическом уровне содержат небольшое число электронов. Так, по одному электрону содержат 16 элементов, по два — 58, по три — 4 элемента и ни одного — только Pd. Атомы элементов Ge, Sn и Pb имеют на внешнем уровне по 4 электрона, Sb и Bi — по 5, но эти элементы не являются характерными металлами. Металлическую связь образуют элементы, атомы которых на внешнем уровне имеют малое число валентных электронов по сравнению с общим числом внешних энергетически близких орбиталей, а валентные электроны

из-за небольшой энергии ионизации слабо удерживаются в атоме. Химическая связь в металлических кристаллах сильно *делокализована*, т.е. электроны, осуществляющие связь, обобществлены («электронный газ») и перемещаются по всему куску металла, в целом электронейтрального. Эта связь является достаточно прочной, поэтому большинство металлов имеет высокую температуру плавления.

Металлическая связь примерно в 3-4 раза слабее одинарной ковалентной связи. Металлическая связь имеет некоторое сходство с ковалентной, поскольку в ее основе лежит обобщение валентных электронов. Однако, электроны, которые осуществляют ковалентную связь, находятся вблизи соседних атомов и прочно с ними связаны. *Электроны, осуществляющие металлическую связь, свободно перемещаются по всему кристаллу и принадлежат всем его атомам. Именно поэтому кристаллы с ковалентной связью хрупки, а с металлической — пластичны*, т.е. они изменяют форму при ударе, прокатываются в тонкие листы и вытягиваются в проволоку.

*d*-металлы обладают некоторыми *особенностями* по сравнению с металлами главных подгрупп:

- у *d*-элементов лишь небольшая часть валентных электронов делокализована по всему кристаллу (у щелочных и щелочноземельных металлов валентные электроны полностью отданы в коллективное пользование). Остальные *d*-электроны участвуют в образовании направленных ковалентных связей между соседними атомами. *d*-металлы в кристаллическом состоянии обладают не чисто металлической связью, а ковалентно-металлической;

- вследствие незаконченности *d*-подуровня и наличия близких по энергии вакантных *ns*- и *np*-уровней, *d*-элементы склонны к комплексообразованию;

- для *d*-элементов характерен большой набор валентных состояний и соответственно, разнообразие степеней окисления. И как следствие этого, изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в широких пределах.

Так как *d*-металлы и их ионы имеют неспаренные электроны, способные при поглощении световой энергии переходить из основных энергетических уровней и подуровней на более высокие уровни (в возбужденное состояние), то большинство ионов и их соединений окрашены. Цвет драгоценных камней (аквамарин, аметист, бирюза, гранат, рубин и др.) объясняется окраской примесных ионов *d*-металлов.

*Физические свойства* металлов (электропроводность, теплопроводность, металлический блеск и др.) объясняются особым характером металлической связи, присутствием свободных электронов в металлах. Различные металлы обладают характерными для каждого из них свойствами, такими, как температура плавления, плотность, пластичность и т.п. Эти свойства во многом зависят от особенностей кристаллической структуры металлов.

Среди физических свойств металлов следует отметить следующие:

- высокая *пластичность*. Она уменьшается в ряду Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe. Золото можно прокатывать в листы толщиной не более 0,003 мм, которые используются для позолоты различных предметов;

- *металлический блеск* и, обычно, *серый цвет* (исключение медь, золото и цезий);

- *электрическая проводимость* (наибольшей электрической проводимостью обладают серебро, медь, золото, алюминий, железо);

- *теплопроводность* (изменяется в такой же последовательности, как их электропроводность).

По плотности металлы делят на две группы: *легкие* (плотность не более 5 г/см<sup>3</sup>), *тяжелые* – все остальные. Самый легкий металл – литий (0,53 г/см<sup>3</sup>), самый тяжелый – осмий (22,6 г/см<sup>3</sup>).

Разнообразны температуры плавления и кипения металлов. Металлы, плавящиеся при температуре выше 1000°C относят к *тугоплавким*, ниже – к *легкоплавким*. Самый легкоплавкий металл – ртуть ( $t_{пл.} = -36,9$  °C), а самый тугоплавкий – вольфрам ( $t_{пл.} = 3390$  °C). Плотность, температура плавления металлов находятся в периодической зависимости от порядкового номера элемента.

Сильное различие в температурах плавления и кипения можно объяснить неодинаковой прочностью химической связи между атомами в металлах. В чистом виде металлическая связь характерна лишь для щелочных и щелочноземельных металлов. *d*-металлы обладают ковалентно-металлической связью, которая прочнее металлической и поэтому температуры плавления и кипения переходных металлов намного выше.

Металлы отличаются по *твердости*. Самый твердый – хром (режет стекло), а самые мягкие – щелочные металлы.

По содержанию в земной коре различают:

- распространенные металлы (Al – 4,99%, Fe -1,49%, Mg – 1,42% и др.);
- рассеянные металлы (, Cr – 0,0064%, Ni – 0,0032% и др. , Ga, In, Ge и др. менее 0,0002%);

- редкоземельные металлы (Sc, La, лантаноиды - менее 0,0002%).

Химическая распространенность элемента – отношение числа атомов данного элемента к общему числу атомов всех элементов в земной коре (литосфера + гидросфера + атмосфера).

Металлы при температурах выше температуры их плавления образуют *сплавы*. *Сплавами называются системы, состоящие из двух или более металлов, а также металлов и неметаллов*. Сплавы, обладая металлическими свойствами, значительно расширяют их конструкционные свойства. Так, например, латунь – сплав меди с цинком – прочнее меди и меньше подвержен коррозии, бронзы – сплавы на основе меди (оловянные, алюминиевые, кремниевые) превосходят чистую медь и латунь по антикоррозионным свойствам и прочности. Алюминиевые бронзы применяют для изготовления различных монет. Мельхиор – сплав на основе меди, содержащий 5-33% никеля, ~1% железа, ~1% марганца, устойчив к атмосферной коррозии, коррозии в морской воде, водяному пару, обладает высокой пластичностью. По своей структуре сплавы бывают разные: *твердые растворы замещения, внедрения, включения и смеси кристаллов*. В настоящее время некоторые сплавы готовят методом *порошковой металлургии*. Смесь металлов в виде порошков прессуется под большим давлением и спекается при высокой температуре в восстановительной среде. Таким путем получают сверхтвердые сплавы.

Металлы могут образовывать между собой химические соединения. Они имеют общее название – *интерметаллические соединения* или *интерметаллиды*:  $\text{Na}_2\text{Sb}$ ,  $\text{Ni}_4\text{Sb}$ ,  $\text{FeSb}_x$  ( $x=0,72-0,92$ ). Химическая связь в интерметаллидах преимущественно металлическая. По внешнему виду они похожи на металлы. Твердость интерметаллидов, как правило, выше, чем у образующих их металлов.  $\text{AlSb}$ ,  $\text{InSb}$  используются как полупроводники.

Активность металлов определяется их восстановительной способностью. О восстановительных способностях металлов судят по электродным потенциалам, значения которых являются периодической функцией порядкового номера элемента. Металлы – *восстановители*:  $\text{Me} - \text{ne} = \text{Me}^{+n}$ .

**Восстановительная способность металлов служит мерой их химической активности**

### 3. Неметаллы и их свойства

Химические элементы – неметаллы (выделены **красным**) составляют небольшую группу и лишь некоторые из них существуют в природе в виде простых веществ. С точки зрения атома у неметаллов на внешнем

энергетическом уровне содержится 4 и более электрона (исключение – водород (1), гелий (2) и бор (3)).

Большинство атомов во Вселенной - это атомы неметаллов. В верхних слоях Вселенной - земной коре, атмосфере и гидросфере преобладают элементы неметаллы: кислород, кремний, водород, азот и углерод. Преобладание неметаллов связано с их химическим характером, физико-химическими свойствами их соединений. Если выбрать вещества, которые встречаются в естественном состоянии, способны к длительному существованию и составляют основную массу наружных сфер Земли, то можно было бы отметить около 2 тысяч минералов, основу которых составляли бы элементы неметаллы. Главные минералы, в состав которых входят неметаллы, это либо оксиды, либо соли кислот.

<b>H</b>																	<b>He</b>
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Азот и кислород в свободном виде в газообразном состоянии присутствуют в воздухе, углерод и сера – в твердом виде в литосфере. Из неметаллов наиболее активными являются галогены, каждый в своем периоде. Многие неметаллы (**исключение** элементы, выделенные **жирным** шрифтом) способны как принимать, так и отдавать электроны, т.е. проявляют окислительно-восстановительную двойственность.

Физические и химические свойства неметаллов определяются их положением в периодической системе элементов. Энергия ионизации увеличивается, а радиус атома уменьшается с увеличением порядкового номера элемента в периоде. По периоду слева направо происходит увеличение окислительной способности элементов; в группе сверху вниз окислительные свойства уменьшаются.

**Содержание кислорода в атмосфере достаточно для обеспечения нормальной жизнедеятельности организмов, оно сохраняется постоянным десятки тысяч лет.**



Лабораторная работа 1  
**Свойства простых веществ – металлов и неметаллов**

**Цель работы:** изучение свойств простых веществ – металлов и неметаллов

Опыт 1. *Взаимодействие щелочных металлов с водой*

Маленькие кусочки натрия и калия размером меньше горошины осторожно опустите в кристаллизаторы с водой. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Составьте уравнение электронного баланса: укажите окислитель и восстановитель; величины стандартных потенциалов:

\_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Составьте уравнение электронного баланса: укажите окислитель и восстановитель; величины стандартных потенциалов:

\_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

К полученному раствору добавьте несколько капель индикатора – фенолфталеина.

Что наблюдаете? \_\_\_\_\_

На присутствие каких ионов указывает изменение окраски фенолфталеина?

\_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

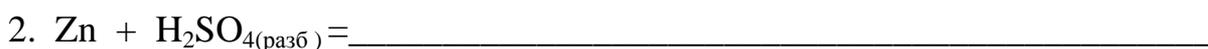
(какой металл более активно взаимодействует с водой и почему? Сравните значения стандартных восстановительных потенциалов изучаемых металлов)

Опыт 2. *Изучение химических свойств цинка*

В четыре пробирки поместите несколько гранул цинка металлического. В первую пробирку налейте дистиллированной воды, во вторую – разбавленной серной кислоты, в третью – щелочи, в четвертую – концентрированной серной кислоты. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Составьте уравнение электронного баланса: укажите окислитель и восстановитель: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Напишите уравнение электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель; величины стандартных потенциалов с учетом среды раствора: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Составьте уравнение электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, величины стандартных потенциалов: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

Сравните химическую активность щелочных металлов и цинка. Для обоснованного ответа используйте величины стандартных потенциалов цинка в различных средах.

### Опыт 3. Изучение химических свойств меди

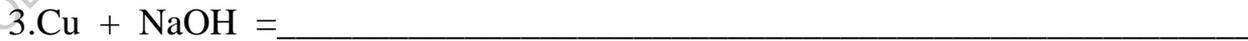
В четыре пробирки поместите стружку меди. В первую пробирку налейте дистиллированной воды, во вторую – разбавленной серной кислоты, в третью – щелочи, в четвертую – концентрированной серной кислоты. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Напишите уравнение электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, величины стандартных потенциалов: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Докажите природу газообразного вещества, образующегося в ходе реакции: \_\_\_\_\_

**Вывод:** Обсудите изменение химических свойств металлов. Для обоснования ответа используйте ряд стандартных электродных потенциалов металлов и положение элементов в Периодической таблице Д.И.Менделеева.

Опыт 4. *Сравнение химической активности железа и меди*

Поместите в химический стакан емкостью 50-100 мл раствор сульфата меди и опустите в него металлический гвоздь. Через некоторое время обратите внимание на признаки химического взаимодействия.

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Напишите уравнение химической реакции \_\_\_\_\_

Сравните положение железа и меди в ряду напряжений металлов и укажите более активный металл, приведите величины стандартных потенциалов: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(Какие металлы можно использовать для вытеснения меди из растворов солей меди?)



**Проверь себя....**

Предскажите, какой металл (цинк или медь) будет более интенсивно взаимодействовать с концентрированной азотной кислотой. Для обоснованного ответа напишите уравнения химических реакций и рассчитайте ЭДС реакций.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

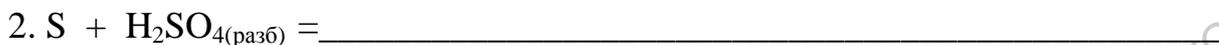
Опыт 5. *Изучение химических свойств серы*

В четыре пробирки поместите небольшое количество порошка серы.

В первую пробирку налейте дистиллированной воды, во вторую – разбавленной серной кислоты, в третью – щелочи, в четвертую – концентрированной серной кислоты. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Напишите уравнение электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_

Почему происходит изменение окраски фиолетового лакмуса при его взаимодействии с газообразным продуктом реакции?

Сделайте вывод о свойствах серы по сравнению с металлами \_\_\_\_\_

#### Опыт 6. Горение серы на воздухе

Налейте в термостойкий стакан 15-20 мл дистиллированной воды и добавьте несколько капель индикатора – фиолетового лакмуса. Внесите в него в ложке для сжигания горящую серу. По окончании горения закройте стакан покровным стеклом, а содержимое перемешайте. Напишите уравнения реакций:



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какие свойства характерны для оксида серы  $SO_2$ ?)

В каких условиях проявляется химическая активность серы?

#### 4. Оксиды и их свойства

**Оксиды** — соединения элементов с кислородом (кроме соединений фтора –  $\text{OF}_2$ ,  $\text{O}_2\text{F}_2$ ). Степень окисления кислорода в оксидах равна – 2.

При сходстве химического состава оксиды чрезвычайно разнообразны, как по физическим, так и по химическим свойствам. Часть оксидов при обычных условиях газообразны –  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{SO}_2$  и др.; другие твердые вещества –  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$  и т.д., а третьи жидкости –  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_2$  – красно-коричневая жидкость.

Оксиды могут не иметь запаха ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$  и др), а могут иметь резкий запах –  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$  и т.д. Одни оксиды не имеют окраски –  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$  и т.д., другие ярко окрашены –  $\text{NO}_2$  ( бурый газ, известный под названием «лисий хвост»),  $\text{CrO}_3$  (твердое вещество оранжево-красного цвета),  $\text{Cu}_2\text{O}$  (окраска в зависимости от способа получения от желто-оранжевой до красной),  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  (твердое вещество темно-зеленого цвета),  $\text{Pb}_3\text{O}_4$  (оранжево-красный),  $\text{PbO}_2$  (темно-коричневый) и т.д. .

По составу и химическим свойствам оксиды делятся на **основные, кислотные, амфотерные, двойные и несолеобразующие**. Разнообразие оксидов обусловлено тем, что связи кислорода с другими элементами различаются степенью ионности, типом гибридизации атомных орбиталей кислорода, кратностью и прочностью химической связи.

Выделяют **высшие оксиды**, в которых элемент проявляет максимальную степень окисления, равную номеру группы.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

**Зеленым** цветом выделены элементы, для которых характерны **природные оксиды и гидроксиды**. Кислородные соединения химических элементов в виде оксидов и гидроксидов преобладают в земной коре. Общее весовое количество **оксидов** в литосфере составляет около **17%**. Из них на долю **кремнезема** приходится порядка **12,6%**. Оксиды и гидроксиды **железа** составляют порядка **3,9%**. Из остальных основными являются оксиды и

гидроксиды алюминия, марганца, титана и хрома. Основная масса разнообразных по составу оксидов и гидроксидов сосредоточена в верхних слоях земной коры.

Рассмотрим алгоритм составления формул высших оксидов с использованием таблицы Д.И. Менделеева:

Например, напишите формулы высших оксидов для элементов с порядковыми номерами 7, 17, 14, 24, 34. Составьте названия этих оксидов.

**Решение:**

- По таблице Менделеева выпишем символы указанных химических элементов: 7 порядковый номер соответствует элементу N, который находится в 7 группе таблицы Д.И. Менделеева. В высшем оксиде степень окисления атома азота +5, а степень окисления атома кислорода -2.

$N^{+5}O^{-2}$ , в соответствии с принципом электронейтральности получаем формулу оксида азота (V)  $N_2O_5$ .

- 17 порядковый номер – элемент хлор Cl. Высшая степень окисления элемента равна номеру группы, в которой находится элемент, т.е. = +7. В состав оксида всегда входит атом кислорода в степени окисления -2. Запишем символ предполагаемого оксида:  $Cl^{+7}O^{-2}$ , соблюдая принцип электронейтральности: число положительных зарядов равно числу отрицательных (метод наименьшего кратного), получаем формулу вещества:  $Cl_2O_7$

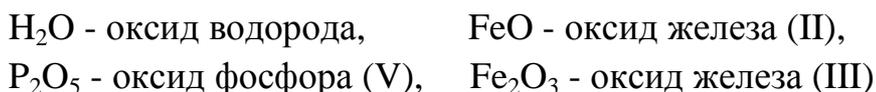
- Порядковый номер 14 соответствует элементу кремний Si, он располагается в 4 группе таблицы Д.И. Менделеева, следовательно, высшая степень окисления элемента равна +4. Запишем символы элементов, образующих оксид с учетом степеней окисления:  $Si^{+4}O^{-2}$  и получаем формулу оксида  $SiO_2$ .

- Порядковый номер элемента = 24, это хром Cr, высшая степень окисления равна номеру группы, следовательно, в образовании вещества принимают участие  $Cr^{+6}O^{-2}$ , формула оксида  $CrO_3$ .

- Порядковый номер 34 отвечает элементу селену Se. В образовании оксида принимает участие атом селена с высшей степенью окисления +6, атом кислорода в степени окисления -2; формула оксида  $SeO_3$ .

**Номенклатура оксидов.** Согласно международной номенклатуре, разработанной Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК), названия оксидов образуются от латинского корня названия кислорода (oxxygenium) с окончанием -ид и русского названия элемента в родительном падеже. Если элемент образует несколько оксидов, то в их

названиях указывается степень окисления элемента римской цифрой в скобках сразу после названия:



Иногда степень окисления не указывают, а к слову "оксид" добавляют приставку, соответствующую греческому числительному, обозначающему число атомов кислорода в формуле (моно-, ди- и т.д.). Употребляется также исторически сложившиеся эмпирические названия оксидов, а в случае ангидридов кислот - еще и названия, показывающие, ангидридом какой кислоты является данный оксид. Для оксида углерода –  $CO_2$  употребляются следующие названия: оксид углерода (IV), диоксид углерода, углекислый газ, ангидрид угольной кислоты.

**Исключение:**

***F** фтор, **Br** бром и **I** иод, которые не образуют оксидов, аналогичных оксиду хлора  $Cl_2O_7$ ; **Po** полоний не образует оксид, аналогичный  $SO_3$ ; оксиды **At** аста не получены; не образуют соединений с кислородом **He**, **Ne** и **Ar***

Оксиды делятся на *солеобразующие* (обладающие способностью образовывать соли) и *несолеобразующие* (безразличные или инертные):

Оксиды	<b><i>Несолеобразующие</i></b>	$CO, NO, N_2O, SiO, S_2O$
	<b><i>Солеобразующие</i></b>	<i>Основные</i> $Li_2O, CaO, FeO, MnO$
		<i>Амфотерные</i> $ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3, Fe_2O_3$
		<i>Кислотные</i> $CO_2, P_2O_5, SO_2, Mn_2O_7$

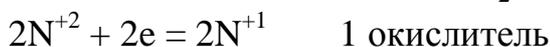
***Несолеобразующие оксиды*** — оксиды неметаллов, не имеющие кислотных гидроксидов и не вступающие в реакции солеобразования (в отличие от основных, кислотных и амфотерных оксидов), например:  **$CO, NO, N_2O, SiO, S_2O$** . Однако, они могут проявлять ***окислительно-восстановительные*** свойства:

$N_2O$ - сильный *окислитель*:



$NO$  – окислительно-восстановительная двойственность:

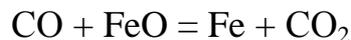
$NO$  – *окислитель*:



$NO$  – *восстановитель*:



CO – сильный *восстановитель*:



По химическим свойствам солеобразующие оксиды делятся на три группы.

**Основные оксиды** — продукты полной дегидратации (реальной или условной) основных гидроксидов, например  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$ . Сохраняют химические свойства основных гидроксидов. *Основные оксиды* образуют металлы в низших степенях окисления, им соответствуют основания. Большинство основных оксидов представляет собой *твёрдые кристаллические вещества* ионного характера, поэтому оксиды типичных металлов обладают высокими температурами плавления и кипения.



Рис. 3 Оксид меди (I)  $\text{Cu}_2\text{O}$

Близость ионных радиусов многих ионов металлов приводит к тому, что часть ионов одного металла в кристаллической решётке оксидов может быть замещена ионами другого металла. Это приводит к тому, что для оксидов часто **не выполняется закон постоянства состава** и они могут существовать как **смешанные оксиды переменного состава**. Оксиды образованы атомами двух разных (металлических, амфотерных) элементов. Например,  $(\text{MgAl}_2)\text{O}_4 - \text{MgO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ ;  $(\text{CaTi})\text{O}_3 - \text{CaO} \cdot \text{TiO}_2$

Геохимические ряды А.Е. Ферсмана представляют собой классификацию разновалентных «изоморфных» ионов (с различием в величине радиусов не более 10–15%):

#### Ряд одновалентных катионов

Катион	Li <sup>+</sup>	Cu <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Tl <sup>+</sup>	Rb <sup>+</sup>	Cs <sup>+</sup>
r, Å	0,68	0,94	0,98	1,13	1,33	1,40	1,49	1,49	1,65

#### Ряд двухвалентных катионов

Катион	Be <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>
r, Å	0,34	0,74	0,74	0,78	0,80	0,80	0,83	0,91	0,99

Катион	Ca <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ra <sup>2+</sup>
r, Å	1,04	1,26	1,26	1,38	1,44

#### Ряд трехвалентных катионов

Катион	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	РЗЭ <sup>3+</sup> и Y <sup>3+</sup>
r, Å	0,68	0,94	0,98	1,13

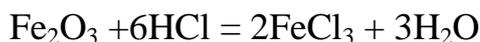
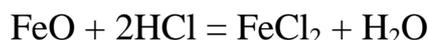
Группы изоморфных ионов отделены друг от друга двойной чертой. Аналогичные изоморфные ряды известны для анионов. Используя эти ряды, можно предсказать существование и свойства смешанных оксидов, гидроксидов и солей.

#### Ряд анионов

Анион	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	O <sup>2-</sup>	S <sup>2-</sup>	Se <sup>2-</sup>	Te <sup>2-</sup>
r, Å	1,21	1,63	1,71	1,90	1,31	1,84	1,92	2,26

Рассмотрим более подробно свойства **двойного** оксида Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> (FeO·Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). В воде указанный оксид не растворяется. В прокаленном виде химически инертный. Реагирует с кислотами, проявляя одновременно свойства оксида железа (II) и оксида железа (III).

При взаимодействии с соляной кислотой проявляются **основные** свойства оксидов:

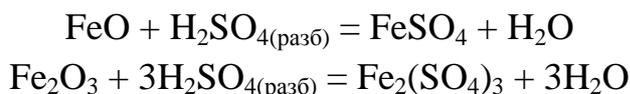


Суммарное уравнение реакции:



Продуктом реакции является смесь двух солей.

При растворении в разбавленной серной кислоте также проявляются основные свойства оксидов и образуется смесь солей железа (II) и железа (III):



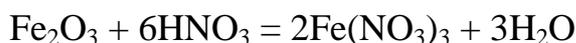
Суммарное уравнение реакции имеет вид:



При взаимодействии с азотной кислотой оксид железа (II) проявляет **восстановительные** свойства:



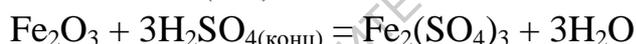
оксид железа (III) реагирует, проявляя основные свойства:



Суммарное уравнение реакции:



Проявляя восстановительные свойства, оксид железа (II) взаимодействует с концентрированной кислотой по типу ОВР:



Суммарное уравнение реакции:



Двойной оксид окисляется кислородом воздуха при прокаливании на воздухе:



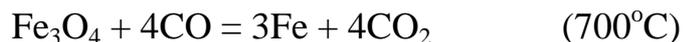
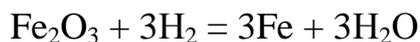
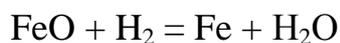
Основной реакцией при этом является окисление оксида железа (II):



Восстанавливается водородом, оксидом углерода (II), железом, алюминием:



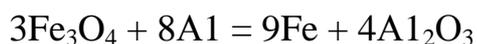
Промежуточные стадии:



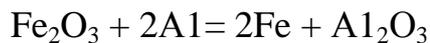
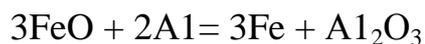
Последняя реакция является суммарной, промежуточные стадии можно отразить следующими уравнениями:



Двойной оксид проявляет **окислительные** свойства при взаимодействии с металлами:



Данная реакция является суммарной, промежуточные стадии можно отразить следующими уравнениями:

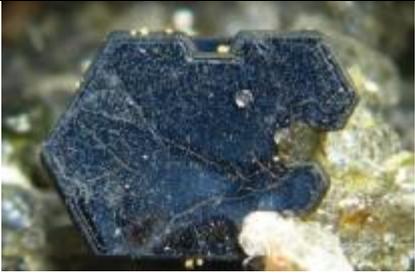


Простейшие соединения с кислородом, как установили геологи, образуют около 40 элементов. В табл. 3 приведены распространенные в природе минералы – оксиды.

Таблица 3 – Наиболее распространенные природные оксиды металлов

Формула / название	Внешний вид
<b>Cu<sub>2</sub>O</b> / куприт, красная медная руда	
<b>MgO</b> / периклаз	
<b>NiO</b> / бунзениит	
<b>MnO</b> /манганозит	
<b>ZnO</b> / цинкит	

<p><b><math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math></b>/гематит</p>	
<p><b><math>\text{MgAl}_2\text{O}_4(\text{MgO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3)</math></b>/шпинель</p>	
<p><b><math>\text{ZnAl}_2\text{O}_4(\text{ZnO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3)</math></b>/ганит</p>	
<p><b><math>\text{CuO}</math></b>/тенорит</p>	
<p><b><math>\text{PbO}</math></b>/массикот, глет</p>	

<p><b><math>Pb_3O_4</math>/сурик</b></p>	
<p><b><math>HgO</math>/монтроидит</b></p>	
<p><b><math>Al_2O_3</math>/корунд</b></p>	
<p><b><math>FeO \cdot TiO_2</math>/ильменит</b></p>	
<p><b><math>FeAl_2O_4(FeO \cdot Al_2O_3)</math>/герцинит</b></p>	
<p><b><math>FeCr_2O_4(FeO \cdot Cr_2O_3)</math>/хромит</b></p>	

**Кислотные оксиды** — продукты полной дегидратации (реальной или условной) кислотных гидроксидов, например  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Исключение: у оксидов  $\text{NO}_2$  и  $\text{ClO}_2$  нет соответствующих кислотных гидроксидов, но при взаимодействии со щелочами они образует две соли, например  $\text{NaNO}_2$  и  $\text{NaNO}_3$ ;  $\text{NaClO}_2$  и  $\text{NaClO}_3$ .

**Кислотные оксиды образуют неметаллы и переходные металлы в высших степенях окисления, им соответствуют кислоты**

Среди оксидов неметаллов есть газообразные ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SO}_2$ ), жидкие ( $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ ) и твердые ( $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ). В кислотных оксидах связь преимущественно ковалентная, полярность которой тем больше, чем больше разность электроотрицательностей элемента и кислорода. Оксиды с малополярной ковалентной связью имеют кислотный характер. Свойства элементов второго периода мало похожи на свойства своих аналогов третьего и последующих периодов. Примером могут служить диоксиды углерода  $\text{CO}_2$  и кремния  $\text{SiO}_2$ . Диоксид углерода  $\text{CO}_2$  – газ, диоксид кремния  $\text{SiO}_2$  – очень твердое вещество, плавящееся при  $1710^\circ\text{C}$ . Диоксид углерода имеет молекулярное строение, тип гибридизации центрального атома углерода –  $sp$ , а его молекула линейна ( $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ ). Диоксид кремния образует непрерывную сетку, в которой нет двойных связей: каждый атом кремния связан с четырьмя атомами кислорода, и каждый атом кислорода в свою очередь связан с двумя атомами кремния; имеет атомную кристаллическую решетку. Диоксиду углерода соответствует угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ( $K^1_{\text{д}} = 4,5 \cdot 10^{-7}$ ), которая проявляет более сильные кислотные свойства, чем кремниевая кислота  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  ( $K^1_{\text{д}} = 1,3 \cdot 10^{-10}$ ) и вытесняет кремниевую кислоту из растворов ее солей.

**Амфотерные оксиды** — продукты полной дегидратации (реальной или условной) амфотерных гидроксидов, например  $\text{BeO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Сохраняют химические свойства амфотерных гидроксидов. Амфотерные оксиды в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства, т.е. обладают двойственными свойствами (их образуют некоторые металлы –  $\text{Al}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cr}$  (III) и др.).

**Двойные оксиды** образованы либо атомами одного амфотерного элемента в разных степенях окисления, что и определяет их химические свойства, например  $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})_2\text{O}_4$ ,  $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{IV}})_2\text{O}_4$ ,



а)

б)

Рис. 4 Минерал лимонит, состав описывается формулой  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$   
а - аморфная структура, б – кристаллическая структура



Рис. 5 Минерал кергинит (кальциоферрит)  
состава  $(\text{Ca}, \text{Mg})_3(\text{Fe}, \text{Al})_3[\text{PO}_4]_4(\text{OH})_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ , сформирован в виде «щеточки»  
практически черного цвета.



Таблица растворимости является «подсказкой» для каждого студента, нужно только уметь ее «читать»:

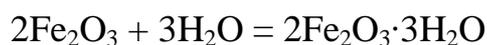
\*\*\* В воде растворимы оксиды, которым по таблице растворимости соответствуют растворимые *основные гидроксиды* – основания (исключение гидрат аммония) - символы «р» или «м».

*Кислотно-основные свойства* оксидов обусловлены их отношением к воде. Кислотные оксиды, растворимые в воде с образованием кислот, называют *ангидридами*. Оксиды взаимодействуют с веществами противоположными по свойствам:

Оксиды	Химические свойства
Основной оксид	Взаимодействие с водой: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{реакция не идет}$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} = \text{реакция не идет}$

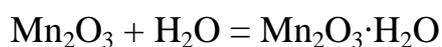
	<p>Взаимодействие с кислотными оксидами:</p> $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ $3\text{Na}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{Na}_3\text{PO}_4$ <p>Взаимодействие с кислотами:</p> $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Кислотный оксид	<p>Взаимодействие с водой:</p> $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{реакция не идет}$ <p>Взаимодействие с основными оксидами:</p> $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$ $\text{SiO}_2 + \text{CaO} = \text{CaSiO}_3$ <p>Взаимодействие со щелочами:</p> $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4$ $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерный оксид	<p>Взаимодействие с водой:</p> <p>все амфотерные оксиды нерастворимы в воде</p> $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} = \text{реакция не идет}$ <p>Взаимодействие с основными оксидами:</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2$ <p>Взаимодействие с кислотными оксидами:</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ <p>Взаимодействие с кислотами:</p> $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>Взаимодействие с растворами щелочей:</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ <p>Сплавление со щелочью:</p> $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

В геологии процесс добавления воды к породе или минералу носит название *гидратации*. Примерами гидратации могут служить следующие процессы:



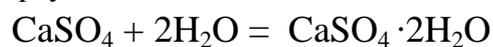
гематит

лимонит



браунит

манганит



ангидрит

гипс

Гидратация сопровождается увеличением объема вещества. При образовании гипса из ангидрита происходит увеличение объема на 30%. Действие воды на некоторые силикаты приводит к возникновению цеолитов – обводненных силикатов Na и Ca.



**\*\*\* В воде растворимы все кислотные оксиды за исключением  $\text{SiO}_2$**

Свойства оксидов во многом определяются природой образующих их элементов, а также положением элементов в периодической таблице. Так характер высших оксидов в пределах одного периода изменяется от основного через амфотерный к кислотному:

$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
Сильный основной оксид	Основной оксид	Амфотерный оксид	Слабый кислотный оксид	Средней силы кислотный оксид	Сильный кислотный оксид	Наиболее сильный кислотный оксид

**Чем активнее металл, тем сильнее выражены основные свойства его оксида. С увеличением номера периода происходит медленное ослабление кислотных и увеличение основных свойств высших оксидов**

У одного и того же элемента низшие оксиды являются менее кислотными, чем высший оксид. В качестве примера, можно рассмотреть низший оксид серы  $\text{SO}_2$  и высший оксид  $\text{SO}_3$ , которым соответствуют средней силы кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и сильная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

$\text{CrO}$  - основной оксид;  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  – амфотерный и  $\text{CrO}_3$  – кислотный. С ростом степени окисления элемента происходит увеличение кислотных свойств оксидов.

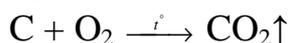
**Окислительно-восстановительные свойства оксидов зависят от степени окисления атомов, образующих оксиды. Общая закономерность изменения окислительно-восстановительных свойств: с увеличением степени окисления элемента происходит уменьшение восстановительных свойств оксида и возрастание окислительных свойств**

Свойства соединений, проявляемые в окислительно-восстановительных процессах более подробно рассмотрены в учебном пособии «Количественные

характеристики окислительно-восстановительных процессов» авторов-составителей Кожиной Л.Ф., Капустиной Е.В. –Саратов: Изд-во «Научная книга», 2008. – 64с.

**Способы получения** оксидов различны. Основными являются следующие:

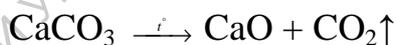
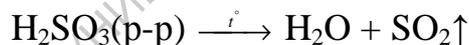
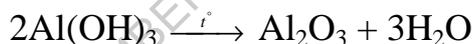
1. Термодинамически устойчивые оксиды можно получить синтезом из простых веществ (при различных условиях):



**Чем выше активность металла, тем больше термодинамическая устойчивость его оксида**

Молекулярный кислород непосредственно окисляет все элементы, кроме азота, галогенов и благородных газов. Химически инертные металлы, такие как золото и платина, реагируют с кислородом: их поверхность покрыта тонкой пленкой оксидов.

2. Оксиды образуются в результате разложения при нагревании кислородных соединений - гидроксидов (оснований, кислот) и солей (карбонатов, нитратов и т.п.):



3. Если ангидриду соответствует непрочная кислота и основному оксиду - непрочное основание, то возможно получить оксид действием более сильных кислот и щелочей на соответствующую соль:



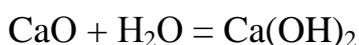




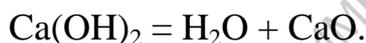
## 5. Гидроксиды и их свойства

**Гидроксиды** — соединения элементов с гидроксогруппами  $\text{OH}^-$ . В гидроксиде степень окисления элемента всегда положительна — от +I до +VIII. По химическим свойствам делятся на *основные*, *кислотные* и *амфотерные* гидроксиды.

**Основные гидроксиды (основания)** образованы металлическими элементами, им соответствуют основные оксиды (продукты реального или условного взаимодействия с водой). Например,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ :



Основные гидроксиды замещают свои гидроксогруппы по правилам валентности с образованием солей, степень окисления атома металла не изменяется. При полной дегидратации переходят в основные оксиды:



Составить формулы основных гидроксидов также помогает таблица растворимости. Чтобы составить формулу основания необходимо обратить внимание на заряд катиона металла (катиона аммония) и записать после символа катиона гидроксогруппы, учитывая, что их число должно быть равно числу положительного заряда катиона:



(проверить: суммарное число положительных зарядов равно суммарному числу отрицательных зарядов).

Названия оснований составляются из слова гидроксид и названия металла в родительном падеже. Если элемент образует несколько оснований, то степень его окисления указывается римской цифрой в скобках:

$\text{KOH}$  — гидроксид калия,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  — гидроксид хрома (II),  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  — гидроксид хрома (III).

Сильные основания, растворимые в воде, называются щелочами:  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . Традиционные русские названия некоторых оснований:

$\text{NaOH}$   
едкий натр

$\text{KOH}$   
едкое кали

$\text{Ca}(\text{OH})_2$   
гашеная известь (тв.)  
известковая вода (в растворе)

Гидроксиды металлов принято делить на *растворимые* (щёлочи) и *нерастворимые* в воде. Основное различие между ними заключается в том, что концентрация ионов  $\text{OH}^-$  в растворах щелочей достаточно высока, для нерастворимых — обычно очень мала.

Основания классифицируются по кислотности (по числу гидроксильных групп, образующихся при электролитической диссоциации) и по силе (по величине константы диссоциации):

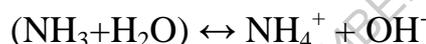
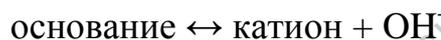
Кислотность основного гидроксида	<i>однокислотные:</i> NaOH, KOH <i>двухкислотные:</i> Ca(OH) <sub>2</sub> , Fe(OH) <sub>2</sub> <i>трехкислотные:</i> Fe(OH) <sub>3</sub> , Al(OH) <sub>3</sub>
Сила основного гидроксида	<i>сильные:</i> NaOH, KOH, Ca(OH) <sub>2</sub> <i>средние:</i> Mg(OH) <sub>2</sub> <i>слабые:</i> Fe(OH) <sub>3</sub> , Al(OH) <sub>3</sub>



**\*\*\* Сильные электролиты:** растворы основных гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов; несмотря на малую растворимость в воде гидроксиды кальция, стронция и бария являются сильными электролитами, т.к. та часть, которая растворилась в воде, полностью распадается на ионы.

**Общие основные химические свойства** оснований обусловлены гидроксид-ионами OH<sup>-</sup>, образующимися в растворе. Растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу и ткани.

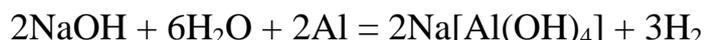
1. Диссоциация в воде на ионы:



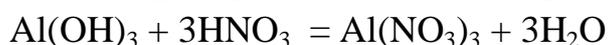
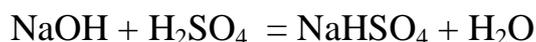
2. Изменение цвета индикатора:

Вещество	Индикатор	Изменение окраски раствора
Основной гидроксид (наличие в растворе ионов OH <sup>-</sup> )	Лакмус	От фиолетовой на синюю
	Фенолфталеин	Приобретает малиновую
	Метилоранж	От оранжевой до желтой

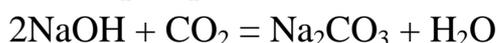
3. Взаимодействие щелочей с амфотерными металлами



4. Основание + кислота → соль + H<sub>2</sub>O (реакция нейтрализации):

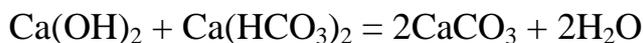


5. Основание + кислотный (амфотерный) оксид → соль + H<sub>2</sub>O





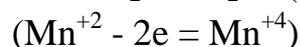
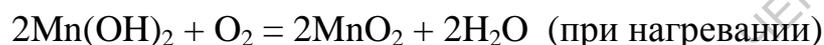
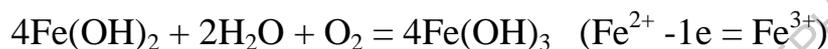
6. Растворимое основание + соль:



7. Основание (щелочь) + амфотерный гидроксид:



*Проявление восстановительных свойств:*



*Проявление окислительных свойств:*



Реакция происходит при нагревании со свежеполученным гидроксидом меди.

Признак реакции – образование осадка красно-оранжевого цвета  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

**Амфотерные гидроксиды** образованы амфотерными элементами, например  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

**Амфотерные гидроксиды** - гидроксиды, которые при электролитической диссоциации образуют одновременно и катионы водорода и гидроксид-ионы.

Например:  $\text{Al}(\text{OH})_3 \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$

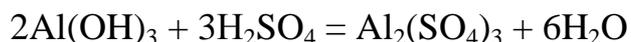


диакватетрагидроксоалюминат-ион

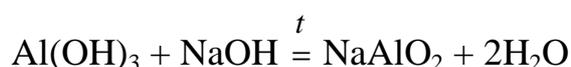
При полной дегидратации переходят в амфотерные оксиды:



Проявляют свойства *основных* и *кислотных* гидроксидов, образуют два вида солей, в которых амфотерный элемент входит в состав либо катионов солей, либо их анионов. Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами щелочей:

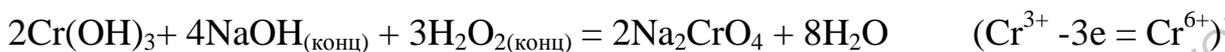


при **сплавлении** со щелочью образуется метаалюминат:



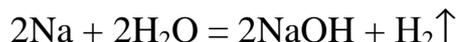
Основный характер амфолитов в подгруппах возрастает с номером периода; а сила кислот уменьшается в том же порядке.

Если элемент, образующий амфотерный гидроксид, находится в промежуточной степени окисления, то он может проявлять **восстановительные** свойства в сильнощелочной среде в присутствии сильного окислителя:

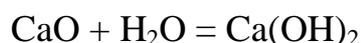


*Получение оснований* в лаборатории:

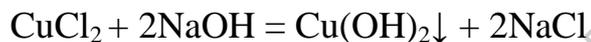
1. Взаимодействие активного металла с водой:



2. Взаимодействие основного оксида с водой:



3. Действие щелочи на растворы солей (способ получения нерастворимого в воде основания):



Промышленные способы получения оснований изложены в соответствующих учебниках.

**Кислотные гидроксиды (кислородсодержащие кислоты)** образованы кислотными оксидами:



При этом следует помнить, что кислотные оксиды образуют неметаллы, и d-металлы в максимальной положительной степени окисления.

Сила кислородсодержащих кислот зависит от строения их молекул. Формулу кислородсодержащих кислот можно в общем виде записать:  $\text{ЭO}_m(\text{OH})_n$ , учитывая, что в молекулах имеются связи  $\text{Э} - \text{O} - \text{H}$  и  $\text{Э}=\text{O}$ . Сила кислот не зависит от их основности – числа групп  $\text{OH}$  (числа  $n$ ). Но сила кислот существенно зависит от числа не связанных в  $\text{OH}$ -группы атомов кислорода (т.е. числа  $m$ ). По первой ступени диссоциации кислоты типа  $\text{Э}(\text{OH})_n$  относятся к очень слабым, типа  $\text{ЭO}(\text{OH})_n$  - к слабым, типа  $\text{ЭO}_2(\text{OH})_n$  - к сильным, типа  $\text{ЭO}_3(\text{OH})_n$  - к очень сильным. Резкое возрастание силы кислот с увеличением  $m$  можно объяснить оттягиванием электронной плотности от связи  $\text{O} - \text{H}$  на связь  $\text{Э} = \text{O}$ . Это приводит к снижению прочности связи  $\text{O} - \text{H}$ , облегчению ее разрыва с отщеплением иона  $\text{H}^+$ . Некоторые неметаллы образуют несколько кислот:  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{HNO}_2$  и  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$  и  $\text{HClO}_4$ . **Чем выше степень окисления элемента, тем сильнее кислота.**

Некоторые студенты пытаются запомнить формулы кислот и очень часто допускают большое количество ошибок при выполнении различных самостоятельных заданий. Чтобы этого избежать, нужно научиться работать с таблицей растворимости, которая всегда имеется в распоряжении студента. По горизонтали в таблице растворимости приведены различные катионы с указанием заряда, а по вертикали указаны анионы (кислотные остатки). Чтобы составить формулу любой кислоты, нужно выписать соответствующий анион, например,  $\text{SO}_3^{2-}$ , заряд этого аниона равен -2, следовательно, перед символом аниона необходимо записать символ катиона водорода  $\text{H}^+$   $\text{SO}_3^{2-}$ , и число атомов водорода в составе кислоты должно быть равно 2:  $\text{H}_2^+ \text{SO}_3^{2-}$ , чтобы выполнялось условие электронейтральности:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

Кислотные гидроксиды способны полностью или частично замещать атом водорода на катион металла по правилам валентности с образованием средних или кислых солей, — средние ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) и кислые ( $\text{HCO}_3^-$ ). При полной дегидратации кислотные гидроксиды переходят в кислотные оксиды:  $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3$ . Кислотные гидроксиды называют кислородсодержащими кислотами или оксокислотами.

*Номенклатура кислот.* Названия кислородсодержащих кислот образуются от названия неметалла с прибавлением окончаний *-ная*, *-вая*, если степень окисления его соответствует номеру группы периодической системы:

$\text{HClO}_4$	+7	хлорная
$\text{HNO}_3$	+5	азотная
$\text{H}_2\text{SO}_4$	+6	серная
$\text{HMnO}_4$	+7	марганцовая

по мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: *-оватая*, *-истая*:

$\text{HClO}_3$	+5	хлорноватая
$\text{HNO}_2$	+3	азотистая
$\text{H}_2\text{SO}_3$	+4	сернистая
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	+6	марганцовистая

Если элемент в одной и той же степени окисления образует несколько кислородсодержащих кислот, то к названию кислоты с меньшим содержанием кислородных атомов добавляется префикс "мета", при наибольшем числе - префикс "орто":

$(\text{HPO}_3)_n$   
метафосфорные

$\text{H}_3\text{PO}_4$   
ортофосфорная

В качестве примера рассмотрим взаимодействие оксида фосфора (V) с водой:

$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$  (в реакции принимает участие одна молекула воды) – метафосфорная кислота

$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$  (в реакции принимает участие большее количество воды – три молекулы) – ортофосфорная кислота.

Все кислоты классифицируются по основности (по числу ионов водорода, образующихся при электролитической диссоциации) и силе (по константе диссоциации кислот):

Основность кислоты	<i>одноосновные:</i> $HNO_3, HNO_2, HClO, HClO_2, HClO_3, HClO_4$ ; <i>двухосновные:</i> $H_2SO_4$ , <i>трехосновные:</i> $H_3PO_4$
Сила кислоты	<i>сильные:</i> $HNO_3, H_2SO_4$ <i>средней силы:</i> $H_3PO_4, H_2SO_3, HNO_2$ , <i>слабые:</i> $H_2CO_3, H_4SiO_4$

При обычных условиях кислоты могут быть твердыми (фосфорные), жидкими (серная) или растворами газов в воде (сернистая).

**Общие химические свойства** кислот обусловлены ионами водорода  $H^+$  ( $H_3O^+$  - гидроксония), образующимися в растворе. Растворы кислот имеют кислый вкус, разъедают растительные и животные ткани.

1. Диссоциация в воде на ионы:

кислота +  $H_2O \leftrightarrow$  анион +  $H_3O^+$  (ион гидроксония:  $H_2O + H^+$ )

*одноосновные* кислоты:

$HNO_2 + H_2O \leftrightarrow NO_2^- + H_3O^+$

часто используют упрощенные реакции диссоциации кислот:

$HNO_2 \leftrightarrow H^+ + NO_2^-$

$H_3PO_2 - H(H_2PO_2)$  фосфорноватистая кислота

$H(H_2PO_2) \leftrightarrow H^+ + (H_2PO_2)^-$

*двухосновные* кислоты:

$H_2SO_4 = H^+ + HSO_4^-$                        $HSO_4^- \leftrightarrow H^+ + SO_4^{2-}$

$H_3PO_3 - H_2(HPO_3)$  фосфористая кислота

$H_2(HPO_3) \leftrightarrow H(HPO_3)^- + H^+$                $H(HPO_3)^- \leftrightarrow (HPO_3)^{2-} + H^+$

Необходимо отметить, что бескислородные кислоты ( $HCl, H_2S$  и др.) , а также органические карбоновые кислоты (например уксусная кислота  $CH_3COOH$ ) обладают общими кислотными свойствами за счет наличия в растворах катионов водорода  $H^+$ :

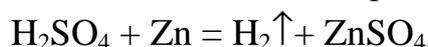
$HCl = H^+ + Cl^-$ ;               $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$

2. Изменение цвета индикатора:

<i>Вещество</i>	<i>Индикатор</i>	<i>Изменение окраски раствора</i>
Кислота (наличие в растворе $H^+$ )	Лакмус	От фиолетовой на красную
	Фенолфталеин	Остается бесцветной
	Метилоранж	От оранжевой до розовой

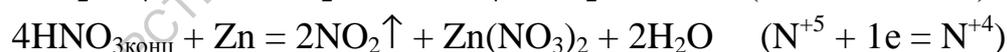
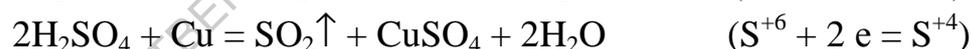
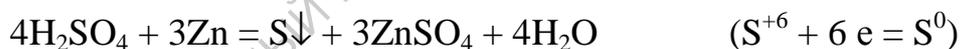
3. Кислота разб. + металл =  $H_2$  + соль (кроме  $HNO_3$ )

С выделением водорода взаимодействуют металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов левее водорода:

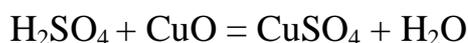


Приведенная реакция относится к *окислительно-восстановительной*, протекает с изменением степени окисления элементов атомов водорода и цинка, т.к. окислителем является  $H^+$ , а восстановителем – металл.

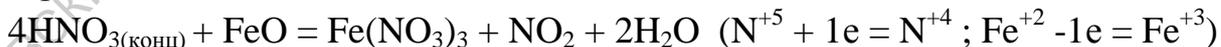
4. Кислота ( $H_2SO_4$  конц.,  $HNO_3$  любой конц.) + металл  $\rightarrow$  продукты восстановления аниона кислоты + соль металла; *проявление окислительных свойств* кислот за счет катионов, содержащих серы и азота в максимальной степени окисления:



5. Кислота + основной (или амфотерный) оксид  $\rightarrow$  соль +  $H_2O$ :

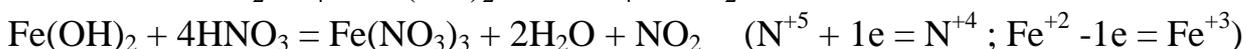
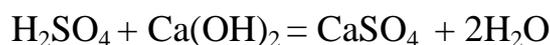


(проявление общих кислотных свойств)



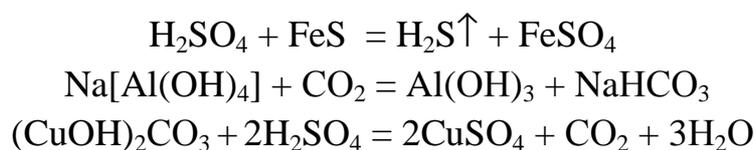
(проявление одновременно общих кислотных свойств и окислительных свойств кислоты)

6. Кислота + основание  $\rightarrow$  соль +  $H_2O$  (реакция нейтрализации):

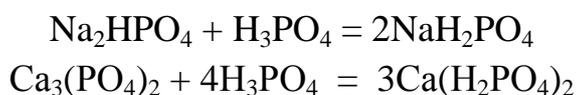


(проявление одновременно общих кислотных свойств и окислительных свойств кислоты)

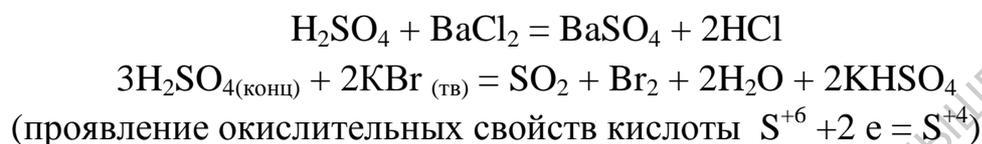
7. Кислота + соль: (сильные кислоты вытесняют слабые из их солей):



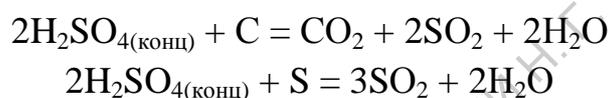
образование кислых солей:



образование осадка:



8. Кислота + неметалл → проявление окислительных свойств кислоты ( $\text{S}^{+6} + 2\text{e} = \text{S}^{+4}$ ):



9. Проявление окислительных свойств кислоты:



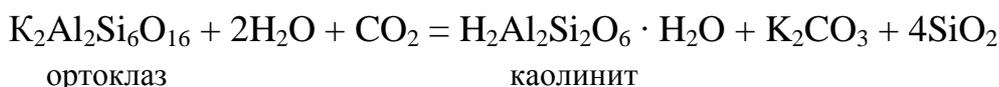
В природе вытеснение слабых кислот более сильными из их солей хорошо демонстрируется на примере силикатных пород.

Разложение силикатов (солей слабой кремниевой кислоты  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) гидролизом часто сопровождается действием угольной кислоты ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ). В результате активного воздействия воды и  $\text{CO}_2$  силикатные породы теряют щелочные и щелочноземельные металлы, которые переходят в раствор в виде карбонатов. В раствор также переходят гидратированные щелочные силикаты и кремнезем, а на месте остаются нерастворимые гидроксиды алюминия, железа и марганца и большая часть кремнезема.

В общем виде действие  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CO}_2$  на силикаты можно записать:



В зависимости от состава и строения силикатов уравнение реакции может быть весьма сложным. В геологическом отношении наиболее важным является процесс выветривания полевых шпатов – главных материалов литосферы. Разложение ортоклаза с участием углекислоты происходит следующим образом:



На месте выветривания остается каолинит, карбонат кальция полностью переходит в раствор, а кремнезем частично. Аналогичным путем происходит разложение натриевого полевого шпата – альбита. По конечному продукту выветривания такой процесс называется *каолинизацией*.





\*\*\* Рассмотрим изменение окислительной способности в ряду кислородсодержащих кислот хлора. Казалось бы, с увеличением степени окисления атома хлора должна увеличиваться способность к присоединению электронов. В действительности **окислительные свойства увеличиваются в обратном порядке:  $HClO > HClO_2 > HClO_3 > HClO_4$** .

Связано это с тем, что в процессе восстановления должно происходить отщепление атомов кислорода, которое происходит тем труднее, чем выше степень окисления атома хлора.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Лабораторная работа 3  
Свойства основных и кислотных гидроксидов

**Цель:** изучение химических свойств гидроксидов

Опыт 1. *Окраска индикаторов в зависимости от среды раствора*

Налейте в одну пробирку дистиллированной воды, в другую – кислоты, в третью – щелочь. В каждую добавьте фиолетовый лакмус. Повторите аналогичный эксперимент с метилоранжем и фенолфталеином. Результаты опыта занесите в таблицу.

Индикатор	Окраска индикатора		
	Среда		
	Нейтральная [H <sup>+</sup> ] = [OH <sup>-</sup> ]	Кислая [H <sup>+</sup> ] > [OH <sup>-</sup> ]	Щелочная [H <sup>+</sup> ] < [OH <sup>-</sup> ]
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеин			

**Вывод:** в кислой среде - \_\_\_\_\_  
в щелочной среде - \_\_\_\_\_  
(какой индикатор наиболее резко изменяет окраску при изменении среды раствора)

Опыт 2. *Амфотерные гидроксиды*

Налейте в одну пробирку раствор соли цинка, в другую – соли хрома (III). В каждую пробирку осторожно *по каплям* при перемешивании прибавьте раствор щелочи до появления студенистого осадка. Отметьте цвет осадков. Напишите уравнения реакций:



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_

(укажите окраску исходного соединения и продуктов реакции)

Каждый осадок разделите на две части и к одной из них добавьте раствор серной кислоты, а к другой – избыток раствора щелочи. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_

(укажите окраску исходного соединения и продуктов реакции)



Наблюдения: \_\_\_\_\_

(укажите окраску исходного соединения и продуктов реакции)

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(что такое амфотерность и в чем она выражается?)

### Опыт 3. Получение нерастворимых в воде гидроксидов

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора сульфата меди  $\text{CuSO}_4$  и добавьте раствор гидроксида натрия  $\text{NaOH}$  до образования гидроксида меди.

Напишите уравнение химической реакции.



Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(какая реакция является основой получения нерастворимых гидроксидов?)

### Опыт 4. Изучение свойств гидроксида меди (II)

Гидроксид меди, полученный в опыте 3 разделите на 2 порции. Первую порцию вещества нагрейте в пламени горелки. Обратите внимание на признаки химической реакции. Запишите:

Наблюдения: \_\_\_\_\_



К содержимому второй пробирки прилейте разбавленной серной кислоты:



Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(какие свойства характерны для нерастворимых в воде гидроксидов?)

Минералы – гидроксиды металлов широко распространены в природе (Таблица 4).

Таблица 4 – Природные минералы-гидроксиды

Формула/название	Внешний вид
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ /брусит	
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ /портландит	
$\text{Al}(\text{OH})_3$ /гидрагиллит	
$(\text{Fe},\text{Mg})[\text{OH}]_2$ /ферробрусит	

<b>FeOOH/лепидокрокит</b>	
---------------------------	--

Константы диссоциации некоторых кислот и оснований приведены ниже:

**Таблица 5 Константы диссоциации некоторых кислот и оснований**

<i>Название</i>	<i>Формула</i>	<i>K<sub>1</sub></i>	<i>K<sub>2</sub></i>	<i>K<sub>3</sub></i>
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>
<b>Кислоты</b>				
Азотистая	HNO <sub>2</sub>	6,9·10 <sup>-4</sup>		
Борная (орто)	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	7,1·10 <sup>-10</sup>	1,8·10 <sup>-13</sup>	1,6·10 <sup>-14</sup>
Бромноватая	HBrO <sub>3</sub>	2,0·10 <sup>-1</sup>		
Бромноватистая	HBrO	2,2·10 <sup>-9</sup>		
Дихромовая	H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		2,3·10 <sup>-2</sup>	
Иодноватая	HIО <sub>3</sub>	1,7·10 <sup>-1</sup>		
Иодноватистая	HIО	2,3·10 <sup>-11</sup>		
Кремниевая (орто)	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	1,3·10 <sup>-10</sup>	1,6·10 <sup>-12</sup>	2,0·10 <sup>-14</sup>
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>
Марганцовистая	H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	10 <sup>-1</sup>	7,1·10 <sup>-11</sup>	
Муравьиная	HCOOH	1,8·10 <sup>-4</sup>		
Селеновая	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>		1,2·10 <sup>-2</sup>	
Серная	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		1,15·10 <sup>-2</sup>	
Сернистая	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1,4·10 <sup>-2</sup>	6,2·10 <sup>-8</sup>	
Сероводородная	H <sub>2</sub> S	1,0·10 <sup>-7</sup>	2,5·10 <sup>-13</sup>	
Тиосерная	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	2,5·10 <sup>-1</sup>	1,9·10 <sup>-2</sup>	
Угольная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4,5·10 <sup>-7</sup>	4,8·10 <sup>-11</sup>	
Уксусная	CH <sub>3</sub> COOH	1,7·10 <sup>-5</sup>		
Фосфористая	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	3,1·10 <sup>-2</sup>	1,6·10 <sup>-7</sup>	
Фосфорная (орто)	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	7,1·10 <sup>-3</sup>	6,2·10 <sup>-8</sup>	5,0·10 <sup>-13</sup>
Фтороводородная (плавииковая)	HF	6,2·10 <sup>-4</sup>		
Хромовая	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	1,6·10 <sup>-1</sup>	3,2·10 <sup>-7</sup>	
Щавелевая	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	5,6·10 <sup>-2</sup>	5,4·10 <sup>-5</sup>	

<b>Основания</b>				
Алюминия гидроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$			$1 \cdot 10^{-9}$
Аммония гидроксид	$\text{NH}_4\text{OH}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Бериллия гидроксид	$\text{Be}(\text{OH})_2$	$3,0 \cdot 10^{-7}$	$3,3 \cdot 10^{-8}$	
Висмута гидроксид	$\text{Bi}(\text{OH})_3$		$4,0 \cdot 10^{-4}$	$4,0 \cdot 10^{-13}$
Железа (II) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$6,2 \cdot 10^{-5}$	$2,8 \cdot 10^{-6}$	
Железа (III) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$3,2 \cdot 10^{-10}$	$5,0 \cdot 10^{-10}$	$1,3 \cdot 10^{-12}$
Кадмия гидроксид	$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2,4 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-7}$	
Кобальта гидроксид	$\text{Co}(\text{OH})_2$	$1,6 \cdot 10^{-5}$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	
Магния гидроксид	$\text{Mg}(\text{OH})_2$		$2,5 \cdot 10^{-3}$	
Марганца (II) гидроксид	$\text{Mn}(\text{OH})_2$		$1,2 \cdot 10^{-4}$	
Меди (II) гидроксид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$6,6 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-6}$	
Никеля (II) гидроксид	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$2,6 \cdot 10^{-4}$	$1,1 \cdot 10^{-5}$	
Олова (II) гидроксид	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$9,8 \cdot 10^{-10}$	$1,2 \cdot 10^{-12}$	
Ртуты (II) гидроксид	$\text{Hg}(\text{OH})_2$	$3,9 \cdot 10^{-12}$	$5 \cdot 10^{-11}$	
Свинца(II) гидроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	
Серебра гидроксид	$\text{AgOH}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$		
Хрома (III) гидроксид	$\text{Cr}(\text{OH})_3$		$2 \cdot 10^{-8}$	$7,9 \cdot 10^{-11}$
Цинка гидроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	$4,9 \cdot 10^{-7}$	

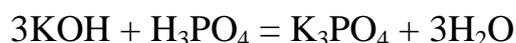
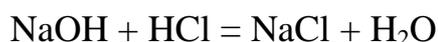
САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ ГАБРИЕЛЫ ПЕТРОВНЫ СКОБЕЛОВОЙ

## 6. Соли и их свойства

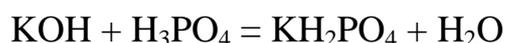
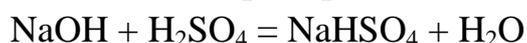
В настоящее время принята следующая классификация солей:

<i>средние</i>	<i>кислые</i>	<i>основные</i>
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	$\text{NaHSO}_4$	$\text{MgOHCl}$
<i>двойные</i>	<i>смешанные</i>	<i>комплексные</i>
$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

При полном замещении атома водорода в кислоте на металл образуются **средние** соли, например:

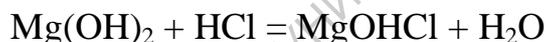


При неполном замещении атомов водорода в составе многоосновной кислоты – **кислые** соли, например:



Напомним, к образованию кислых солей способны многоосновные кислоты.

При неполном замещении гидроксогрупп основания, содержащего две или три гидроксогруппы, на кислотный остаток образуются **основные** соли:



Для составления формул солей записываем символы катионов и анионов, соблюдая принцип электронейтральности, записываем формулу вещества, например:  $(\text{Zn}^{2+})(\text{PO}_4^{3-}) = \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$  или  $(\text{Mg}^{2+})(\text{NO}_3^-) = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

*Номенклатура солей.* Названия **средних** солей состоят из двух слов: названия аниона в именительном падеже и катиона в родительном падеже. Если металл проявляет различную степень окисления, то ее указывают в скобках римской цифрой.



нитрат

калия



хлорид

аммония



сульфат

железа (II)



хлорид

железа (III)

Названия **кислых** солей образуются добавлением к аниону приставки "гидро" -, а если необходимо, то с соответствующими числительными:



гидрофосфат натрия



дигидрофосфат натрия

Названия *основных* солей образуются добавлением к аниону приставки "гидроксо" -, а если необходимо, то с соответствующими числительными:

$\text{AlOHSO}_4$   
гидрокосульфат алюминия

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$   
дигидроксохлорид алюминия

### Алгоритм составления формул солей:

– при составлении формулы *средней* соли записываем символы катиона и аниона с указанием заряда (подсказкой является таблица растворимости). Например, карбонат натрия -  $\text{Na}^+$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ . Общий множитель для ионов равен 2 (1·2). Индекс для катиона натрия равен  $2:1 = 2$ , для аниона индекс равен  $2:2 = 1$ . Формула соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Принцип электронейтральности соблюдается  $(+1) \cdot 2 + (-2) = 0$ , формула соединения составлена правильно.

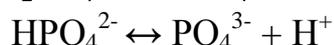
– при составлении формулы *кислой* соли необходимо учитывать *основность* кислот, например: фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  трехосновная, образует три типа солей: средние соли – фосфаты  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ; кислые соли гидрофосфаты  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$  и дигидрофосфаты  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . Заряд аниона (кислотного остатка) определяется из формулы и основности кислоты – например,  $\text{H}_2\text{S}$  имеет два аниона  $\text{HS}^-$  и  $\text{S}^{2-}$ .

$\text{H}_3\text{PO}_3$  – фосфористая кислота, двухосновная; чтобы показать основность кислоты формулу часто записывают  $\text{H}_2(\text{HPO}_3)$ . Соответствующая средняя соль, например, фосфит натрия, имеет формулу  $\text{Na}_2(\text{HPO}_3)$ ; кислая соль  $\text{NaH}(\text{HPO}_3)$ .

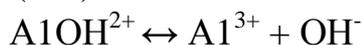
$\text{H}_3\text{PO}_2$  или  $\text{H}(\text{H}_2\text{PO}_2)$  – фосфорноватистая кислота, одноосновная и образует только среднюю соль, например, гипофосфит натрия  $\text{Na}(\text{H}_2\text{PO}_2)$ .

– при составлении формул *основных* солей необходимо учитывать *кислотность* оснований (число гидроксильных групп). Заряд катиона определяется из формулы гидроксида: например,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  может иметь два катиона  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{CaOH}^+$ .

Чтобы составить формулы кислых, средних или основных солей, удобно пользоваться уравнениями диссоциации многоосновных кислот:



и многокислотных оснований:



Число анионов, образующихся при диссоциации кислот, указывает на число возможных солей и дает информацию о заряде аниона.

Число катионов, образующихся при диссоциации основных гидроксидов, определяет число возможных солей и дает информацию о заряде катиона.

**При составлении формул соединений необходимо учитывать, что алгебраическая сумма зарядов всех частиц должна быть равна нулю**

**Растворы солей, среда которых имеет кислотную или щелочную среду в результате процесса гидролиза, проявляют кислотные или основные свойства**

Химические свойства солей определяются природой катионов и анионов, образующих соль. **Средние соли** содержат средние кислотные остатки кислородсодержащих кислот, например,  $K_2CO_3$ ,  $Mg(NO_3)_2$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$  и бескислородных кислот:  $KCl$ ,  $NaCl$ . Основная часть средних солей в растворе существует в виде ионов, поэтому их свойства обусловлены свойствами присутствующих в растворе катионов и анионов.

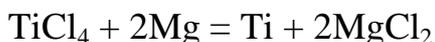
### Химические свойства средних солей

1. Соль + металл → новая соль + новый металл,  
*более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей:*

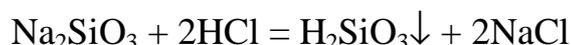
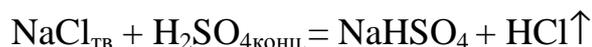


При этом нельзя использовать металлы, растворимые в воде, т.к. они взаимодействуют с водой, содержащейся в водном растворе.

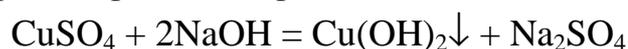
*Более активные металлы восстанавливают менее активные из расплавов их солей (вакуумно-термический способ получения металлов):*



2. Соль + кислота → новая соль + новая кислота,  
где кислота более сильная, чем анион кислоты, входящей в состав исходной соли:



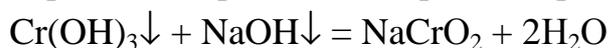
3. Соль + щелочь → новое нерастворимое основание + новая соль (*способ получения нерастворимых гидроксидов*):



\*Гидроксиды амфотерных металлов при взаимодействии с избытком щелочи превращаются в гидрокомплексы:



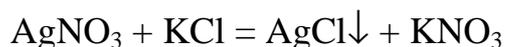
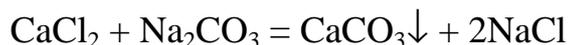
\*При сплавлении с твердыми гидроксидами процесс происходит иначе:



\*При взаимодействии солей амфотерных металлов с избытком щелочи образуются соответствующие гидроксокомплексы:



4. Соль + соль → нерастворимая соль + новая соль:



\*В осадок выпадает наименее растворимое вещество (с меньшей величиной ПР). Условие образования осадка – реальное произведение ионов труднорастворимого вещества в растворе больше табличного значения ПР.

5. Термически неустойчивые соли при нагревании разлагаются. Процесс разложения может протекать по кислотно-основному типу (без изменения степени окисления элементов):



или по окислительно-восстановительному типу:



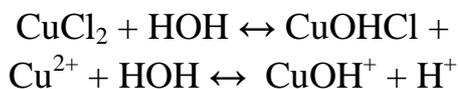
6. Гидролиз в растворах солей.

Гидролизом соли называют взаимодействие соли с молекулами воды, приводящее к образованию слабых электролитов. Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- *слабым основанием* и сильной кислотой: гидролиз по катиону; среда раствора кислотная,  $\text{pH} < 7$ ; лакмус приобретает красно-розовую окраску; *кислотность слабого основания определяет число стадий гидролиза*;

например,

CuCl <sub>2</sub>	Cu(OH) <sub>2</sub> основание	слабое	Cu <sup>2+</sup> имеется в составе соли и слабого основания, взаимодействует с водой в процессе гидролиза
	HCl	сильная кислота	



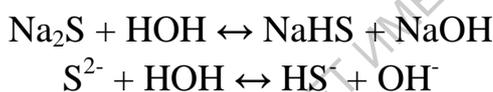
Диссоциация слабого основания:



$\text{Cu}^{2+}$  образуется на 2-ой стадии диссоциации основания, поэтому при расчете константы гидролиза по первой стадии  $K_r = K_{(\text{H}_2\text{O})} / K_{\text{осн}}$  применяют  $K_2 \text{Cu(OH)}_2$ ;  $K_r = 10^{-14} / 7,9 \cdot 10^{-14} = 0,13$

- *слабой кислотой* и сильным основанием: гидролиз по аниону; среда раствора основная,  $\text{pH} > 7$ ; фенолфталеин приобретает малиновую окраску; *основность слабой кислоты определяет число стадий гидролиза*; например,

$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{H}_2\text{S}$ слабая кислота	Ионы $\text{S}^{2-}$ имеется в составе соли и слабой кислоты, взаимодействует с водой в процессе гидролиза
	$\text{NaOH}$ сильное основание	



Диссоциация слабой кислоты:

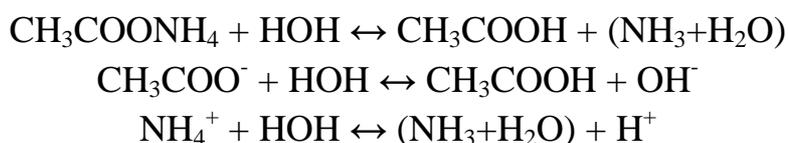


$\text{S}^{2-}$  образуется на 2-ой стадии диссоциации слабой кислоты, поэтому при расчете константы гидролиза по первой стадии  $K_r = K_{(\text{H}_2\text{O})} / K_{\text{к-ты}}$  применяют  $K_2 (\text{H}_2\text{S})$ ;  $K_r = 10^{-14} / 2,5 \cdot 10^{-13} = 0,4 \cdot 10^{-1}$

- *слабым основанием* и *слабой кислотой*; гидролиз по катиону и аниону одновременно; среда раствора близка к нейтральной,  $\text{pH} \approx 7$ ; индикаторы не меняют окраску; возможен полный и необратимый гидролиз – *продукты гидролиза выводятся из среды раствора в виде осадка и газа одновременно*.

Например,

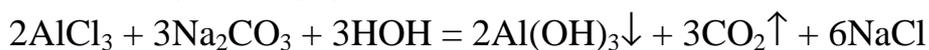
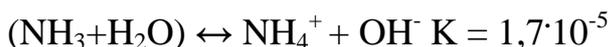
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	$\text{CH}_3\text{COOH}$ слабая кислота	$\text{CH}_3\text{COO}^-$ и $\text{NH}_4^+$ имеются в составе соли и ионы слабого основания и слабой кислоты, принимают участие в процессе взаимодействия с водой
	$(\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O})$ слабое основание	



Диссоциация слабой кислоты:



Диссоциация слабого основания:



\*При взаимодействии растворов солей с противоположным типом гидролиза происходит взаимное усиление гидролиза:



Для расчета констант обратимого процесса гидролиза можно использовать указанные формулы:

Гидролиз		
По аниону	По катиону	По катиону и аниону
$K_r = \frac{K_w}{K_a}$	$K_r = \frac{K_w}{K_b}$	$K_r = \frac{K_w}{K_a K_b}$

Среди многочисленных химических реакций зоны выветривания первое место принадлежит гидролизу. Наиболее типичны реакции гидролиза для силикатных минералов, в частности, для полевых шпатов, например:



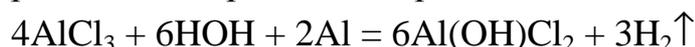
полевой шпат

каолинит

В этой реакции решающую роль играют ионы водорода  $\text{H}^+$ , которые вытесняют катион металла ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ) из алюмосиликатов и разрушают их кристаллическую структуру.

В целом гидролиз имеет большое значение в геохимических процессах гипергенеза. При гидролизе ионы  $\text{OH}^-$  вместе с катионами металлов поступают в океан и определяют его щелочность, а ионы  $\text{H}^+$ , связываясь с алюмосиликатными анионами, образуют глинистые минералы. Таким образом, в процессе гидролиза поверхность суши становится более кислой, а Мировой океан – более щелочным.

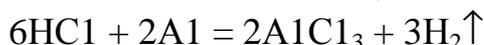
7. Кислотные или основные свойства растворов средних солей, обусловленные протеканием процесса гидролиза.



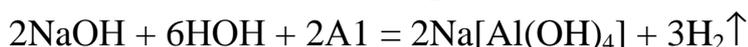
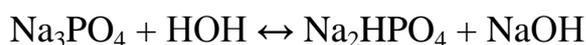
Хлорид алюминия подвергается гидролизу с образованием кислой среды:



а образующаяся соляная кислота взаимодействует с алюминием:



Аналогичным образом можно объяснить взаимодействие алюминия с раствором фосфата натрия. В растворе фосфата натрия за счет процесса гидролиза образуется щелочная среда:



Суммарное уравнение происходящих превращений имеет вид:



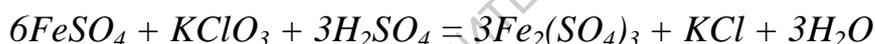
**Растворы солей, среда которых имеет кислотную или щелочную среду в результате процесса гидролиза, проявляют кислотные или основные свойства**

### Окислительно-восстановительные свойства солей

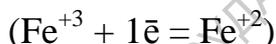
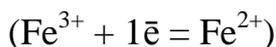
Проявление окислительных или восстановительных свойств солей определяется природой катионов и анионов, образующих соль.

*Окислительные* свойства проявляют соли, в которых центральные атомы кислотных остатков находятся в высшей степени окисления:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{KBrO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ .

Например,



К группе сильных окислителей относятся соли  $\text{NaClO}$ ,  $\text{NaIO}$ ,  $\text{KBrO}$ , в которых атомы галогенов кислотных остатков имеют низкие степени окисления + 1. Окислительные свойства проявляют соли, содержащие катионы металлов в высшей степени окисления, например  $\text{FeCl}_3$ .

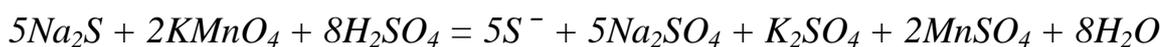


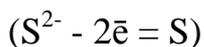
*Восстановительные* свойства проявляют соли металлов в низшей положительной степени окисления. Из распространенных соединений к этой группе относятся соли железа (II), олова (II):  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ .



Существуют и другие сильные восстановители, но из-за сложности работы с ними, их применяют достаточно редко.

Восстановительные свойства проявляют соли бескислородных кислот:

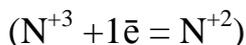
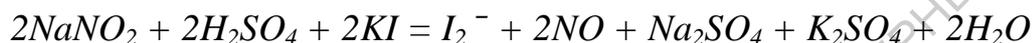




Восстановительные свойства проявляют соли фосфорноватистой кислоты, в которых атом фосфора проявляет степень окисления +1:

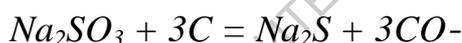


*Окислительно-восстановительная двойственность* характерна для солей, в которых элемент находится в промежуточной степени окисления. В наибольшей степени это характерно для нитритов (солей азотистой кислоты):



*(окислительные и восстановительные свойства выражены в равной степени)*

и для сульфитов (солей сернистой кислоты):



*(восстановительные свойства характерны в большей степени).*

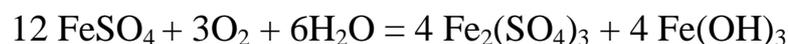
Анион	Окислительно-восстановительные свойства
Хлорид-ион (Cl <sup>-</sup> )	Восстановительные свойства в составе концентрированной соляной кислоты; при электролизе в расплаве и растворе
Бромид-ион (Br <sup>-</sup> ) Иодид-ион (I <sup>-</sup> )	Восстановительные свойства
Сульфид-ион (S <sup>2-</sup> )	Восстановительные свойства
Сульфит-ион (SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> )	Окислительно-восстановительная двойственность, восстановительные свойства преобладают
Сульфат-ион (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	Окислительные свойства при сплавлении с сильными восстановителями BaSO <sub>4</sub> + 4C = BaS + 4CO
Нитрат-ион (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	Окислительные свойства
Нитрит-ион (NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> )	Окислительно-восстановительная двойственность, окислительные и восстановительные свойства выражены в равной степени

Фосфат-ион ( $\text{PO}_4^{3-}$ )	В растворах не проявляет окислительно-восстановительных свойств. Окислительные свойства при сплавлении с сильными восстановителями $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} + 3\text{SiO}_2 = 3\text{CaSiO}_3 + 2\text{P} + 5\text{CO}$
Карбонат-ион ( $\text{CO}_3^{2-}$ )	Не проявляет окислительно-восстановительных свойств.
Гипохлорит-ион ( $\text{ClO}^-$ )	Сильные окислительные свойства
Хлорит-ион ( $\text{ClO}_2^-$ )	Окислительно-восстановительная двойственность, в большей степени характерны окислительные свойства
Хлорат-ион ( $\text{ClO}_3^-$ )	Окислительно-восстановительная двойственность, в большей степени характерны окислительные свойства
Перхлорат-ион ( $\text{ClO}_4^-$ )	Окислительные свойства
Перманганат-ион ( $\text{MnO}_4^-$ )	Окислительные свойства, наиболее сильно проявляются в кислой среде
Манганат-ион ( $\text{MnO}_4^{2-}$ )	Окислительно-восстановительная двойственность
Дихромат-ион ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) Хромат-ион ( $\text{CrO}_4^{2-}$ )	Окислительные свойства, наиболее сильно проявляются в кислой среде

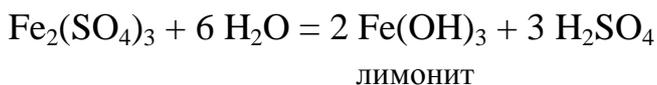
Окисление металлов, содержащихся в составе горных пород, также является одной из причин их выветривания. Например, при окислении силиката железа (II) на воздухе получают соответствующие оксиды железа (III) и кремния. Зеленоватая и черная окраска первичных силикатов меняется на красную и бурую. Соответствующие реакции являются экзотермическими и приводят к выделению большого количества тепла. Пример реакции:



Из всех минералов наиболее легко окисляются сульфиды, которые превращаются в сульфаты. Этот процесс иногда называют *витролизацией*. Сульфиды железа (пирротин, пирит, марказит) при окислении переходят в его сульфаты, галенит ( $\text{PbS}$ ) – в англезит ( $\text{PbSO}_4$ ) и т.д. Окисление пирита имеет промышленную значимость как способ получения серной кислоты:



Сульфат железа как соль слабого основания и сильной кислоты легко поддается гидролизу:



Лимонит выступает в качестве конечного продукта реакции и в зоне окисления сульфидных месторождений образует иногда мощные скопления в виде т.н. «железной шляпы».

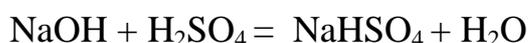
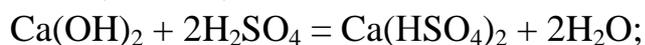
Для оценки *окислительно-восстановительных* свойств используют общие закономерности:

- соединения, в состав которых входят элементы в максимальной степени окисления, могут только восстанавливаться, выступая в качестве окислителей;
- соединения, содержащие элементы в минимальных степенях окисления выступают в качестве восстановителей;
- вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления, способны проявлять окислительно-восстановительную двойственность.



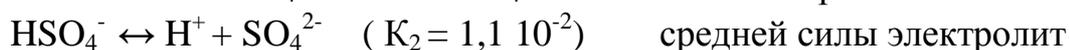
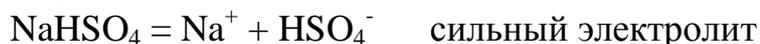
**\*\*\*Количественной характеристикой силы окислителя и восстановителя является величина стандартного окислительно-восстановительного потенциала. Чем выше величина стандартного потенциала, тем сильнее вещество как окислитель. И наоборот, чем ниже – тем сильнее как восстановитель. Разность стандартных потенциалов окислителя и восстановителя называют стандартной электродвижущей силой реакции (ЭДС). Если ЭДС больше 0,1 В, то реакция осуществима в стандартных условиях.**

**Кислые соли** содержат кислотные остатки, например,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{MgHPO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . Кислые соли – продукты частичного замещения атомов водорода в молекулах двух- и более основных кислот.



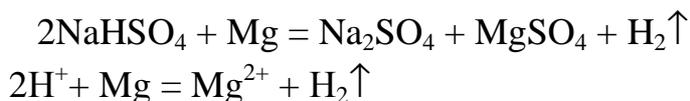
Исключение кремниевые кислоты (не образуют кислых солей).

**Кислые соли** растворяются в воде лучше, чем средние (исключение  $\text{NaHCO}_3$ ). Кислые соли проявляют двойственные свойства: *свойства кислоты и соли*. Рассмотрим в качестве примера свойства гидросульфата натрия  $\text{NaHSO}_4$ . Данная соль образована серной кислотой, которая является самой сильной из двухосновных кислот. Поэтому в растворе происходит диссоциация по двум ступеням:

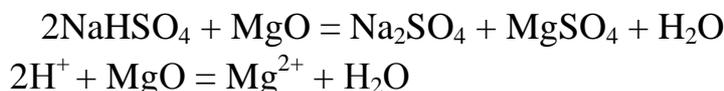


*Кислотные* свойства данной соли обусловлены наличием в растворе катионов  $H^+$ .

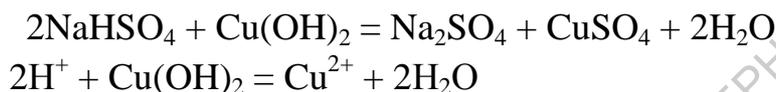
1. Взаимодействие кислых солей с металлами



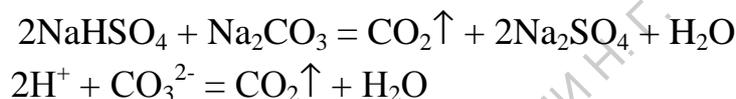
2. Взаимодействие кислых солей с основными оксидами



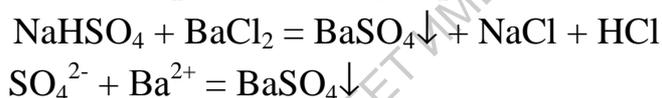
3. Взаимодействие кислых солей с гидроксидами



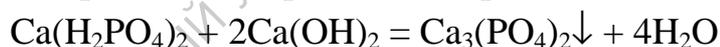
4. Взаимодействие с солями



*Свойства соли* проявляются в реакции на сульфат-ион:

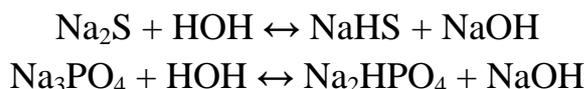


Большинство кислых солей образовано более слабыми многокислотными кислотами, поэтому кислотные свойства этих соединений проявляется в меньшей степени и в основном выражаются в реакциях взаимодействия со щелочами, которые приводят к образованию средних солей, например:



Признак химической реакции – образование осадка  $Ca_3(PO_4)_2$ .

Кислые соли - продукты гидролиза солей, образованных сильным основанием и слабой многоосновной кислотой:

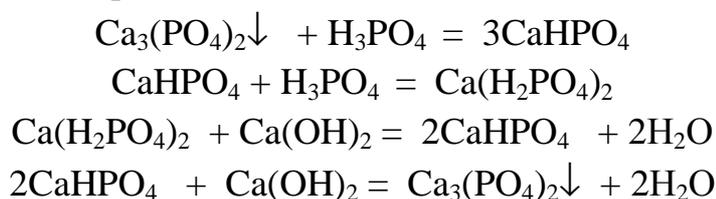


**Кислые соли подвергаются гидролизу в меньшей степени, чем средние соли**

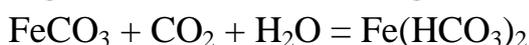
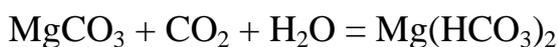
Чтобы лучше познакомиться со свойствами средних и кислых солей можно выполнить экспериментально следующую цепочку превращений



Видимыми признаками происходящих превращений является растворение или появление осадка средней соли:

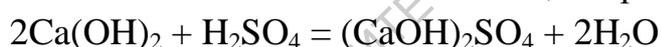


Подобные процессы взаимодействия карбонат- ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) и гидрокарбонат-анионов ( $\text{HCO}_3^-$ ) с горными породами и минералами получил название **карбонатизация**. Действие этих ионов представляется одним из главных факторов химического выветривания. Под влиянием карбонатизации минералы частично или полностью растворяются, а содержащиеся в них металлы (в частности, Ca, Mg и Fe) переходят в карбонаты. При избытке углекислоты (повышенной концентрации  $\text{CO}_2$  в воде) карбонаты растворяются и переходят в гидрокарбонаты ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ ).



При этом карбонат кальция растворяется значительно лучше карбоната магния, поэтому доломиты при выветривании обогащаются карбонатом магния.

**Основные соли** содержат гидроксогруппы, например,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ , образуются двух- и более кислотными основаниями, например:

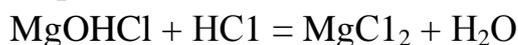


*Основные соли растворимы в воде в меньшей степени, чем средние.*

Диссоциация основных солей происходит ступенчато:



Проявляют двойственные свойства: *свойства солей* и *оснований*. Двух- и более кислотные основания проявляют свойства слабых электролитов и их основные свойства выражены в незначительной степени. Поэтому основные свойства гидроксохлорида магния и других аналогичных солей проявляются в основном в реакции взаимодействия с кислотами, в результате которых происходит образование средних солей:



Наличие хлорид-ионов определяют с помощью нитрата серебра:



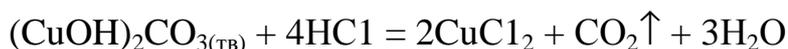
Гидрокарбонат меди (II)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  мало растворим в воде. Можно получить при взаимодействии растворов солей, взаимно усиливающих гидролиз друг друга:



При нагревании разлагается с образованием нескольких оксидов:



Более сильные кислоты вытесняют слабую угольную кислоту, при этом также проявляются основные свойства соли:



Гидроксосульфат меди образуется при взаимодействии сульфата меди с недостатком щелочи:



$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$  мало растворим в воде, термически устойчив.

**Растворимые в воде основные соли подвергаются гидролизу в меньшей степени, чем средние соли**

**Двойные соли** содержат два разных катиона, например  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2$ . В растворе образуют соответствующие ионы, проявляют свойства, характерные для средних солей.

В качестве примера можно рассмотреть двойную соль  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ , которая в водном растворе диссоциирует с образованием соответствующих ионов:



Свойство на катион  $\text{Fe}^{2+}$ :



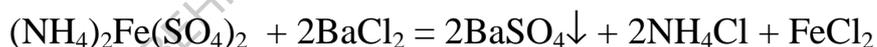
Признак реакции – образование *грязно-зеленого осадка*  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , приобретающего бурый цвет при стоянии на воздухе.

Качественная реакция на катион  $\text{Fe}^{2+}$ :



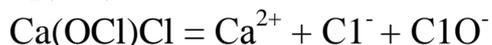
Признак реакции – образование соединения синего цвета  $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Свойство на анион  $\text{SO}_4^{2-}$ :



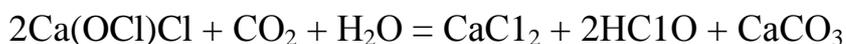
Признак реакции – образование белого осадка  $\text{BaSO}_4$ , нерастворимого в воде и кислотах.

Иногда выделяют ещё редкую группу **смешанных** солей с двумя разными анионами, например,  $\text{Na}_2(\text{IO}_3)\text{NO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ , диссоциация которых протекает в одну стадию с образованием двух разных анионов:



Наличие  $\text{Cl}^{+1}$  в составе соли обуславливает проявление окислительных свойств при взаимодействии с концентрированной соляной кислотой  $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl} + 2\text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

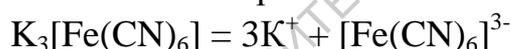
При поглощении диоксида углерода происходит вытеснение слабой хлорноватистой кислоты



Реакции ионного обмена в растворах протекают с наибольшей скоростью; равновесие всегда смещено в сторону образования более слабого электролита. В осадок в первую очередь выпадает вещество с наименьшей растворимостью, т.е. с наименьшим значением ПР

### Комплексные соли и их свойства

В комплексных соединениях имеется центральный атом (ион) металла-комплексообразователя, вокруг которого координируются нейтральные молекулы или ионы. Эти частицы называются *лигандами*. При координации изменяются свойства как лиганда, так и иона-комплексообразователя. Различают *внутреннюю* и *внешнюю* сферы, например, для  $K_3[Fe(CN)_6]$  внутренняя сфера -  $[Fe(CN)_6]^{3-}$ , внешняя -  $K^+$ . Внутренняя сфера – совокупность иона металла и окружающих его лигандов. Диссоциация комплексной соли происходит с разрывом связи между внешней и внутренней сферой как сильного электролита:



Частица, образующая внутреннюю сферу, является слабым электролитом.

С точки зрения процесса диссоциации различают электролиты и неэлектролиты:

Нейтральный комплекс	$[Fe(H_2O)_3(SCN)_3]$
Катионный комплекс	$[Al(H_2O)_6]Cl_3 = 3Cl^- + [Al(H_2O)_6]^{3+}$
Анионный комплекс	$Na_3[Cr(OH)_6] = 3Na^+ + [Cr(OH)_6]^{3-}$

Современная номенклатура комплексных соединений основана на рекомендациях ИЮПАК (Международный союз общей и прикладной химии).

*Названия лигандов.* Названия **анионных** лигандов содержат конечную гласную –*о* :

$Cl^-$ - хлоро	$NO_3^-$ - нитрато
$Br^-$ - бромо	$SO_4^{2-}$ - сульфато
$CN^-$ - циано	$NO_2^-$ - нитро
$C_2O_4^{2-}$ - оксалато	$OH^-$ - гидроксо
$CO_3^{2-}$ - карбонато	$CH_3COO^-$ - ацетато

**Нейтральные** лиганды называют без изменения, например, N<sub>2</sub> - диазот, N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> - гидразин, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> – этилен и т.д. Некоторые имеют специальные названия:

H <sub>2</sub> O - аква	SO <sub>2</sub> - диоксосульфид
NO - нитрозил	CO - карбонил
NH <sub>3</sub> - аммин	

Формулы органических лигандов часто заменяют буквенными обозначениями, например, NH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>NH<sub>2</sub> – этилендиамин – en; C<sub>5</sub>H<sub>5</sub>N – пиридин – py.

Для **катионных** лигандов используют следующие названия:

N <sub>2</sub> H <sub>5</sub> <sup>+</sup> - гидразиний	NO <sub>2</sub> <sup>+</sup> - нитроил
NO <sup>+</sup> - нитрозил	H <sup>+</sup> - гидро

При составлении формулы одноядерного комплекса слева записывают символ центрального атома-комплексобразователя, затем перечисляют лиганды в порядке уменьшения их зарядов от положительных значений к отрицательным. Число лигандов каждого вида (если оно больше 1) указывают греческими приставками – ди, три, тетра, пента и т.д.

Например:

[Co(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>Cl]Cl<sub>2</sub> – в названии первым указывают анион, а затем катион: *хлорид хлоропентаамминкобальта(III)*; перечисление лигандов ведут от отрицательного лиганда к нейтральному и затем к положительному, т.е. справа налево по формуле вещества.

Если название самого лиганда содержит греческую приставку, то название лиганда заключается в скобки и к нему присоединяют приставку другого типа (умножающую приставку) – бис-, трис-, тетра-, пента-, т.е. – 2, 3, 4, 5. [Co(en)<sub>3</sub>]Cl<sub>3</sub> – *хлорид трис(этилендиамин)кобальта(III)*

В названии *комплексных анионов* должен входить суффикс «-ат», т.е. используют латинское название металла-комплексобразователя с указанием степени окисления:

K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] – *гексацианоферрат(II) калия*

В названии *комплексного катиона* используют русское название металла с указанием степени окисления:

[Co(en)<sub>3</sub>]Cl<sub>3</sub> – *хлорид трис(этилендиамин)кобальта(III)*

Название комплекса *без внешней сферы* состоит из одного слова. Вначале указывают число и название лигандов, затем название центрального атома в именительном падеже, степень окисления не указывается:

[Pt(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>Cl<sub>4</sub>] – *тетрахлордидиаминоплатина*

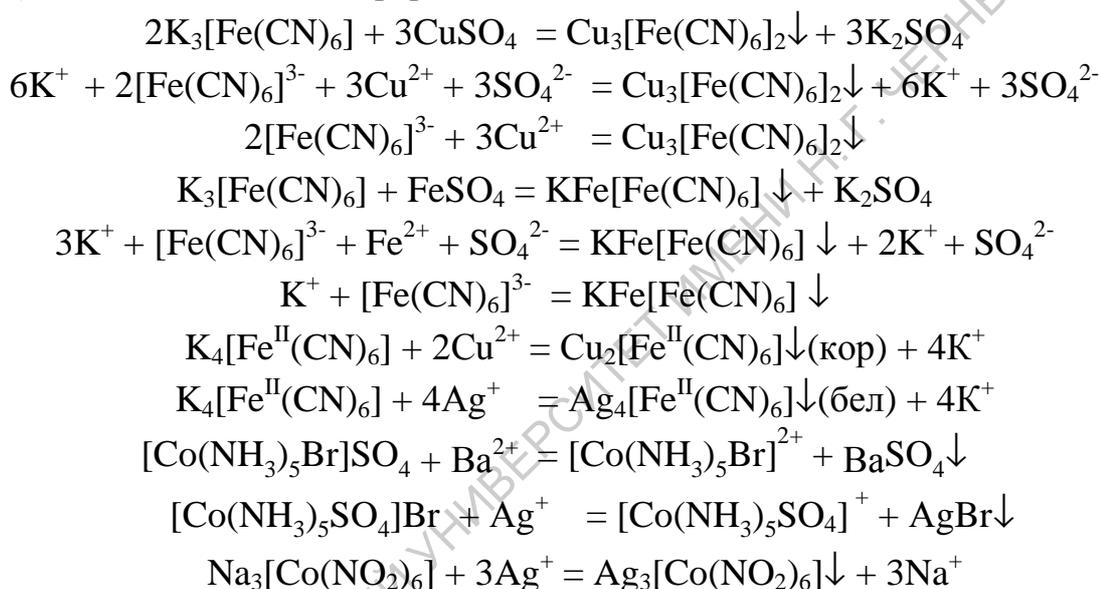
[Ni(CO)<sub>4</sub>] – *тетракарбонилникель*

Соединение, содержащее комплексный катион и комплексный анион:  
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{CN})_6]$  – гексацианохромат(III)гексаамминкобальта(III)

В растворах комплексные соли ведут себя как обычные соли и для их растворов характерны все свойства, присущие растворам электролитов: повышение температуры кипения; понижение температуры замерзания; понижение давления пара растворителя над раствором; наличие осмотического давления; электропроводности и т.д.

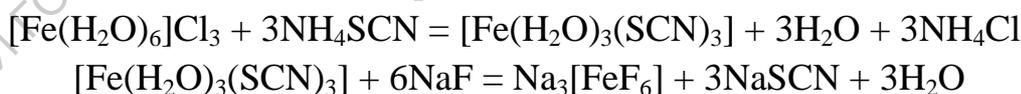
**Химические свойства, характерные для растворов комплексных солей:**

1. Реакции обмена ионов внешней сферы с образованием осадков - *замещение ионов внешней сферы:*



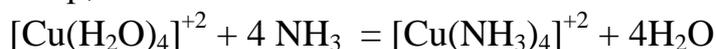
Такие реакции чаще всего используют как качественные для обнаружения каких-либо ионов, т.к. при этом образуются осадки характерного цвета.

2. Реакции конкурирующего комплексообразования - *полное или частичное замещение лигандов* (равновесие реакции всегда смещается в сторону образования более слабого электролита)

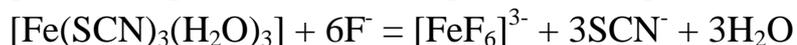
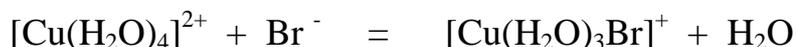


Чтобы получить  $[\text{FeF}_6]^{3-}$  требуется введение концентрированного раствора фторидов натрия или калия. Реакция практически необратимо протекает с образованием фторидного комплекса.

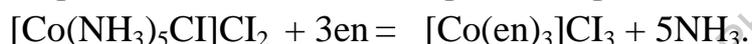
Замещение лигандов во внутренней сфере каким-либо реагентом может происходить очень быстро, когда это не связано с разрывом большого количества старых связей и построением более сложных новых структурных образований. Например,



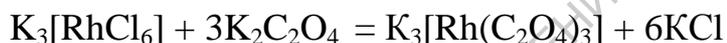
При добавлении избытка аммиака к водному раствору аквакомплекса меди  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  координированные молекулы воды мгновенно замещаются молекулами аммиака, что сопровождается изменением голубой окраски раствора на темно-синюю. В кристаллическом виде аммиачный комплекс выкристаллизовывается из реакционной смеси при добавлении этилового спирта. К реакциям такого типа относятся:



Другая реакция представляет собой пример медленно протекающего процесса и требует приложения внешней энергии (нагревания):

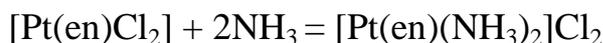
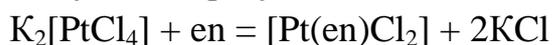


Для получения комплексной соли  $\text{K}_3[\text{Rh}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$  концентрированный раствор  $\text{K}_3[\text{RhCl}_6]$  и  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$  необходимо кипятить в течение 2 час с последующим выпариванием и кристаллизацией:



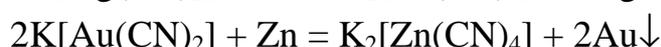
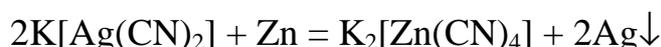
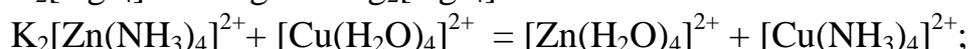
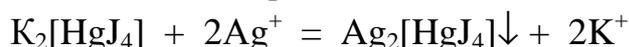
В процессе синтеза происходит изменение винно-красной окраски раствора комплекса  $\text{K}_3[\text{RhCl}_6]$  на желтую, характерную для комплекса  $\text{K}_3[\text{Rh}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ .

Реакции замещения лигандов одного вида происходят достаточно легко, т.к. чтобы сдвинуть равновесие в сторону образования продукта реакции достаточно ввести в реакционную смесь избыток нового лиганда. Теоретически можно провести и частичное замещение лигандов и получить смешанный комплекс (во внутренней сфере разные по природе лиганды), т.к. реакции замещения протекают ступенчато. Однако, на практике, очень трудно выделить нужное промежуточное соединение из реакционной смеси. Так  $[\text{Pt}(\text{en})(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$  получают в результате последовательных реакций:



Первая стадия из приведенных протекает практически мгновенно с образованием комплекса неэлектролита  $[\text{Pt}(\text{en})\text{Cl}_2]$  и сопровождается изменением красной окраски раствора  $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$  на желтую  $[\text{Pt}(\text{en})\text{Cl}_2]$ . Последующее обесцвечивание раствора обусловлено образованием промежуточного разнолигандного комплекса  $[\text{Pt}(\text{en})(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$ .

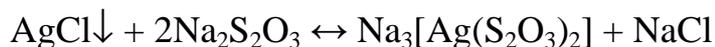
- замещение комплексообразователя:



- внутрисферное замещение гидроксильных групп на молекулы воды:



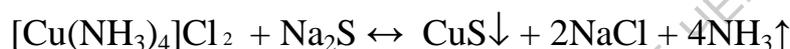
3. Образование комплексной соли при взаимодействии с раствором, содержащим лиганд, например, растворение осадка хлорида серебра в тиосульфате натрия)



$$K_{\text{равн}} = K_{\text{уст}} \cdot \text{ПР}$$

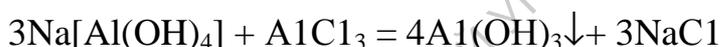
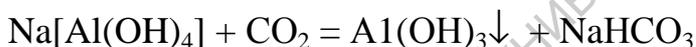
$K_{\text{равн}} > 1$ , равновесие смещено в сторону прямой реакции, образования комплексного соединения. Хлорид серебра растворяется в тиосульфате натрия. Подробный расчет констант равновесия приведен в пособии «Растворы и их свойства: вопросы и ответы».

4. Разрушение комплексной соли при образовании труднорастворимой соли, например, разрушение хлорида тетраамминомеди (II) сульфидом натрия.



Возможность протекания данной реакции, можно оценить по значению  $K_{\text{равн}}$  процесса.  $K_{\text{равн}} = 1 / K_{\text{уст}} \cdot \text{ПР}$   $K_{\text{равн}} \gg 1$ , следовательно, равновесие системы смещено в сторону прямой реакции, т.е. происходит разрушение комплекса и образование осадка сульфида меди. Подробный расчет приведен в пособии «Растворы и их свойства: вопросы и ответы» (Электронный ресурс).

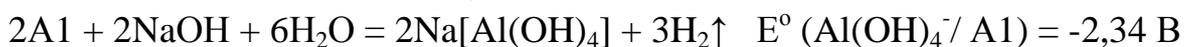
Частным случаем является разрушение гидроксокомплекса более сильной кислотой (сильная кислота вытесняет слабую из растворов ее солей):



Тетрагидроксиалюминат натрия устойчив в щелочной среде и при взаимодействии с раствором хлорида алюминия, среда раствора которого кислотная за счет процесса гидролиза, происходит взаимное усиление гидролиза. Признаком химической реакции является образование белого студенистого осадка  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

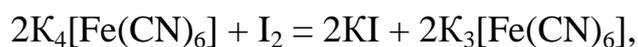
Комплексные соединения способны к проявлению окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование повышает восстановительные свойства металлов и уменьшает окислительные свойства ионов металлов.

Подтверждением этому является растворение алюминия в кислотах и щелочах:



При комплексообразовании восстановительные свойства алюминия увеличиваются, что видно из значений стандартных потенциалов.

Влиянием комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства веществ объясняется взаимодействие  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  с иодной водой:



т.к.  $E^\circ (I_2 + 2\bar{e} = 2I^-) = 0,54 \text{ В}$ ;  $E^\circ ([Fe(CN)_6]^{3-} + \bar{e} = [Fe(CN)_6]^{4-}) = 0,36 \text{ В}$ .

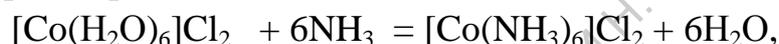
ЭДС реакции =  $0,54 - 0,36 = 0,18 \text{ (В)}$ . Реакция термодинамически разрешена в стандартных условиях. Признак реакции - исчезновение бурой окраски иодной воды и образование раствора желто-зеленого цвета.

Невозможность взаимодействия  $FeSO_4$  с иодной водой обусловлена величинами стандартных потенциалов:

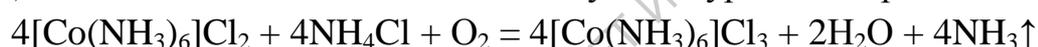


и величиной ЭДС реакции равной  $0,56 - 0,77 = - 0,21 \text{ (В)}$ . Реакция самопроизвольно не протекает в стандартных условиях.

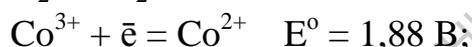
Если к раствору хлорида кобальта  $CoCl_2$  прилить избыток раствора хлорида аммония  $NH_4Cl$  и раствора аммиака  $NH_3$ , то происходит образование розово-красного раствора комплексной соли  $[Co(NH_3)_6]Cl_2$ :



который при стоянии на воздухе раствор меняет окраску (она становится желтой) вследствие окисления. Соответствующее уравнение реакции:



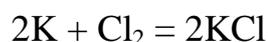
Используя значения стандартных потенциалов и соответствующие полуреакции:



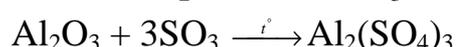
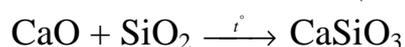
можно сделать вывод о влиянии комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства веществ: восстановительные свойства  $[Co(NH_3)_6]Cl_2$  увеличиваются.

### ***Получение солей:***

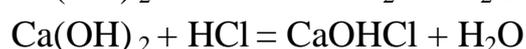
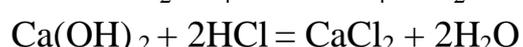
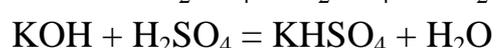
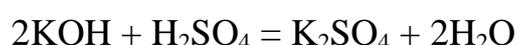
1. Взаимодействие металла с неметаллом:



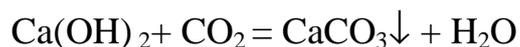
2. Взаимодействие основного (или амфотерного) оксида с кислотным:



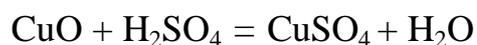
3. Взаимодействие основания и кислоты (кислые соли образуют двух- и более основные кислоты, а основные соли – двух- и трехкислотные основания):



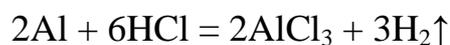
4. Взаимодействие основания с кислотным оксидом:



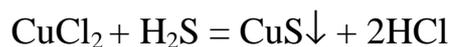
5. Взаимодействие основного оксида с кислотой:



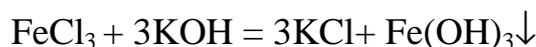
6. Взаимодействие активного металла с кислотой:



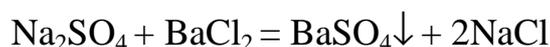
7. Взаимодействие соли с кислотой, с образованием нерастворимой соли:



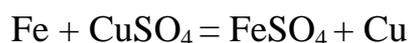
8. Взаимодействие соли со щелочью, с образованием нерастворимого основания:



9. Взаимодействие двух различных солей с образованием нерастворимой соли:



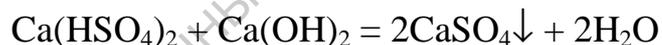
10. Взаимодействие активного металла с солью менее активного металла:



11. Взаимодействие основной соли с кислотой:



12. Взаимодействие кислой соли с основанием:



13. Процесс комплексообразования:

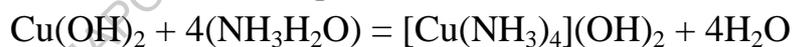




Рис. 6. Минерал малахит

**Знаете ли Вы?**

...что малахиту в природе часто сопутствует синий минерал азурит – медная лазурь (рис. 11). Это основной карбонат меди состава –  $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ . Азурит менее устойчив и во влажном воздухе постепенно зеленеет, превращаясь в малахит.



Рис. 7. Минерал азурит – медная лазурь

**Знаете ли Вы?**

... что бирюза – минерал, состоящий из фосфатов меди и алюминия, химический состав отвечает формуле:  $\text{CuAl}_6 [\text{PO}_4]_4 [\text{OH}]_8 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Химический

состав непостоянный. Цвет минерала от небесно-голубого до среднезеленого, что зависит от количества содержащейся меди. (рис. 12). Минерал может менять свой цвет, он болеет, стареет и умирает. Химически неустойчив, впитывает жиры, влагу, под действием углекислого газа и влаги меняет свой цвет на тускло-зеленый. Косметические средства, соприкасающиеся с камнем, понижают его качество. Бирюза – любимый камень Востока, «королевский камень египетских фараонов», «священный камень Тибета».



Рис. 8. Минерал бирюза и ювелирные изделия из бирюзы



Полученный осадок нагрейте, запишите уравнение реакции:

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Вывод: \_\_\_\_\_

В другой пробирке к раствору сульфата меди (II) прилейте несколько капель разбавленного раствора щелочи. Напишите уравнение реакции образования основной соли:



Полученный осадок нагрейте, запишите свои наблюдения:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какие основания способны к образованию основных солей и каковы условия их получения?)

### Опыт 3. Свойства кислых солей

В пять пробирок налейте по 1 -2 мл 10% - ного раствора гидросульфата натрия  $\text{NaHSO}_4$  и добавьте в первую – стружку  $\text{Mg}$ , во вторую - порошок  $\text{CuO}$ , в третью – свежеполученный  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , в четвертую – раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , в пятую – раствор  $\text{BaCl}_2$ . Напишите уравнения происходящих превращений в молекулярном и ионном виде:



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_



5.  $\text{NaHSO}_4 + \text{BaCl}_2 =$  \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(почему гидросульфат натрия проявляет двойственные свойства? Свойства – кислоты или соли - проявляет гидросульфат натрия в каждом случае?)

*Опыт 4. Получение гидрогеля и золя кремниевой кислоты*

а) В пробирку налейте 2-3 мл концентрированного раствора силиката натрия и добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина.

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Затем по каплям при встряхивании добавьте разбавленную соляную кислоту до образования слегка окрашенной студенистой массы гидрогеля кремниевой кислоты. Перевернув пробирку вверх дном, убедитесь, что содержимое пробирки не выливается. Напишите уравнение реакции:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(в какой среде происходит образование гидрогеля кремниевой кислоты? Какое свойство является основой получения кремниевой кислоты в данной реакции?)

*Опыт 5. Вытеснение кремниевой кислоты из растворов ее солей*

*(демонстрационный опыт)*

В пробирку налейте 3-4 мл раствора силиката натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и пропустите через него ток углекислого газа из аппарата Киппа. Отметьте ваши наблюдения:

Напишите уравнение реакции:

$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$  \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

Опыт 6. «Силикатный сад» (демонстрационный опыт)

В химический стакан емкостью 100-150 мл налейте на 2/3 20%-ного раствора силиката натрия и осторожно пустите на дно по 2-3 кристалла кристаллогидратов различных окрашенных солей. Обратите **внимание на окраску исходных веществ и продуктов реакции**:

---

---

---

Через некоторое время наблюдайте рост окрашенных полупрозрачных нитей с поверхности кристаллов. Объясните наблюдаемое явление и напишите соответствующие уравнения реакций:

---

---

---

---

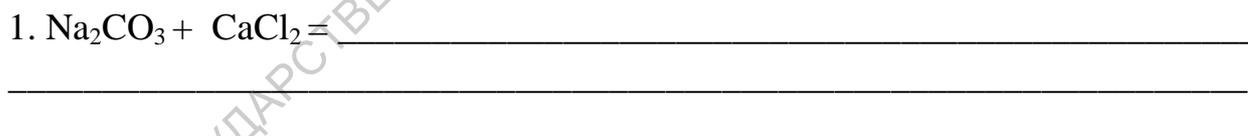
**Вывод:** \_\_\_\_\_

---

Опыт 7. Реакции осаждения

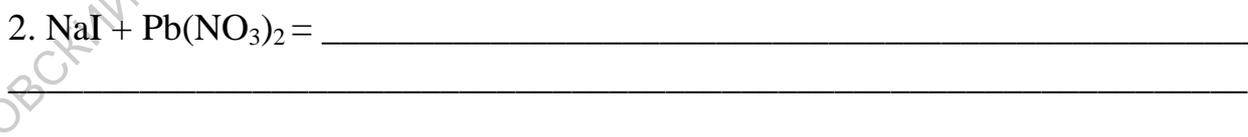
а) Налейте в три пробирки растворы карбоната натрия, иодида натрия и хромата натрия. Добавьте в первую пробирку раствор хлорида кальция, во вторую и третью – нитрат свинца.

Напишите уравнения реакций в *молекулярном и ионном* виде и отметьте ваши наблюдения:



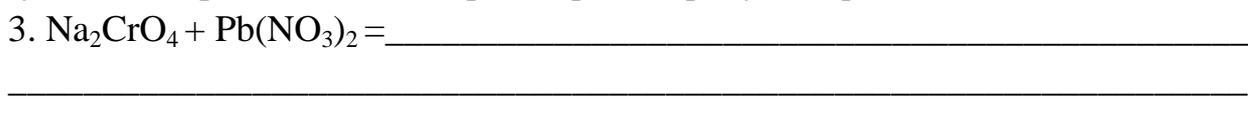
Наблюдения: \_\_\_\_\_

(укажите окраски исходных растворов и продуктов реакции)



Наблюдения: \_\_\_\_\_

(укажите окраски исходных растворов и продуктов реакции)



Наблюдения: \_\_\_\_\_

(укажите окраски исходных растворов и продуктов реакции)

**Вывод:** ПР(Ca CO<sub>3</sub>) = \_\_\_\_\_ ПР(PbI<sub>2</sub>) = \_\_\_\_\_  
ПР(PbCrO<sub>4</sub>) = \_\_\_\_\_

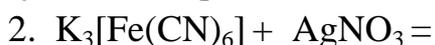
(используя значения величин ПР, объясните возможность образования осадков)

б) В две пробирки налейте по 0,5 мл раствор гексацианоферрата (III) калия K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]; в одну пробирку добавьте раствор сульфата меди (II) CuSO<sub>4</sub>, а в другую - нитрат серебра AgNO<sub>3</sub>. Напишите уравнения соответствующих реакций в *молекулярном и ионном* виде; укажите цвета образующихся осадков и *назовите* образующиеся комплексные соединения:



Наблюдения: \_\_\_\_\_

(укажите окраски исходных растворов и продуктов реакции)



Наблюдения: \_\_\_\_\_

(укажите окраски исходных растворов и продуктов реакции)

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(для обоснованного ответа используйте величины констант устойчивости комплексных ионов [Ag(CN)<sub>2</sub>]<sup>-</sup> = 7,08·10<sup>19</sup>; [Cu(CN)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup> = 1,00·10<sup>24</sup>; [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup> = 7,94·10<sup>43</sup>; [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>4-</sup> = 7,94·10<sup>36</sup>).

в) В пробирку с 0,5 мл раствора хлорида железа (III) FeCl<sub>3</sub> прилейте такое же количество раствора гексацианоферрата (II) калия K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]. Напишите уравнение реакции и ваши наблюдения:



Наблюдения: \_\_\_\_\_

(укажите окраски исходных растворов и продуктов реакции)

к 0,5 мл свежеприготовленного раствора сульфата железа (II) FeSO<sub>4</sub> прилейте столько же раствора гексацианоферрата (III) калия K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]. Напишите уравнение реакции, учитывая, что в первом случае образуется



Формула/название	Внешний вид
$\text{NaHCO}_3$ / нахколит	
$\text{Na}_3\text{Mg}(\text{CO}_3)(\text{PO}_4)$ / брадлейит	
$\text{MgCO}_3$ / магнезит	
$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ / доломит	
$20\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCl}_2 \cdot \text{CuSO}_4$ / коннелит	

<p><math>\text{Ni}_3(\text{OH})_4\text{CO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}</math> / заратит</p>	
<p><math>\text{CaCO}_3</math> / кальцит, аргонит</p>	
<p><math>\text{Pb}_2(\text{CO}_3)\text{Cl}_2</math> / фосгенит</p>	
<p><math>\text{Mg}_6\text{Al}_2(\text{OH})_6\text{CO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}</math> / гидроталькит</p>	
<p><math>\text{Al}_2(\text{SiO}_4)(\text{F},\text{OH})_2</math> / топаз</p>	
<p><math>\text{Ca}_2(\text{Mg},\text{Fe})_5(\text{Si}_4\text{O}_{11})_2(\text{OH})_2</math> / нефрит</p>	

Классификация и химический состав наиболее распространенных самоцветов приведены в Таблице 6.

**Таблица 6 Минералы самоцветы**

Минерал (разновидность)	Химическая формула
<b>Оксиды</b>	
Корунд (рубин, сапфир)	$Al_2O_3$
Шпинель	$MgAl_2O_4$ , примеси $FeO$ , $Fe_2O_3$ , $ZnO$ , $MnO$ , $Cr_2O_3$
Александрит (хризоберилл)	$BeAl_2O_4$ , примеси $Fe_2O_3$ , $TiO_2$ , $Cr_2O_3$
Кварц (горный хрусталь, аметист, морион, авантюрин, яшма)	$SiO_2$ , примеси $CO_2$ , $H_2O$ , $NaCl$ , $CaCO_3$ , включения других минералов
<b>Фосфаты</b>	
Бирюза	$CuAl_6(PO_4)_4(OH)_8 \cdot 5H_2O$ Химический состав непостоянный Примеси: сера, цинк, барий, хром, никель
<b>Силикаты</b>	
Хризолит (оливин)	$(Mg,Fe)_2(SiO_4)$
Топаз	$Al_2(SiO_4)(F,OH)_2$
Берилл (изумруд)	$Be_3Al_2Si_6O_{18}$
Турмалин	$Na(Mg, Fe^{3+}, Mn, Li, Al, Fe^{3+})_3$ $\{(BO_3)_3 \cdot (Si_6O_{18})(OH, F_4)\}$
Гранат	$(Mg, Fe, Mn)_3Al_2(SiO_4)_3$ , $Ca_3(Al, Fe, Cr)_3(SiO_4)_3$
Родионит	$(Mn, Ca)SiO_3$ , примесь $Al_2O_3$
Жадеит	$Na, Al(Si_2O_6)$ , Na часто замещается на Ca, Al – на Mg, Fe, Cr
Нефрит	$Ca_2(Mg, Fe)_5(Si_4O_{11})_2(OH)_2$
Лазурит	$Na_8(AlSiO_4)_6(SO_4)$

Наиболее распространенную группу минералов образуют *силикаты*. Более 90% земной коры состоит из силикатов, если в их число включить кварц  $SiO_2$ . Силикаты в настоящее время не могут рассматриваться как экономически выгодные сырьевые источники. Дело в том, что силикаты являются чрезвычайно устойчивыми химическими соединениями, для

извлечения из них металлов необходимы слишком большие затраты энергии. Тем не менее, силикаты используются для получения цемента и стекла.

Во многих силикатных минералах ионы кремния  $\text{Si}^{4+}$  в кремнекислородных тетраэдрах замещены ионами алюминия  $\text{Al}^{3+}$ . Такое замещение приводит к образованию *алюмосиликатов*. Для соблюдения принципа электронейтральности каждое из таких замещений должно сопровождаться присоединением дополнительного катиона калия. Примером алюмосиликата является мусковит  $\text{KAl}_2(\text{AlSi}_3\text{O}_{10})(\text{OH})_2$ .

Перечень знаний и умений, которыми должны овладеть студенты после изучения предлагаемого материала:

**знать:**

- классификацию оксидов, кислот, оснований и солей по различным признакам;
- свойства (кислотно-основные и окислительно-восстановительные) оксидов, кислот, оснований и солей;
- изменение кислотно-основных свойств оксидов, кислот, оснований в зависимости от положения элемента в периодической системе и степени окисления элемента;
- основные способы получения оксидов, кислот, оснований и солей.

**уметь:**

- записывать названия оксидов, кислот, оснований и солей по заданной химической формуле и выполнять обратное действие;
- оценивать по химической формуле принадлежность соединения к определенному классу;
- записывать уравнения реакций, характеризующие свойства оксидов, кислот, оснований и солей и способы их получения;
- записывать уравнения реакций, характеризующих взаимосвязь между различными классами неорганических соединений.

### Список использованных источников

1. Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю. Химия: Справочник для старшеклассников и поступающих в вузы / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-ПРЕСС КНИГА, 2012. – 152 с.
2. Князев Д.А., Смарицын С.Н. Неорганическая химия: учеб. для вузов. – 3-е изд., испр. – М.: Дрофа, 2005. – 591 с.
3. Демонстрационные опыты по общей и неорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Под ред. проф. Б.Д. Степина. – М.: Гуманит. Изд. центр ВЛАДОС, 2003. – 336.
4. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ / Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2006. – 480 с.
5. Неорганическая химия. В 2-х т. Т.1. / Пер, с англ. А.И. Жирова, Д.О. Чаркина, М.Г. Розовой, С.Я. Истомина, М.Е. Тамм. М.: Мир. 2009. – 679 с.
6. Неорганическая химия. В 2-х т. Т.2. / Пер, с англ. А.И. Жирова, Д.О. Чаркина, М.Г. Розовой, С.Я. Истомина, М.Е. Тамм. – М.: Мир. 2009. – 486 с.
7. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова и др.; Под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа. 2002. – 304 с.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ ЦЕРЬШИНСКОГО

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	3
1. Химические элементы в земной коре .....	4
2. Металлы и их свойства .....	9
3. Неметаллы и их свойства .....	12
Лабораторная работа 1. Свойства простых веществ – металлов и неметаллов .....	14
4. Оксиды и их свойства .....	18
Лабораторная работа 2. Получение и свойства оксидов .....	32
5. Гидроксиды и их свойства .....	34
Лабораторная работа 3. Свойства основных и кислотных гидроксидов...	44
6. Соли и их свойства .....	49
Лабораторная работа 4. Соли и их свойства .....	71
Список использованных источников .....	81

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г. Чернышевского