



ИНСТИТУТ ХИМИИ

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ «МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ»

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФГБОУ ВО «СГУ имени Н.Г.Чернышевского»
Институт химии

Авторы - составители
Кожина Л.Ф., Егорова А.А.
**Металлы и их соединения:
лабораторный практикум**
Часть I

Рабочий журнал
для лабораторных работ по «Общей и неорганической химии»
студента 2 курса ____ группы _____ Института химии СГУ

учебно-методическое пособие
для студентов направления «Педагогическое образование»
профиль «Химия»

Саратов
2017



ФОРМУЛЫ, ИСПОЛЬЗУЕМЫЕ ПРИ РЕШЕНИИ ЗАДАЧ

$N = N_A \cdot \nu$	$\nu = \frac{V}{V_m}$
$\nu = \frac{m}{M}$	$\nu = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$
$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$	$K_A = [H^+][A^-]/[HA]$ $K_B = [Me^+][OH^-]/[MeOH]$
$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$	$K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$
$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ра}}$	$\alpha = \sqrt{K/C}$
$N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2}$	$\alpha = \frac{N_{дисс}}{N_{общ}}$
$C_M = \frac{\nu}{V_{p-ра}}$	$IP_{(AxBy)} = [A]^x \cdot [B]^y$
$C_m = \frac{n}{m_{p-ля}}$	$pH = -\lg[H^+]$
$pH + pOH = 14$	$pOH = -\lg[OH^-]$
$\Delta T_{зам} = K \cdot C_m$	$K_w = [H^+][OH^-]$
$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$	$K_p = 10^{n\Delta E^0 / 0,0592}$
$\Delta G^0 = -nF\Delta E^0 = -RT \ln K_p$	



Гидролиз			
По аниону	По катиону	По катиону и аниону	
$K_r = \frac{K_w}{K_a}$	$K_r = \frac{K_w}{K_b}$	$K_r = \frac{K_w}{K_a K_b}$	
Реакции нейтрализации			
Сильная кислота + сильное основание		$K_p = \frac{1}{K_w}$	
Сильная кислота + слабое основание		$K_p = \frac{K_b}{K_w}$	
Слабая кислота + сильное основание		$K_p = \frac{K_a}{K_w}$	
Перерасчет ПР на растворимость S (моль/л) вещества A_xB_y:			
$x:y = 1:1$	$S = \sqrt{ПР}$	$x:y = 3:1 (1:3)$	$S = \sqrt[4]{ПР / 27}$
$x:y = 2:1 (1:2)$	$S = \sqrt[3]{ПР / 4}$	$x:y = 3:2 (2:3)$	$S = \sqrt[5]{ПР / 108}$

Константы равновесия в процессах с участием комплексных соединений

Растворение осадка с образованием комплексного соединения	$K_{равн.} = ПР \cdot K_{уст.}$
Разрушение комплексного соединения с образованием осадка	$K_{равн.} = \frac{1}{ПР \cdot K_{уст.}}$



Кожина Л.Ф., Егорова А.А. Металлы и их соединения: лабораторный практикум. Часть 1. Учебно-методическое пособие для студентов Института химии СГУ направления «Педагогическое образование» профиль «Химия») – Саратов, 2017. –135с.

Настоящее пособие составлено в соответствии с программой изучаемой дисциплины и предназначено для студентов 2 курса Института химии, обучающихся по направлению «Педагогическое образование», профиль «Химия», бакалавриат. Данное пособие является частью комплекта пособий для самостоятельной подготовки студентов по «Общей и неорганической химии».

Пособие включает описание лабораторных работ. Перед каждой лабораторной работой приведен краткий теоретический материал, необходимый для изучения рассматриваемого раздела. В некоторые лабораторные работы включены опыты научно-исследовательского характера. Их выполнение не является обязательным, но может быть предложено преподавателем для повышения рейтинга студентов. Химический эксперимент такого вида представляет собой экспериментальную проверочную работу, целью которой является проверка степени усвоения полученных знаний по изучаемой дисциплине. Особое внимание уделено формированию умения наблюдать, начиная от постановки цели и заканчивая фиксацией и интерпретацией наблюдений. В каждой работе имеются вопросы теоретического характера, что делает данное пособие одновременно конспектом и рабочей лабораторной тетрадью. Является хорошей основой для подготовки к зачету и экзамену.

Предлагаемый лабораторный практикум может быть использован в комплекте с любым учебником, поскольку предлагаемые экспериментальные химические опыты отражены в каждой учебной программе в той или иной степени и полностью отвечают требованиям Федеральных государственных образовательных стандартов (ФГОС).

В приложении включены справочные данные, необходимые при выполнении лабораторных и самостоятельных работ.

Рекомендуют к печати
кафедра общей и неорганической химии СГУ
НМС Института химии СГУ

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



Содержание

Введение	7
Порядок подготовки и проведения лабораторного занятия	10
Общие правила техники безопасности	11
Рекордсмены среди металлов	14
Некоторые сведения об истории развития представлений о металлах	15
Общие свойства металлов	17
Восстановительные свойства металлов	26
Работа 1. Восстановительные свойства металлов	
<i>Опыт 1.</i> Взаимодействие металлов с водой	28
<i>Опыт 2.</i> Взаимодействие магния с водным раствором хлорида аммония	30
<i>Опыт 3.</i> Свойства простых веществ металлов	32
<i>Опыт 4.</i> Сжигание металлов	34
<i>Опыт 5.</i> Сравнение химической активности цинка и свинца	36
<i>Опыт 6.</i> Взаимодействие алюминия с иодом	37
<i>Опыт 7.</i> Гидроксид натрия – среда для протекания окислительно-восстановительных реакций	38
Работа 2. Свойства s-металлов и их соединений	
<i>Опыт 1.</i> Получение пероксида натрия и его окислительные свойства	47
<i>Опыт 2.</i> Окраска пламени солями s-металлов	49
<i>Опыт 3.</i> Разложение карбонатов щелочноземельных элементов и магния	51
<i>Опыт 4.</i> Гидролиз солей s-металлов	52
<i>Опыт 5.</i> Получение карбоната и гидрокарбоната кальция	54
<i>Опыт 6.</i> Сравнительная растворимость сульфатов кальция и бария	55
<i>Опыт 7.</i> Малорастворимые хроматы стронция и бария	56
<i>Опыт 8.</i> Получение карбонатов кальция, стронция и бария	58
<i>Опыт 9.</i> Протолитические свойства аквакатионов элементов ПА-группы	61
p-Металлы и их соединения	64
Работа 3. Алюминий и его соединения	74
<i>Опыт 1.</i> Взаимодействие алюминия с водой	74
<i>Опыт 2.</i> Взаимодействие алюминия с кислотами и щелочами	76
<i>Опыт 3.</i> Получение и свойства гидроксокомплекса алюминия	78
<i>Опыт 4.</i> Взаимодействие растворов соединений, взаимно усиливающих гидролиз друг друга	80
<i>Опыт 5.</i> Взаимодействие алюминия с раствором фосфата натрия	81
<i>Опыт 6.</i> Восстановительные свойства алюминия в щелочной среде	82
<i>Опыт 7.</i> Качественные реакции и распознавание солей алюминия	84
Работа 4. Олово, свинец и их соединения	92



<i>Опыт 1.</i> Получение олова и свинца, взаимодействие с кислотами и щелочами	92
<i>Опыт 2.</i> Получение и свойства гидроксида олова (II) и свинца (II)	96
<i>Опыт 3.</i> Гидролиз солей олова (II) и свинца (II)	98
<i>Опыт 4.</i> Восстановительные свойства солей олова (II)	100
<i>Опыт 5.</i> Качественная реакция солей олова (II)	102
<i>Опыт 6.</i> Получение и свойства сульфидов олова	103
<i>Опыт 7.</i> Нерастворимые соли свинца (II)	104
<i>Опыт 8.</i> Получение и свойства гидроксида олова (IV)	107
<i>Опыт 9.</i> Получение оксида свинца (IV)	108
<i>Опыт 10.</i> Свойства оксида свинца (IV)	109
<i>Опыт 11.</i> Качественное определение ионов свинца (II)	111
Работа 5. Висмут и его соединения	112
<i>Опыт 1.</i> Гидролиз солей висмута (III)	112
<i>Опыт 2.</i> Восстановительные свойства соединений висмута(III)	113
<i>Опыт 3.</i> Получение и свойства сульфида висмута (III)	114
<i>Опыт 4.</i> Получение гидроксида висмута (III)	116
<i>Опыт 5.</i> Окислительные свойства соединений висмута (V)	117
Дополнительные задания по теме р-металлы	118
Приложение 1. Стандартные электродные потенциалы в водных растворах	122
Приложение 2. Произведение растворимости труднорастворимых соединений	127
Приложение 3. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов при 20°C	132
Литература	134



...науки, которые не родились из эксперимента, той основы всех познаний, бесполезны и полны заблуждений...

Леонардо да Винчи

Химический опыт – это искусство спросить природу и ответить на ее вопросы.

М.В.Ломоносов

Истинный химик должен быть и теоретиком.

М.В.Ломоносов

Введение

Раздел «Металлы и их соединения» является составной частью дисциплины «Общая и неорганическая химия», осваивается студентами на 2 курсе, в 3 семестре. Аудиторная работа студентов по изучаемой дисциплине состоит из двух разделов:

- лекции – 36 часов.

- лабораторные занятия – 72 часа, (в том числе 3 контрольные работы).

Самостоятельная работа – составная часть учебной работы и имеет целью закрепление и углубление знаний, полученных на аудиторных занятиях; поиск и приобретение новых знаний и умений. Умение самостоятельно работать является не только средством, но и целью обучения. Самостоятельная работа – трудная, но необходимая часть учебной работы, так как в ней заложена возможность самостоятельности мышления, творческой активности. Это позволяет студентам глубже разобраться в сути теоретических вопросов и руководствоваться полученными знаниями в своей профессиональной деятельности. Вопросы по самостоятельной подготовке к лабораторным работам и задания для домашней работы приведены в Рабочем журнале студента.

Самостоятельная (внеаудиторная) работа студентов является *основой процесса изучения* дисциплины и составляет приблизительно 50% от всего объема часов, выделенных в учебном плане на изучение данного раздела дисциплины. При этом значительная часть от объема часов, отведенных на выполнение лабораторных работ, также относится к самостоятельной работе, но аудиторной, осуществляемой под руководством преподавателя.



В данном пособии представлено тематическое распределение химического эксперимента по разделу «Металлы и их соединения». Число студентов в группах, обучающихся в Институте химии по направлению «Педагогическое образование» составляет 10-15 человек. Это дает возможность преподавателю проводить лекции с элементами беседы, создания и решения проблемных ситуаций. Лекции, в основном, читаются с опережением лабораторного практикума, что позволяет студентам лучше подготовиться к экспериментальным занятиям. Лабораторные работы улучшают восприятие учебного материала, раскрывают особенности химических реакций и процессов, которые не всегда можно передать словами, и делают слова лектора «видимыми». Происходит освоение умений обрабатывать, интерпретировать и представлять результаты собственных экспериментов, использовать анализ и синтез для формулирования выводов. Это приводит к увеличению эффективности обучения и облегчает формирование химического мышления студентов.

Химический эксперимент – эффективное средство наглядности в преподавании химии. Студенты получают возможность визуально ознакомиться с некоторыми физическими и химическими свойствами веществ, а также наблюдать за их изменениями в ходе химических превращений. Хорошо подобранный химический эксперимент прекрасно иллюстрирует и дополняет лекцию, прививает навыки наблюдения и постановки эксперимента. При выборе химического эксперимента необходимо учитывать критерии, которыми необходимо руководствоваться. К ним относятся:

- актуальность данного опыта для конкретного занятия (соответствие целям занятия);
- экологическая грамотность и безопасность при постановке эксперимента;
- техническая простота;
- наглядность (ярко выраженные признаки химических реакций: изменение окраски, выделение газа, выпадение осадка, появление запаха, свечение и т.д.);
- время проведения эксперимента (слишком длительный эксперимент ослабляет внимание и интерес студентов). Каждый опыт необходимо тщательно и подробно объяснить, обращая внимание студентов на основные этапы проведения опыта.

Перед выполнением лабораторных работ студенты изучают задание каждой работы, отвечают на теоретические вопросы, поставленные в каждом



опыте («домашняя заготовка»), а на занятии проводят соответствующие химические эксперименты. В ходе самостоятельной домашней работы студенты должны оформить и ответить на вопросы, приведенные в задании. Это стимулирует студентов более внимательно и подробно записывать лекционный материал. Кроме теоретических вопросов, в качестве домашней работы предлагаются различные расчетные задачи. При решении задач развиваются логическое мышление, умение и навыки применения ранее освоенных знаний.

Замена реального химического эксперимента на виртуальные аналоги не восполняет функции эксперимента. Экспериментальная работа с реальными химическими веществами способствует формированию научного мировоззрения студентов; приучает к ответственному отношению к труду, к собственному здоровью и к заботе о безопасности окружающих людей; развивает интерес к изучаемой дисциплине.

Особое внимание необходимо уделять наблюдениям при проведении химического эксперимента. Особенностью научного наблюдения является его направленность на сбор максимальной полной информации об изучаемом объекте или явлении.

Опыты, предлагаемые для выполнения лабораторной работы по каждой теме, отличаются уровнем сложности. Более сложные задания отмечены звездочкой и предлагаются для выполнения студентам, успешно выполнившим обязательные задания и желающим повысить свой рейтинг.

Каждое занятие (лекции или лабораторной работы) базируется на ранее изученном материале. При этом необходимо уделять значительное внимание взаимосвязи химии со многими естественными науками. Это помогает студенту осознать необходимость изучения химии для дальнейшего обучения по выбранному направлению.

Планируемый результат реального химического эксперимента, выполняемого студентами:

- умения проведения эксперимента

- а) цель эксперимента
- б) условия, необходимые для проведения опыта (включая реактивы и оборудование)
- в) наблюдения при выполнении опыта
- г) математическая обработка результатов (при необходимости вычисления абсолютной и относительной погрешности)
- д) анализ результатов эксперимента



е) представление результатов работы в виде отчета.

Вначале студенты изучают задание каждой лабораторной работы, затем проводят опыты по исследованию физико-химических свойств веществ с целью более полного усвоения фактического материала. После выполнения эксперимента студенты записывают уравнения химических реакций, свои наблюдения и соответствующие выводы. Затем отвечают письменно на поставленные в задании вопросы. Особенностью данного пособия является то, что описание лабораторных работ совмещено с рабочим журналом студента.

Предлагаемый алгоритм проведения и оформления лабораторных работ способствует повышению качества приобретенных студентами знаний, развитию логического мышления, умению анализировать, сравнивать и обобщать полученные результаты. Оформленные задания после проверки преподавателем остаются у студентов и являются удобной формой материала для подготовки к контрольным работам, зачетам и экзаменам.

Порядок подготовки и проведения лабораторного занятия

1. Проверка присутствующих.
2. Проведение тематического тестирования 20 – 25 мин. В это время преподаватель проверяет у каждого студента рабочий журнал на наличие частично оформленной лабораторной работы («домашней заготовки»), письменного домашнего задания и выставляет соответствующие баллы в практикантскую книжку студента и журнал учета успеваемости.
3. Проверка правильности выполненных тестов, анализ полученных результатов, обсуждение вопросов, вызвавших у студентов наибольшие затруднения при выполнении теста. К выполнению лабораторной работы допускается студент, успешно выполнивший тест, имеющий «домашнюю заготовку» по оформлению работы и домашнее задание. Студенты обязаны самостоятельно проработать соответствующий теоретический материал. До занятия студенты должны ознакомиться с содержанием предстоящей лабораторной работы. При выполнении работы следует придерживаться простого правила: *эксперимент и вся работа по отчету должны быть завершены во время лабораторного занятия.*
4. Выполнение лабораторной работы. Разрешается выполнение отдельных опытов небольшой группой. Работая группой, студенты обсуждают ход выполнения работы и результаты и при этом ими приобретаются навыки научного общения.



5. Отчет о выполнении лабораторной работы оформляется каждым студентом индивидуально и предоставляется преподавателю по окончании лабораторной работы. Если отчет составлен правильно, преподаватель расписывается в Рабочем журнале студента и выставляет соответствующий балл. Если преподаватель обнаружит ошибки в отчете или будет неудовлетворен ответами на вопросы, то студенту необходимо внести исправления и вновь отчитаться перед преподавателем. Отчет за выполненную работу предоставляется преподавателю **в день выполнения работы.**

В случае болезни или в других исключительных случаях, документально подтвержденных, студент **обязан в 3-х дневный** срок известить дирекцию института о пропуске занятий и представить медицинскую справку, заверенную в здравпункте СГУ (или другой документ, например, справку из военкомата). В таком случае студенту будет предоставлена возможность отработки пропущенных лабораторных занятий в другое дополнительное время.

На первом лабораторном занятии студенты должны пройти инструктаж по технике безопасности и зафиксировать это в журнале. Кроме этого, перед выполнением каждой лабораторной работы преподаватель указывает на необходимые меры предосторожности.

За каждым студентом в лаборатории закрепляется определенное рабочее место. Студент обязан следить за порядком на своем рабочем месте и поддерживать его чистоту. После окончания работы дежурные студенты приводят лабораторию в порядок.

Общие правила техники безопасности

1. К любой работе следует приступать только тогда, когда все ее этапы известны и не вызывают сомнения.
2. Использовать для опытов минимальное количество реактивов.
3. Для защиты одежды от действия химических соединений работать необходимо в халате.
4. Запрещается выносить за пределы лаборатории реактивы, а также передавать их кому-либо.
5. Реактивы общего пользования не уносить на рабочие места.
6. Не путать пробки от склянок с разными реактивами, во избежания загрязнения реагентов.



7. Неизрасходованные реактивы не выливать в те склянки, из которых они налиты.

8. Все работы с летучими, токсичными и высокоагрессивными веществами проводить только в вытяжном шкафу при работающей вентиляции.

9. Не выливать в раковину остатки кислот, щелочей и других агрессивных веществ; их нужно сливать в специально предназначенные для этого склянки, находящиеся в вытяжном шкафу.

10. Не выбрасывать в раковину непрореагировавшие остатки металлов.

11. Не подносить к глазам и не приближать лицо к пробирке с кипящей жидкостью. Направлять пробирку с кипящей жидкостью так, чтобы предотвратить попадание ее на себя и окружающих.

12. Не отвлекать внимание студентов, проводящих эксперимент.

13. При всех несчастных случаях сразу же обращаться к преподавателю или инженеру, работающему в группе.

14. Все работающие в лаборатории должны уметь оказывать первую помощь при ожогах и отравлениях:

– при попадании на кожу кислоты или щелочи необходимо промыть обожженное место большим количеством воды, затем – при ожогах кислотой – 3%-ным раствором соды, а при ожогах щелочами – 1%-ным раствором борной кислоты;

– при термическом ожоге кожу следует обмыть спиртом, а затем смазать мазью от ожогов.

После изучения раздела «Металлы и их соединения» дисциплины «Общая и неорганическая химия» студенты должны

владеть:

- навыками характеристики общих свойств элементов-металлов и зависимости химических свойств соединений от свойств атомов;
- навыками применения знаний по общей химии для характеристики свойств соединений металлов;

уметь:

- описывать различные типы атомов металлов периодической таблицы – s-, p-элементов;



- записывать электронную конфигурацию атомов металлов в основном, возбужденном состояниях и ионов, исходя из положения элемента в периодической системе;
- определять валентные возможности атомов металлов и степени окисления в соединениях;
- оценивать изменение металлических свойств по периоду слева направо и по группе сверху вниз;
- предсказывать формулы ионных соединений, образуемых распространенными металлами;
- применять величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и ряд напряжений металлов для оценки восстановительных свойств металлов, а также свойств различных соединений металлов;
- записывать уравнения химических реакций, характеризующих свойства металлов и их соединений.

знать:

- особенности электронного строения атомов металлов;
- понятие о металлической связи;
- количественные характеристики металлических свойств (потенциал ионизации, стандартные окислительно-восстановительные потенциалы);
- физические свойства металлов, обусловленные металлической связью;
- основные способы получения металлов;
- восстановительные свойства металлов (взаимодействие с водой; взаимодействие с кислотами, в которых окислителями являются ионы водорода; взаимодействие с кислотами-окислителями; реакции с простыми веществами-неметаллами, с оксидами, с солями менее активных металлов);
- свойства различных соединений металлов.



Рекордсмены среди металлов

Самое большое число изотопов – у цезия (36).

Самое большое число устойчивых изотопов – у олова (10).

Самый нестабильный изотоп – ${}^5\text{Li}$ (период полураспада $4,4 \cdot 10^{-22}$ с).

Самый долгоживущий изотоп – ${}^{128}\text{Te}$ (период полураспада $1,5 \cdot 10^{24}$ лет).

Самый тяжелый из устойчивый изотопов – свинец ${}^{208}\text{Pb}$, содержит магическое число протонов (82) и нейтронов (126), т.е. является «дважды вырожденным».

Самый легкий металл – литий, плотность $0,5334 \text{ г/см}^3$.

Самый тяжелый металл – осмий, плотность $22,61 \text{ г/см}^3$.

Самая низкая температура плавления – у ртути ($-38,8^\circ\text{C}$).

Самая высокая температура плавления – у вольфрама (3420°C).

Самая низкая температура кипения – у ртути ($356,7^\circ\text{C}$).

Самая высокая температура кипения – у вольфрама (5860°C).

Самый мягкий металл – цезий.

Самый твердый металл – хром.

Самый пластичный металл – золото.

Самый химически инертный металл (стойкий к кислотам) – иридий.

Самый дорогой металл – калифорний (1 г стоит 7 000 000 долларов США)

Самый электропроводный металл – серебро

Самый низкоплавкий и наиболее реакционноспособный из всех платиновых металлов – палладий

Самый реакционноспособный металл – франций

Самый редкий среди платиновых металлов – рутений





Некоторые сведения об истории развития представлений о металлах

Знакомство человека с металлами началось с золота, серебра и меди, то есть с металлов, встречающихся в свободном состоянии на земной поверхности; впоследствии к ним присоединились металлы, значительно распространенные в природе и легко выделяемые из их соединений: олово, свинец, железо и ртуть. Эти семь металлов были знакомы человечеству в глубокой древности. Среди древнеегипетских артефактов встречаются золотые и медные изделия, которые, по некоторым данным, относятся к эпохе, удаленной на 3000—4000 лет от н. э.



К семи известным металлам уже только в средние века прибавились цинк, висмут, сурьма и в начале XVIII столетия мышьяк. С середины XVIII века число открытых металлов быстро возрастает и к началу XX столетия доходит до 65, а к началу XXI века — до 96.

Ни одно из химических производств не способствовало столько развитию химических знаний, как процессы, связанные с получением и обработкой металлов; с историей их связаны важнейшие моменты истории химии. Свойства металлов так характерны, что уже в самую раннюю эпоху золото, серебро, медь, свинец, олово, железо и ртуть составляли одну естественную группу однородных веществ, и понятие о «металле» относится к древнейшим химическим понятиям. Однако воззрения на их натуру в более или менее определенной форме появляются только в средние века у алхимиков. Правда, идеи Аристотеля о природе: образования всего



существующего из четырёх элементов (огня, земли, воды и воздуха) уже тем самым указывали на сложность металлов; но эти идеи были слишком туманны и

абстрактны. У алхимиков понятие о сложности металлов и, как результат этого, вера в возможность превращать одни металлы в другие, создавать их искусственно, является основным понятием их мирозерцания.



Лишь Лавуазье выяснил роль воздуха при горении и показал, что прибыль в весе металлов при обжигании происходит от присоединения к металлам кислорода из воздуха, и таким образом установил, что акт горения металлов есть не распадение на элементы, а, напротив, акт соединения, вопрос о сложности металлов был решен отрицательно. Металлы были отнесены к простым химическим элементам, в силу основной идеи Лавуазье, что простые тела суть те, из которых не удалось выделить других тел. С созданием периодической системы химических элементов Менделеевым элементы металлов заняли в ней своё законное место.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г. Чернышевского



Общие свойства металлов

Элементы с металлическими свойствами расположены в IA – VIA группах Периодической системы:

Период	Группы элементов					
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA
2	Li	Be				
3	Na	Mg	Al			
4	K	Ca	Ga	Ge		
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po
7	Fr	Ra				

Металлы А-групп, образующие диагональ амфотерности в Периодической системе, **Be – Al – Ge – Sb – Po**, а также примыкающие к ним металлы (Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi) не проявляют типично металлических свойств. Общая электронная ns^2np^{0-4} формула предполагает большее разнообразие степеней окисления, большую способность удерживать собственные электроны, постепенное понижение их восстановительной способности и появление окислительной способности, особенно в высоких степенях окисления.

Подобное химическое поведение характерно и для большинства d-элементов.

К металлам относятся и f-элементы, выделенные в Периодической системе в группу лантаноидов и актиноидов.

**Некоторые характерные свойства металлов:**

- металлическая связь в кристаллах;
- металлический блеск;
- хорошие теплопроводность и электрическая проводимость;
- ковкость и пластичность;
- восстановители;
- оксиды имеют ионный характер и при растворении в воде образуют основные растворы.

Химическая активность металлов, т.е. их способность отдавать электроны может быть охарактеризована с помощью двух величин: *энергии ионизации* (или потенциала ионизации) и *стандартного электродного потенциала*, значения которых являются периодической функцией порядкового номера элемента. Различие между этими величинами состоит в

том, что *энергия ионизации* характеризует процесс отрыва электронов от атомов металла *в газовой фазе*, а *электродные потенциалы* измеряют *в растворах*.

Энергия ионизации – количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома. Характеризует металлические, восстановительные свойства элементов. В периоде слева направо увеличивается, в группе сверху вниз уменьшается для элементов главных подгрупп.

РЯД СТАНДАРТНЫХ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОВ МЕТАЛЛОВ

Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	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 ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2 H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺

Восстановительная активность металлов (свойство отдавать электроны) уменьшается, а окислительная способность их катионов (свойство присоединять электроны) увеличивается в указанном ряду слева направо.

**Изменение свойств металлов по группам и периодам:**

В главной подгруппе сверху вниз:

- число электронов на внешнем слое не изменяется;
- радиус атома увеличивается;
- электроотрицательность уменьшается;
- потенциал ионизации уменьшается;
- восстановительные свойства увеличиваются;
- металлические свойства усиливаются.

В периоде слева направо:

- заряды ядер атомов увеличиваются;
- радиусы атомов уменьшаются;
- число электронов на внешнем слое увеличивается (исключение переходные металлы);
- электроотрицательность увеличивается;
- потенциал ионизации увеличивается;
- восстановительные свойства ослабевают;
- металлические свойства ослабевают.

Металлическая связь – это связь в металлах и сплавах между катионами металлов, расположенными в узлах кристаллической решетки, которая осуществляется обобществленными валентными электронами. Металлическая связь ненаправленная и ненасыщенная, характеризуется небольшим числом валентных электронов и большим числом свободных атомных орбиталей. Валентные электроны слабо удерживаются в атоме. Электроны, осуществляющие связь, обобществлены и перемещаются по всей кристаллической решетке в целом нейтрального металла. Обобществленные электроны электростатически притягивают катионы металлов, расположенные в узлах кристаллической решетки, обеспечивая ее стабильность и прочность.



Для некоторых металлов характерно образование различных кристаллических форм. Свойство веществ существовать в нескольких кристаллических модификациях называют *полиморфизмом*. Каждая из кристаллических модификаций устойчива в определенных температурных интервалах.

Металлический блеск обусловлен тем, что электроны, заполняющие межатомное пространство, отражают световые лучи, причем большинство металлов в равной степени рассеивают все лучи видимой части спектра.

Хорошая электрическая проводимость связана с тем, что хаотически движущиеся электроны в металле под воздействием приложенного электрического напряжения приобретают направленное движение. При повышении температуры амплитуды колебаний находящихся в узлах решетки атомов и ионов металла возрастают, что затрудняет перемещение электронов и электрическая проводимость металлов уменьшается.

Теплопроводность металлов обусловлена большой подвижностью свободных электронов, которые, сталкиваясь с колеблющимися ионами и атомами, обмениваются с ними энергией.

Ионы металлов в кристалле могут скользить относительно друг друга. Этим объясняется *ковкость и пластичность* металлов. Плотность металлов находится в периодической зависимости от порядкового номера элемента. Механическая прочность, плотность, температура плавления металлов с увеличением числа электронов, связывающих ион-атомы, и уменьшением межатомного расстояния в кристаллах возрастают. Самые прочные кристаллические решетки, Наибольшие плотности и температуры плавления проявляются у металлов побочных подгрупп V-VIII групп. Это обусловлено тем, что для них, помимо металлической связи, характерно образование очень прочных ковалентных связей между атомами, осуществляемой электронами внешнего s-подуровня. Таким образом, физические и химические свойства металлов находятся в периодической зависимости от их порядковых номеров.

Металлы и их катионы имеют вакантные молекулярные орбитали и являются **комплексобразователями**. Способность к комплексообразованию возрастает с увеличением заряда иона и уменьшением его радиуса, зависит от природы металла и наличия вакантных орбиталей у его ионов. Наиболее выражена склонность к комплексообразованию у ионов переходных металлов.



Если концентрация элементов в организме превышает биотическую концентрацию, то они оказывают токсическое действие на организм. Токсичные элементы при очень малых концентрациях не оказывают вредного воздействия на организм. Нет токсичных элементов, а есть токсичные дозы. Таким образом, малые дозы элемента - лекарство, большие дозы - яд. *«Все есть яд, и ничто не лишено ядовитости, одна лишь доза делает яд незаметным»*, - говорил Парацельс. Уместно вспомнить слова таджикского поэта Рудаки: *«Что нынче снадобьем слывет, то завтра станет ядом»*.

В настоящее время установлена биогенность 30 элементов и относительно постоянное содержание в организме человека 70 элементов (в пределах порядка). Ученые полагают, что *«в живом организме не только присутствуют все элементы, но каждый из них выполняет какую-то функцию»* (Вернадский В.И., 1937; Авцын А.В. и др., 1991).

Для s-металлов IA группы небольшой заряд ядер атомов, невысокий потенциал ионизации валентных электронов, большой размер атома и увеличение его в группе сверху вниз определяют состояние их ионов в водных растворах в виде гидратированных ионов. В водном растворе ионы s-элементов IA способны в небольшой степени к реакциям комплексообразования, образованию донорно-акцепторных связей с монодентатными лигандами (аквакомплексы) и даже с полидентатными лигандами. Такие комплексы обладают, как правило, невысокой устойчивостью. Наибольшее сходство лития с натрием обуславливает их взаимозаменяемость, синергизм их действия. Концентрация ионов K^+ внутри клеток в 35 раз выше, чем вне, а концентрация ионов Na^+ во внеклеточной жидкости в 15 раз больше, чем внутри клетки. Эти ионы в биологических системах являются антагонистами.

Двухзарядные ионы элементов IIА группы являются более сильными комплексообразователями. Для них наиболее характерно образование координационных связей с донорными атомами кислорода, а для магния - также с атомами азота (порфириновая система). s-металлы IIА группы в организме находятся в виде соединений, образованных фосфорной, угольной и карбоновой кислотами. Кальций, содержащийся в основном в костной



ткани, по своим свойствам близок к стронцию и барию, которые могут замещать его в костях. При этом наблюдаются как случаи синергизма, так и антагонизма. Ионы кальция являются также антагонистами ионов натрия, калия и магния. Сходство физико-химических характеристик ионов Be^{2+} и Mg^{2+} обуславливает их взаимозаменяемость в соединениях, содержащих связи Mg-N и Mg-O. Бериллий - антагонист магния.

Особенности свойств d-элементов определяются электронным строением их атомов; во внешнем электронном слое содержится, как правило, не более 2 s-электронов, p-подуровень свободный, происходит заполнение d-подуровня предвнешнего уровня. Свойства простых веществ d-элементов определяется в первую очередь структурой внешнего слоя и лишь в меньшей степени зависят от строения предшествующих электронных слоев. Невысокие значения энергии ионизации этих атомов указывают на сравнительно слабую связь внешних электронов с ядром. Это определяет их общие физические и химические свойства, исходя из которых следует отнести простые вещества d-элементов к типичным металлам. По химической активности d-элементы весьма разнообразны.

По группе сверху вниз размеры атомов сверху вниз от d-элементов 4 периода к d-элементам 5 периода возрастают, энергия ионизации уменьшается, и металлические свойства увеличиваются. Когда переходим от 5 к 6 периоду, то размер атомов остается практически без изменений, свойства атомов также близки, например, Zn и Hf по свойствам очень близки и их трудно разделить. То же можно сказать о Mo и W, Te и Re. Элементы 6 периода идут после семейства лантаноидов, за счет этого происходит дополнительное возрастание заряда ядра атома, а это приводит к оттягиванию электронов, более плотной их упаковке - происходит лантаноидное сжатие.

В физических и химических свойствах простых веществ d-элементов много общего для типичных металлов. Общность и различие их проявляются особенно в химических свойствах соединений d-элементов. *d-Элементы имеют довольно много валентных электронов, энергия которых различна, и они не всегда и не все принимают участие в образовании связей. Поэтому d-элементы проявляют переменную степень окисления, следовательно, для них характерны реакции окисления-восстановления. Высшая степень окисления большинства d-элементов*



соответствует номеру группы, в которой они находятся. С увеличением порядкового номера d -элемента значение устойчивой степени окисления возрастает.

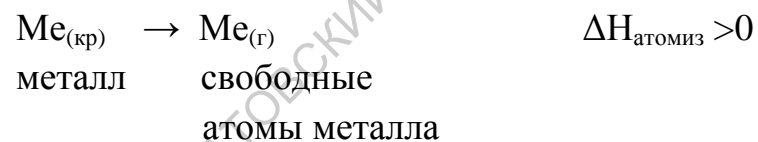
В связи с тем, что d -элементы способны проявлять различные степени окисления, они способны образовывать соединения, резко отличающиеся по кислотно-основным свойствам. Свойства оксидов и гидроксидов зависят от степени окисления образующего их d -элемента. По мере повышения степени окисления d -элемента ослабевает основной характер их и усиливается кислотный характер.

В организме d -элементы представлены как существующие в виде гидратированных, гидролизированных ионов, но чаще в виде биоорганических комплексов. Они выступают в качестве сильных комплексообразователей, что обусловлено наличием на d -подуровне предвнешнего уровня валентных электронов. Способность образовывать комплексные соединения обусловлена наличием в их атомах свободных орбиталей (одной s -, трех p - и пяти d -орбиталей), проявляя к.ч. = 6, реже 2, 3, 5 и 8 для образования связи с полидентатными лигандами с образованием хелатов.

Активность металлов определяется их восстановительной способностью. О восстановительных способностях металлов судят по электродным потенциалам, значения которых являются периодической функцией порядкового номера элемента. Металлы – восстановители: $Me - ne = Me^{+n}$. Восстановительная способность металлов служит мерой их химической активности. Как можно объяснить различие в химической активности металлов?

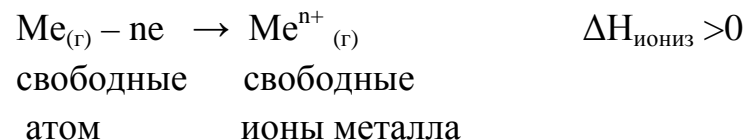
Если не учитывать изменение энтропии, то активность металла тем выше, чем прочнее химическая связь в продуктах реакции по сравнению с прочностью связи в исходных веществах. Рассмотрим поведение металлов в водной среде. С точки зрения термодинамики процесс взаимодействия металлов в водной среде можно представить в виде следующих стадий:

1. Атомизация металла

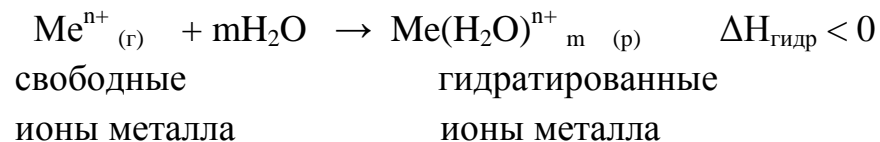




2. Ионизация металла:



3. Гидратация металла:

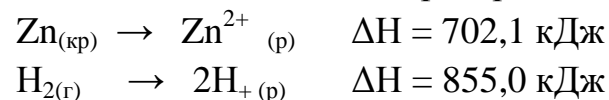


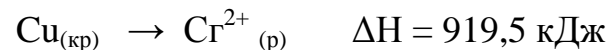
Разрушение кристаллической решетки ($\Delta H_{\text{атомиз}}$) и переход атомов в положительные ионы ($\Delta H_{\text{иониз}}$) требуют затраты энергии; а при гидратации ионов ($\Delta H_{\text{гидр}}$) энергия выделяется. Суммарный энергетический эффект процесса равен алгебраической сумме: $\Delta H = \Delta H_{\text{атомиз}} + \Delta H_{\text{иониз}} + \Delta H_{\text{гидр}}$. Чтобы сравнить активность различных металлов в водных растворах нужно знать величины энергетических характеристик перехода металлов и водорода в состояние гидратированных ионов.

Энергетические характеристики (кДж/моль) перехода цинка, водорода и меди в состояние гидратированных ионов

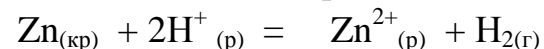
Простое вещество	$\Delta H_{\text{атомиз}}$	$\Delta H_{\text{иониз}}$	$\Delta H_{\text{гидр}}$	ΔH
Цинк	130,5	2646,9	-2075,3	702,1
Водород	436,0	2636,4	-2217,4	855,0
Медь	339,0	2710,1	-2129,6	919,5

Переход рассматриваемых простых веществ в состояние гидратированных ионов требует затраты энергии:





Сущность реакции взаимодействия цинка с кислотой выражается ионным уравнением:



На окисление цинка энергия затрачивается:



а при восстановлении ионов водорода энергия выделяется:



В целом, взаимодействие цинка с кислотой – **экзотермический** процесс, протекает **самопроизвольно** ($\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$).

Аналогичные рассуждения показывают, что медь не вытесняет водород из кислот, так как на процесс образования гидратированных ионов меди требуется 919,5 кДж/моль, больше, чем ее может выделиться при восстановлении ионов водорода (-855,0 кДж/моль). Таким образом, по отношению к разбавленным кислотам цинк намного активнее, чем медь. В чем основная причина этого? Энергия ионизации атомов меди и цинка близка. По величине энергии гидратации ионов медь должна быть активнее цинка. Следовательно, более низкая химическая активность меди объясняется ее более высокой энергией атомизации (большая прочность химической связи в кристалле).

Рассмотренные примеры показывают, что восстановительная способность металлов при реакции с водными растворами кислот и солей зависит как от свойств самого простого вещества (энергия атомизации), так и от свойств его атомов (энергия ионизации) и ионов (теплота гидратации).

Если расположить металлы в порядке возрастания алгебраической величины их стандартных электродных потенциалов, то образуется ряд, называемый *рядом стандартных электродных потенциалов металлов*.

**Восстановительные свойства металлов**

<i>Взаимодействие с неметаллами:</i> реакции с галогенами, кислородом и серой характерны почти для всех металлов. При взаимодействии с остальными неметаллами проявляется избирательность взаимодействия.	$Me + Hal_2 = MeHal_x$ $Me + H_2 = MeH_x$ $Me + N_2 = Me_xN_y$ $Me + C = Me_xC_y$	$Me + O_2 = Me_xO_y$ $Me + S = Me_xS_y$ $Me + P = Me_xP_y$ $Me + Si = Me_xSi_y$
<i>Взаимодействие с оксидами:</i> более активные металлы восстанавливают менее активные металлы из их оксидов	$2Al + Cr_2O_3 = Al_2O_3 + 2Cr$	
<i>Взаимодействие с солями:</i> более активные металлы вытесняют менее активные металлы из их солей	$Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4$ (в растворе) $Mg + TiCl_4 = Ti + 2MgCl_2$ (в расплаве)	
<i>Взаимодействие с водой:</i> щелочные и щелочноземельные при обычных условиях; магний при кипячении; другие - с водяным паром	$2Me + 2H_2O = 2MeOH + H_2\uparrow$ $Mg + 2H_2O = Mg(OH)_2\downarrow + H_2\uparrow$ $3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$	$Me + 2H_2O = Me(OH)_2 + H_2\uparrow$
<i>Взаимодействие с кислотами-неокислителями</i> Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода взаимодействуют с выделением H_2	$Me + 2HCl = MeCl_2 + H_2\uparrow$ $Me + H_2SO_{4(разб)} = MeSO_4 + H_2\uparrow$ $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$ $Fe + H_2SO_{4(разб)} = FeSO_4 + H_2\uparrow$	
<i>Взаимодействие с кислотами-окислителями:</i> металлы Fe, Al, Cr пассивируются в конц. HNO_3 , H_2SO_4 ; взаимодействие возможно только при нагревании; остальные металлы взаимодействуют с	$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$ $4Zn + 5H_2SO_4 = 4ZnSO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$ $4Zn + 10HNO_3 = 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$ $Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$	



образованием различных продуктов восстановления кислот. Золото и платиновые металлы взаимодействуют и растворяются в «царской водке».	
Амфотерные металлы растворимы в щелочах, растворах солей, в которых среда щелочная или кислая в результате гидролиза	$2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al} + 4\text{AlCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 6\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al} + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНА ИВАН ПЕТРОВИЧ ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 1. Восстановительные свойства металлов

Опыт 1. *Взаимодействие металлов с водой*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Маленькие кусочки натрия и калия размером меньше горошины осторожно опустите в кристаллизаторы с водой (предварительно добавив в нее индикатор фенолфталеин). Какие реакции параллельно могут протекать в пробирке? Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения.	$Na + H_2O =$ $K + H_2O =$ Наблюдение:
- Укажите значения стандартных потенциалов для окислителя и восстановителя.	Окислитель: Восстановитель:
- Рассчитайте ЭДС реакции и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции.	$\Delta E^\circ =$ Вывод:
- Какой металл наиболее активно взаимодействует с водой? Укажите знак теплового эффекта реакций взаимодействия металлов с водой.	



- Что является продуктом реакции? Наличие каких ионов доказывает изменение окраски индикатора в растворе?	
- Какие металлы растворимы в воде с образованием гидроксидов?	
- Объясните, почему магний не растворяется в воде без нагревания?	
- Выпишите из справочника значения первых энергий ионизации атомов элементов от лития до цезия и укажите, атом какого элемента легче всего переходит в состояние одноатомного катиона.	
- Почему положение металлов в электрохимическом ряду напряжений не всегда соответствует их положению в Периодической системе химических элементов?	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 1. Восстановительные свойства металлов

Опыт 2. *Взаимодействие магния с водным раствором хлорида аммония*

Цель:	Реактивы и оборудование
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В химический стакан (пробирку) налейте дистиллированной воды и поместите порошок магния или стружку магния. Затем добавьте раствор хлорида аммония. Запишите уравнения реакции и Ваши наблюдения. Учитывайте процесс гидролиза хлорида аммония.	$NH_4Cl + H_2O \leftrightarrow$ $Mg +$ _____ Суммарное уравнение: $Mg + NH_4Cl + H_2O =$ Признак реакции -
- Атомы каких элементов являются металлами (с точки зрения электронного строения)? Дайте определение понятию металлическая связь. В чем заключается отличие металлической связи от ковалентной?	
- Электроотрицательности натрия, магния и кальция равны 1,01; 1,23 и 1,04 соответственно. Напишите уравнения последовательных реакций на катоде при	1. 2.



электролизе расплавов смеси хлоридов этих элементов до полного расходования смеси.	3.
- Напишите формулы гидроксидов для элементов ПА-группы? К какому типу гидроксидов (растворимость в воде, силу электролита, кислотно-основные свойства) они относятся? Ответ подтвердите уравнениями реакций.	
<p>*Задание на распознавание веществ:</p> <p>В 3-х склянках без этикеток находятся растворы карбоната калия K_2CO_3, бромоводородной кислоты HBr и бромида бария $BaBr_2$. Используя пробирки и не применяя других веществ, определите содержимое склянок.</p> <p>Составьте план Ваших действий и опишите их:</p> <ol style="list-style-type: none">1.2.3. <p>и т.д.</p>	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 1. Восстановительные свойства металлов

Опыт 3. Свойства простых веществ металлов

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>В 4 пробирки поместите по несколько гранул цинка.</p> <p>В <i>первую</i> налейте дистиллированной воды, во <i>вторую</i> – разбавленной серной кислоты H_2SO_4, в <i>третью</i> – щелочи $NaOH$, в <i>четвертую</i> - концентрированной серной кислоты H_2SO_4.</p> <p>При составлении уравнений реакции используйте метод электронного баланса (МЭБ). Укажите окислитель и восстановитель, величины стандартных потенциалов восстановления.</p> <p>- Рассчитайте ЭДС каждой реакции.</p>	<p>1) $Zn + H_2O =$ Признак реакции -</p> <p>2) $Zn + H_2SO_4$ (разб) = Признак реакции - Уравнение электронного баланса: ЭДС -</p> <p>3) $Zn + NaOH =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса: ЭДС -</p> <p>4) $Zn + H_2SO_4$ (конц) = Признак реакции - Уравнение электронного баланса: ЭДС -</p>



<p>В 4 пробирки поместите стружку меди. В <i>первую</i> пробирку налейте дистиллированной воды, во <i>вторую</i> – разбавленной серной кислоты H_2SO_4, в <i>третью</i> – щелочи $NaOH$, в <i>четвертую</i> – концентрированной серной кислоты H_2SO_4.</p>	<p>1) $Cu + H_2O =$ 2) $Cu + H_2SO_4 (разб) =$ 3) $Cu + NaOH =$ 4) $Cu + H_2SO_4 (конц) =$</p>
<p>- Обсудите изменение химических свойств металлов, исследуемых в оп.1 и 2. Для обоснования ответа используйте ряд стандартных электродных потенциалов металлов и положение элементов в Периодической таблице Д.И.Менделеева.</p>	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 1. Восстановительные свойства металлов

Опыт 4. Сжигание металлов

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнение реакции и наблюдения
С помощью пинцета сожгите в пламени горелки стружку магния, и образующийся оксид растворите в воде. Определите среду полученного раствора. Запишите уравнения реакций и Ваши наблюдения.	$Mg + O_2 =$ Признак реакции -
- Как доказать, что образующийся оксид проявляет основные свойства?	
- Все ли металлы при сжигании образуют основные оксиды?	
- Какие смешанные (двойные) оксиды металлов вам известны?	
- Кроме оксидов возможно образование пероксидов металлов. Какие металлы проявляют такую	



способность?	
<p>- Как можно доказать, что при горении металлического натрия образуется не оксид, а пероксид? Вспомните окислительные свойства пероксидов, для обоснованного ответа предложите уравнения реакций.</p>	
<p>- Почему нельзя использовать углекислотный огнетушитель для тушения горящего магния? Для объяснения составьте необходимые уравнения реакций.</p>	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 1. Восстановительные свойства металлов

Опыт 5. Сравнение химической активности цинка и свинца

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнение реакции и наблюдение
Налейте в пробирку насыщенный раствор ацетата свинца $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ и опустите в него гранулу цинка, закрепленную на нитке. Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса (МЭБ) , укажите значения стандартных потенциалов и отметьте ваши наблюдения:	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} + \text{Zn} =$ Признак реакции -
- Рассчитайте ЭДС реакции и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции.	
- Какой металл (цинк или свинец) проявляет более сильные восстановительные свойства?	
- Какие металлы способны вытеснить другие металлы из растворов их солей?	
- Какие металлы, кроме цинка можно использовать в данном процессе, а какие нельзя? Какие справочные данные можно использовать в качестве подсказки?	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 1. Восстановительные свойства металлов

Опыт 6. Взаимодействие алюминия с иодом

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнение реакции и наблюдения
На керамическую плитку насыпьте горкой с углублением мелкодисперсный смеси порошка алюминия с иодом. В углубление поместите с помощью пипетки 1-2 капли воды и наблюдайте взаимодействие исходных веществ. Укажите признаки химической реакции. Объясните наблюдаемые явления.	$Al + I_2 =$ Признак реакции -
- Почему исходные вещества взяты в порошкообразном состоянии?	
- Охарактеризуйте свойства иода в данной реакции? Какие свойства проявляет алюминий в данной реакции?	Иод – Алюминий –
- Охарактеризуйте данную реакцию, используя различные признаки классификации.	
- Какие типы бинарных соединений металлов (солеподобных) вы знаете? Приведите примеры.	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 1. Восстановительные свойства металлов

Опыт 7. Гидроксид натрия – среда для протекания окислительно-восстановительных реакций

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>В 2 пробирки налейте раствор гидроксида натрия NaOH и прилейте в каждую раствор бромной или иодной воды.</p> <p>Затем в одну из пробирок внесите раствор серной кислоты H₂SO₄.</p> <p>Напишите уравнения происходящих превращений, используя метод электронного баланса.</p>	<p>$Br_2 + NaOH =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p> <p>$I_2 + NaOH =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p> <p>$H_2SO_4 +$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p>
- Выпишите соответствующие полуреакции и укажите величины стандартных потенциалов. Рассчитайте ЭДС реакций.	



<p>- Какие вещества способны к процессу дисмутации в щелочной среде? <i>Приведите 3 уравнения реакции, с которыми вы встречались ранее.</i></p>	
<p>- Укажите общие способы получения металлов.</p>	
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Свойства *s*-металлов и их соединений

Свойства атомов и простых веществ металлов 1А-группы

Свойство	${}^3\text{Li}$	${}^{11}\text{Na}$	${}^{19}\text{K}$	${}^{37}\text{Rb}$	${}^{55}\text{Cs}$	${}^{87}\text{Fr}$
Валентные электроны	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$	$7s^1$
Радиус (эфф), Å	1,52	1,86	2,31	2,44	2,62	
Энергия ионизации, кДж/моль	520	496	419	403	375	
Плотность, г/см ³	0,53	0,97	0,86	1,53	1,9	2,2
Температура плавления, К	452	371	337	312	302	293
Температура кипения, К	1623	1156	1049	978	963	893
Стандартный электродный потенциал, В	-3,05	-2,71	-2,92	-2,93	-2,92	
Координационное число	4	4,6	4,6	6,8	8	10

К *s*-металлам относятся элементы 1А-группы Периодической системы элементов (групповое название – щелочные металлы) и элементы 2А-группы (при этом, элементы кальций, стронций, барий и радий имеют групповое название – щелочноземельные металлы).

Элементы 1А-группы содержат на валентном электронном уровне по 1 электрону – ns^1 , валентность по обменному механизму равна 1; в соединениях степень окисления +1. С ростом радиуса ослабевает связь валентного электрона с ядром, соответственно уменьшается энергия ионизации. В результате этого образуются катионы Э^+ , имеющие устойчивую электронную конфигурацию. Элементы 1А-группы характеризуются низкими



значениями электроотрицательности, малыми величинами потенциала ионизации, высокими восстановительными свойствами. Обладают незначительным поляризующим действием (устойчивая электронная конфигурация, большие размеры, малый заряд ядра) и соответственно **малой способностью к комплексообразованию**. Щелочные металлы относятся к числу **наиболее активных** в химическом отношении элементов. Химическая активность увеличивается с ростом радиуса атомов. Щелочные металлы обладают ярко выраженными основными свойствами оксидов Me_2O и гидроксидов $MeOH$. Твердые щелочи и концентрированные растворы разъедающее действуют на живые ткани вследствие *обезвоживания и щелочного гидролиза белков*. Помимо оксидов, щелочные металлы образуют *пероксиды и надпероксиды*, в узлах кристаллических решеток которых находятся пероксид-ионы $(O_2)^{2-}$ и надпероксид-ион $(O_2)^{\cdot -}$; термически неустойчивы, подвергаются гидролизу, проявляют сильные *окислительные* свойства.

Основная часть солей щелочных металлов хорошо растворимы в воде (исключение: *фторид, карбонат, фосфаты лития малорастворимы*) и не подвергаются гидролизу по катиону.

Получение щелочных металлов в свободном виде возможно проведением электролиза *расплавов* галогенидов и гидроксидов, что обусловлено взаимодействием щелочных металлов с водой.

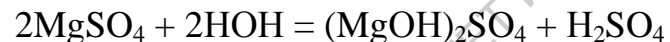
Щелочные металлы хранят под слоем жидкостей, не содержащих кислорода и не взаимодействующих с водой. Это связано с тем, что щелочные металлы энергично взаимодействуют с кислородом и парами воды, содержащимися в воздухе.



Простое вещество	${}^3\text{Li}$	${}^{11}\text{Na}$	${}^{19}\text{K}$	${}^{37}\text{Rb}$	${}^{55}\text{Cs}$	${}^{87}\text{Fr}$
Агрегатное состояние при 20°C	Серебристо-белые, мягкие металлы, легко режутся, легкие. Взаимодействуют с кислородом и парами воды воздуха.					
Водородные соединения	ЭН – разлагаются водой с образованием водорода. $\text{ЭН} + \text{H}_2\text{O} = \text{ЭОН} + \text{H}_2\uparrow$					
Кислородные соединения	Оксиды $\text{Э}_2\text{O}$ - ярко выраженные основные свойства; пероксиды $\text{Э}_2\text{O}_2$, надпероксиды ЭO_2 , озониды ЭO_3 для всех кроме лития; сильные окислители, разлагаются водой. $\text{Э}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{ЭОН} + \text{H}_2\text{O}_2$					
Основные гидроксиды	LiOH отличается от других гидроксидов малой растворимостью в воде; все гидроксиды имеют ярко выраженные основные свойства $\text{ЭОН} = \text{Э}^+ + \text{OH}^-$					
Галогениды	ЭNaI – соли бескислородных кислот, ионные соединения; фториды подвергаются обратимому гидролизу по аниону; гидролиз по катиону не происходит					
Халькогениды	$\text{Э}_2\text{S}$ - ионные соединения стехиометрического состава; гидролиз по аниону в водных растворах; проявляют восстановительные свойства за счет аниона S^{-2} . $\text{Э}_2\text{S} + \text{HOH} = \text{ЭHS} + \text{ЭОН}$					
Нитриды	$\text{Э}_3\text{N}$ – солеобразные, с преобладанием ионного характера связи; подвергаются гидролизу в воде и разлагаются кислотами; $\text{Э}_3\text{N} + 3\text{HOH} = 3\text{ЭОН} + \text{NH}_3\uparrow$ $\text{Э}_3\text{N} + 3\text{HCl} = 3\text{ЭCl} + \text{NH}_3\uparrow$					
Фосфиды	$\text{Э}_x\text{P}_y$ - солеобразные; водой гидролизуются и разлагаются кислотами с выделением фосфина					
Карбиды	$\text{Э}_x\text{C}_y$ - солеобразные с ионным характером связи; гидролизуются и разлагаются кислотами					
Силициды	$\text{Э}_x\text{Si}_y$ – солеобразные, легко разрушаются водой и разбавленными кислотами.					



Элементы IIА-группы содержат на валентном уровне 2 электрона – ns^2 , при переходе в возбужденное состояние образуется 2 неспаренных электрона (ns^1np^1), валентность по обменному механизму равна 2; характерная степень окисления в соединениях +2. Металлические свойства элементов IIА-группы выражены слабее, чем у элементов IА-группы в своем периоде. Свойства бериллия и магния отличаются от свойств щелочноземельных металлов. Это обусловлено тем, что щелочноземельные металлы имеют свободные *d*-орбитали, близкие по энергии к *ns*-орбиталям. Бериллий и магний на холоду с водой не взаимодействуют, т.к. их поверхность покрыта прочной оксидной пленкой. Бериллий, его оксид и гидроксид проявляют *амфотерные* свойства. Растворимые соли бериллия и магния подвергаются гидролизу по катиону:



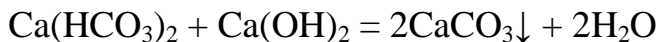
Щелочноземельные металлы образуют *оксиды, пероксиды и надпероксиды*. Растворимые соли щелочноземельных металлов гидролизу по катиону не подвергаются, т.к. их гидроксиды не смотря на малую растворимость в воде, являются сильными электролитами (на это указывают величины констант диссоциации гидроксидов).

По многим физико-химическим свойствам литий проявляет большее сходство с магнием, находящимся по диагонали от него. При сгорании на воздухе они образуют оксиды Li_2O и MgO ; легко реагируют с азотом с образованием нитридов Li_3N и Mg_3N_2 ; гидроксиды лития и магния (LiOH и $\text{Mg}(\text{OH})_2$) при умеренном нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду, а щелочи NaOH и KOH термически устойчивы и образуют ионные расплавы.

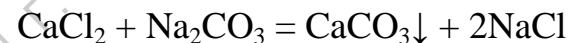
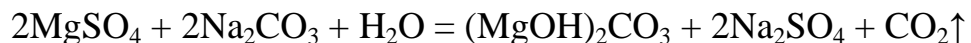
Бериллий во многом сходен с *алюминием* (диагональное сходство). Каждое *диагональное соотношение* связывает между собой *пару элементов, находящихся в соседних группах, но обладающих сходными химическими и физическими свойствами*. Примерами таких пар являются *литий и магний, бериллий и алюминий*.

Временная жесткость воды обусловлена наличием в ней растворимых гидрокарбонатов магния и кальция; ее устраняют кипячением или нейтрализацией:





Постоянная жесткость воды обусловлена присутствием в воде других растворимых солей магния и кальция; устраняют с помощью раствора карбоната натрия:



Получение щелочноземельных металлов в свободном виде возможно проведением **электролиза расплавов** галогенидов и гидроксидов, что обусловлено взаимодействием с водой металлов, образующих данную соль.

В организме взрослого человека содержится около 25 г магния – главным образом в костях в виде фосфатов. Физиологическая функция магния обусловлена его участием в ферментативных процессах. Через продукты питания растительного происхождения в организм человека поступает 200-500 мг в день. Недостаточность магния в организме человека встречается редко. Недостаток магния у детей в первые годы жизни приводит к развитию рахита.

Основным источником кальция для организма человека является молоко и молочные продукты, сыры и масло. При попадании в организм с пищей усваивается 10-40% кальция. Усвоение кальция резко уменьшается при содержании в рационе большого количества жиров, фитиновых кислот (злаковые культуры), фосфатов, щавелевой кислоты. В организме человека содержится 1000-1200 г кальция, 99% - в костях. За сутки из костей выводится до 700 мг кальция и столько же откладывается вновь. Кальций относится к макроэлементам, играет важную роль в различных обменных процессах организма. Биогенные s-элементы (Na, K, Mg, Ca) образуют комплексные соединения только с лигандами определенной циклической структуры, выступая в качестве комплексообразователя. Основная часть p-элементов (N, P, S, O) является активной действующей частью комплексообразующих частиц (лигандов), в том числе и биолигандов. В этом состоит их биологическая значимость. **Способность к комплексообразованию - это общее свойство химических элементов периодической системы, эта способность уменьшается в следующем порядке: $f > d > p > s$.**



Свойства атомов и простых веществ металлов IIА-группы

Свойство	${}^4\text{Be}$	${}^{12}\text{Mg}$	${}^{20}\text{Ca}$	${}^{38}\text{Sr}$	${}^{56}\text{Ba}$	${}^{88}\text{Ra}$
Валентные электроны	$2s^2$	$3s^2$	$4s^2$	$5s^2$	$6s^2$	$7s^2$
Радиус (эфф), А	1,31	1,60	1,97	2,15	2,17	
Энергия ионизации, кДж/моль	899	738	590	549	503	509
Плотность, г/см ³	1,85	1,74	1,54	2,63	3,76	6,00
Температура плавления, К	1558	924	1123	1043	983	1233
Температура кипения, К	3243	1380	1753	1653	1913	1413
Стандартный электродный потенциал, В	-1,85	-2,36	-2,87	-2,89	-2,91	-2,92
Координационное число	4	6	6,8	6,8	6,9	6,8

Простое вещество	${}^4\text{Be}$	${}^{12}\text{Mg}$	${}^{20}\text{Ca}$	${}^{38}\text{Sr}$	${}^{56}\text{Ba}$	${}^{88}\text{Ra}$
Агрегатное состояние при 20°С	Серебристо-белые металлы (твердые) с высокими температурами плавления. По плотности, за исключением радия, относятся к легким. Вследствие существенного различия в строении пространственных кристаллических решеток многие физические свойства изменяются закономерно (плотность, температуры плавления и кипения).					
Водородные соединения	ЭН ₂ – разлагаются водой с образованием водорода и гидроксида. ЭН ₂ + 2Н ₂ О = Э(ОН) ₂ + Н ₂ ↑					
Кислородные соединения	Оксиды - ЭО для всех элементов; основные свойства увеличиваются в ряду; оксид бериллия – амфотерный, в воде не растворяется; BeO + H ₂ O + 2KOH = K ₂ [Be(OH) ₄] BeO + H ₂ SO ₄ = BeSO ₄ + H ₂ O пероксиды MgO ₂ , BaO ₂ , сильные окислители, разлагаются водой. BaO ₂ + 2H ₂ O = Ba(OH) ₂ + H ₂ O ₂					



Основные гидроксиды	$\text{Be}(\text{OH})_2$ и $\text{Mg}(\text{OH})_2$ практически нерастворимы в воде; $\text{Be}(\text{OH})_2$ – проявляет амфотерные свойства; $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – слабые основные свойства ($K_{\text{д}}^1 = 2,5 \cdot 10^{-3}$); гидроксиды щелочноземельных металлов отличаются малой растворимостью в воде, но проявляют ярко выраженные основные свойства ($K_{\text{д}}^1 \text{Ca}(\text{OH})_2 = 4,3 \cdot 10^{-2}$; $K_{\text{д}}^1 \text{Sr}(\text{OH})_2 = 0,15$; $K_{\text{д}}^1 \text{Ba}(\text{OH})_2 = 0,23$).
Галогениды	$\text{Э}\text{Hal}_2$ – соли бескислородных кислот; растворимые соли бериллия и магния подвергаются гидролизу по катиону; $\text{BeCl}_2 + \text{HON} \leftrightarrow \text{BeONCl} + \text{HCl}$
Халькогениды	$\text{Э}\text{S}$ – ионные соединения стехиометрического состава; гидролиз по аниону в водных растворах; проявляют восстановительные свойства за счет аниона;
Нитриды	$\text{Э}_3\text{N}_2$ – солеобразные, с преобладанием ионного характера связи; подвергаются гидролизу в воде и разлагаются кислотами; $\text{Ca}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_3 \uparrow$
Фосфиды	$\text{Э}_x\text{P}_y$ – солеобразные; водой гидролизуются и разлагаются кислотами с выделением фосфина $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{PH}_3 \uparrow$
Карбиды	$\text{Э}_x\text{C}_y$ – солеобразные, с ионным характером связи; гидролизуются и разлагаются кислотами $\text{Be}_2\text{C} + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{CH}_4 \uparrow$ $\text{Be}_2\text{C} + 4\text{NaOH} + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{CH}_4 \uparrow$ $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$
Силициды	$\text{Э}_2\text{Si}$ – солеобразные, легко разрушаются водой и разбавленными кислотами с выделением силанов. $\text{Ca}_2\text{Si} + 4\text{HON} = 2\text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{SiH}_4 \uparrow$



Работа 2. Свойства s-металлов и их соединений

Опыт 1. Получение пероксида натрия и его окислительные свойства

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>Небольшой кусочек натрия осушите с помощью фильтровальной бумаги и поместите в тигель. Нагрейте до расплавления и подожгите. После полного сгорания растворите полученное вещество в небольшом количестве дистиллированной воды (можно использовать коммерческий препарат пероксида натрия).</p> <p>Напишите уравнение реакции взаимодействия пероксида натрия с холодной водой и горячей водой.</p> <p>Разделите полученный раствор на две части. Добавьте небольшое количество разбавленной серной кислоты.</p> <p>К <i>первому</i> раствору прилейте раствор иодида калия.</p> <p>Ко <i>второму</i> – раствор перманганата калия.</p> <p>Обратите внимание на изменение окраски растворов.</p>	<p>$Na_2O_2 + H_2O_{(хол)} =$ $Na_2O_2 + H_2O_{(гор)} =$ Признак реакции -</p> <p>$Na_2O_2 + H_2SO_4 + KI =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p> <p>$Na_2O_2 + H_2SO_4 + KMnO_4 =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p>
- Какие свойства проявляет пероксид натрия?	



<p>- Какие металлы способны к образованию пероксидов? Почему при сгорании лития не образуется пероксид?</p>	
<p>- По методу молекулярных орбиталей (МО) рассмотрите образование связи в частицах Li_2^+, Li_2, Li_2^-. Как изменяется энергия и длина связи в этом ряду? Укажите магнитные свойства всех частиц.</p>	
<p>Рассчитайте pH 0,001 М раствора гидроксида натрия.</p>	
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 2. Свойства s-металлов и их соединений

Опыт 2. Окраска пламени солями s-металлов

Цель:	Реактивы и оборудование
Методика эксперимента	Наблюдения
Тщательно прокаленную платиновую проволоку опустите в насыщенные растворы солей лития, натрия, калия, рубидия, кальция, стронция и бария. Отметьте цвет пламени .	<i>Соли лития – Соли натрия – Соли калия – Соли кальция – Соли стронция – Соли бария –</i>
- Можно ли использовать окраску пламени для качественного обнаружения ионов металлов?	<i>Исторические сведения: окраску пламени солями щелочных металлов обнаружил немецкий химик и металлург Георгиус Агрикола (1494-1555). Он же и предложил использовать это явление для характеристики сжигаемого вещества. Позже в 1859 г немецкие ученые Р.В.Бунзен и Г.Кирхгоф разработали принципы спектрального анализа и приступили к открытию новых химических элементов с помощью нового метода. Таким образом, они открыли в 1860-1861 гг. новые щелочные элементы рубидий и цезий.</i>
- Составьте схемы электролиза: а) раствора хлорида бария б) расплава хлорида бария	Расплав: Катод: Анод: Суммарное уравнение: Раствор: Катод: Анод: Суммарное уравнение:



<p>- Объясните, почему при практическом осуществлении электролиза раствора хлорида натрия объем водорода, выделяющегося на катоде, несколько больше объема хлора, выделяющегося на аноде (объемы газов измеряют при одинаковых условиях)? Дайте объяснение и напишите необходимые уравнения химических реакций.</p>	
<p>- Химически чистый хлорид натрия получают, пропуская хлороводород через насыщенный водный раствор поваренной соли. Объясните, почему таким способом удастся очистить соль. Для обоснованного ответа напишите необходимые уравнения химических реакций.</p>	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 2. Свойства s-металлов и их соединений

Опыт 3. Разложение карбонатов щелочноземельных элементов и магния

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Термическое разложение карбонатов щелочноземельных элементов и магния протекает с образованием соответствующих оксидов и диоксида углерода. Составьте уравнения реакций. Проведите эксперимент на примере разложения карбоната кальция . <i>Как можно доказать образование CaO? Для доказательства ответа, напишите необходимое уравнение реакции.</i>	$CaCO_3 =$
- Запишите выражение для константы равновесия и укажите условия, необходимые для полного разложения солей.	
- Выпишите из справочника температуры разложения карбонатов. Укажите, какой карбонат имеет самую низкую температуру разложения, и дайте обоснованный ответ изменения температур разложения по группе элементов.	$MgCO_3$ $CaCO_3$ $SrCO_3$ $BaCO_3$
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 2. Свойства s-металлов и их соединений

Опыт 4. Гидролиз солей s-металлов

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН растворов хлорида и карбоната натрия; хлоридов магния и бария. Напишите уравнения реакции гидролиза по первой стадии. Рассчитайте константы гидролиза.	$NaCl$ $pH =$ Na_2CO_3 $pH =$ $Na_2CO_3 + HON \leftrightarrow$ $K_2 =$ $MgCl_2$ $pH =$ $MgCl_2 + HON \leftrightarrow$ $K_2 =$ $BaCl_2$ $pH =$ $BaCl_2 + HON =$ $K_2 =$
- Почему карбонат натрия не используют для полоскания горла?	
- Что общего имеется в строении внешних электронных оболочек атомов металлов IIА-группы?	
- Почему при изучении свойств элементов IIА-группы выделяют бериллий, магний и остальные элементы, называемые щелочноземельными?	



<p><i>*Задание на распознавание веществ:</i></p> <p>- В пробирках без этикеток находятся кристаллические белые вещества: сульфат свинца $PbSO_4$, хлорид алюминия $AlCl_3$, нитрат бария $Ba(NO_3)_2$, карбонат калия K_2CO_3, нитрат натрия $NaNO_3$, бромид аммония NH_4Br. Используя дистиллированную воду, универсальную индикаторную бумагу, раствор $AgNO_3$, предложите план обнаружения этих веществ.</p> <p>Составьте подробную инструкцию ваших действий.</p>	
<p><i>*Задача.</i> В сосуд с водой массой 80,2 г поместили 4,6 г металлического натрия. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия (%) в полученном растворе.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 2. Свойства s-металлов и их соединений

Опыт 5. Получение карбоната и гидрокарбоната кальция

Цель:	Реактивы и оборудование
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Налейте в пробирку раствор гидроксида кальция (известковая вода) и пропустите углекислый газ из аппарата Киппа до образования осадка. Напишите уравнение реакции образования <i>средней</i> соли.	$Ca(OH)_2 + CO_2 =$ Признак реакции-
- В пробирку с осадком карбоната кальция продолжайте пропускать углекислый газ до растворения осадка. Составьте уравнение реакции взаимодействия <i>средней</i> соли с избытком угольной кислоты и образования <i>кислой</i> соли.	$CaCO_3 + H_2O + CO_2 =$ Признак реакции-
- Полученный раствор разделите на две пробирки. Одну из них нагрейте, к другой прибавьте раствор гидроксида кальция. Напишите уравнения реакций термического разложения и превращения <i>кислой</i> соли в <i>среднюю</i> .	$Ca(HCO_3)_2 =$ Признак реакции- $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 =$ Признак реакции-
- Составьте название <i>средней</i> и <i>кислой</i> соли. Укажите различия в свойствах <i>средней</i> и <i>кислой</i> соли. Для обоснованного ответа можно использовать таблично-справочные данные.	$CaCO_3 -$ $Ca(HCO_3)_2 -$
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 2. Свойства s-металлов и их соединений

Опыт 6. Сравнительная растворимость сульфатов кальция и бария

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнение реакции и наблюдения
Налейте в одну пробирку 1 мл раствора хлорида кальция , а в другую – хлорида бария . Затем в каждую пробирку прилейте небольшое количество раствора серной кислоты. Обратите внимание на признаки реакции. В пробирку, где не происходит образование осадка, прилейте немного концентрированной серной кислоты. Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.	$CaCl_2 + H_2SO_4 =$ Признак реакции- $BaCl_2 + H_2SO_4 =$ Признак реакции-
- Почему сульфат бария осаждается из раствора хлорида бария при добавлении разбавленной серной кислоты, а для осаждения сульфата кальция требуется добавление концентрированной серной кислоты? Для обоснованного ответа используйте значения ПР сульфатов бария и кальция. ПР (CaSO₄) = 2,5 10⁻⁵ и ПР (BaSO₄) = 1,1 10⁻¹⁰ Рассчитайте растворимость (моль/л) сульфатов кальция и бария из величины ПР.	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 2. Свойства s-металлов и их соединений

Опыт 7. Малорастворимые хроматы стронция и бария

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Поместите в пробирку раствор соли стронция и добавьте раствор хромата калия . Аналогично проведите взаимодействие растворов соли бария и хромата калия . Обратите внимание на происходящие превращения.	$SrCl_2 + K_2CrO_4 =$ Признак реакции- $BaCl_2 + K_2CrO_4 =$ Признак реакции-
- Запишите уравнения диссоциации хроматов, используя ПР хроматов стронция и бария, укажите наиболее слабый электролит.	$SrCrO_4$, ПР = $2,7 \cdot 10^{-5}$ $BaCrO_4$, ПР = $1,1 \cdot 10^{-10}$
- Исследуйте отношение полученных осадков к воздействию уксусной и соляной кислот. Напишите необходимые для обоснованного ответа уравнения химических реакций .	



<p><i>*Задание на распознавание веществ:</i></p> <p>В пробирках без этикеток находятся растворы нитратов марганца (II) $Mn(NO_3)_2$, стронция $Sr(NO_3)_2$, свинца (II) $Pb(NO_3)_2$ и цинка $Zn(NO_3)_2$. Для распознавания этих солей используйте разбавленные растворы серной кислоты H_2SO_4 и щелочи $NaOH$.</p> <p><i>Составьте подробную инструкцию ваших действий и напишите уравнения химических реакций.</i></p>	
<p><i>*Руководствуясь справочными данными, приведите примеры солей лития и калия:</i></p> <p>а) хорошо растворимых в воде, б) малорастворимых в воде (ПР)</p> <p>Используя эти сведения, <i>предложите схему разделения</i> катионов лития и калия при их совместном присутствии в растворе.</p>	
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 2. Свойства s-металлов и их соединений

Опыт 8. Получение карбонатов кальция, стронция и бария

Цель:	Реактивы и оборудование
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В три пробирки, содержащие равные объемы растворов хлоридов кальция, стронция и бария одинаковой концентрации (моль/л), добавляют раствор карбоната натрия. В какой пробирке осадок появится при наименьшем объеме введенного раствора карбоната натрия? Укажите величины ПР соответствующих карбонатов.	$CaCl_2 + Na_2CO_3 =$ Признак реакции- $SrCl_2 + Na_2CO_3 =$ Признак реакции- $BaCl_2 + Na_2CO_3 =$ Признак реакции-
- С точки зрения принципа Ле-Шателье, укажите смещение равновесия в указанных процессах.	
*Задание на распознавание веществ: - Предложите способы обнаружения и разделения катионов: а) магния и бериллия б) бериллия и кальция в) бария и стронция г) магния и кальция.	а) б)



Составьте подробную инструкцию ваших действий:

в)

г)

- Растворимость карбонатов щелочноземельных металлов значительно увеличивается при кипячении их с раствором хлорида аммония. **Объясните причины этого явления и напишите необходимые уравнения реакций.**

- Как отличить гашеную известь от порошка известняка?
Дайте обоснованный ответ.



<p>- В чем лучше растворяется гипс: в воде или в растворе хлорида кальция? Дайте обоснованный ответ.</p>	
<p>- Какие вещества образуются при добавлении <i>карбоната натрия</i> к раствору, содержащему <i>хлориды магния, кальция, аммония и нитрата бария</i>? Составьте уравнения реакций с учетом возможности протекания процесса гидролиза в растворе взаимодействующих веществ.</p>	
<p>*Задача. 400 г карбоната кальция обработали избытком раствора соляной кислоты и выделившийся газ поглотили 120 г раствора гидроксида натрия с массовой долей растворимого вещества 20%. Определите состав и массу соли в растворе.</p>	<p>Решение:</p>
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 2. Свойства s-металлов и их соединений

Опыт 9. Протолитические свойства аквакатионов элементов IIIA-группы

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>С помощью универсальной индикаторной бумаги определите значения рН растворов <i>хлорида бериллия, сульфата магния и нитрата бария</i>. Составьте уравнения процессов гидролиза по первой стадии в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Рассчитайте величины констант гидролиза.</p> <p>- Чем обусловлено различная среда водных растворов исследуемых солей?</p>	<p>$BeCl_2$ $pH =$ $MgSO_4$ $pH =$ $Ba(NO_3)_2$ $pH =$</p> <p>$BeCl_2 + HON \leftrightarrow$</p> <p>$K_r =$</p> <p>$MgSO_4 + HON \leftrightarrow$</p> <p>$K_r =$</p>
- Какой аквакатион проявляет более сильные кислотные свойства?	



<p>- Почему при отравлении солями бериллия в организм вводят соли магния?</p>	
<p>- Как можно объяснить токсичность ионов бария для организма?</p>	
<p><i>*Задание на распознавание веществ:</i> - В пробирках без этикеток находятся растворы карбоната и гидрокарбоната натрия. Как можно различить растворы этих солей?</p>	
<p><i>*Задание на распознавание веществ:</i> - В пробирках без этикеток находятся бесцветные растворы солей Na_2SO_4 и $NaHSO_4$. С помощью каких реагентов можно определить, какое вещество находится в каждой пробирке? Предложите 3 варианта. Составьте уравнения химических реакций для подтверждения ответа и укажите признаки химических процессов.</p>	



<p><i>*Рассчитайте концентрацию гидроксо-групп в водной суспензии гидроксида магния, используя ПР гидроксида.</i></p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p><i>*Задача. Смешали 20,0 г 6,2% - ного раствора гидрокарбоната натрия и 50,0 г 3,42% - ного раствора гидроксида бария. Рассчитайте массу веществ, находящихся в растворе после взаимодействия указанных растворов.</i></p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



p-Металлы и их соединения

Элементы IIIA, IVA и VA- групп относятся к *p*-металлам. Они имеют большее число валентных электронов по сравнению с *s*-элементами, и их металлическая активность выражена значительно слабее.

Свойства алюминия, олова, свинца, сурьмы и висмута

Группа	IIIA	IVA		VA	
Свойство	¹³ Al	⁵⁰ Sn	⁸² Pb	⁵¹ Sb	⁸³ Bi
Валентные электроны	3s ² 3p ¹	5s ² 5p ²	6s ² 6p ²	5s ² 5p ³	6s ² 6p ³
Радиус (эфф), А	1,43	1,4	1,75		
Энергия ионизации, кДж/моль	578	709	716	834	703
Относительная электроотрицательность	1,5	1,7	1,6	1,8	1,7
Плотность, г/см ³	2,7	7,30(белое)	11,34	6,68	9,79
Температура плавления, К	930	505	600	904	544
Температура кипения, К	2790	2893	2028	1914	1833
Стандартный электродный потенциал, В	-1,66	-0,14	-0,13	0,21	0,32
Координационное число	4,6	4,6	4,6	4,5,6	4,5,6

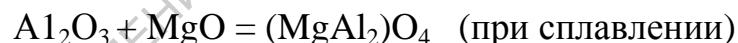
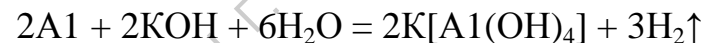
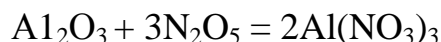
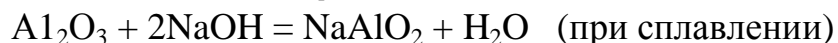
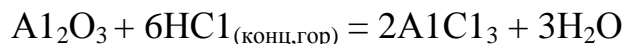
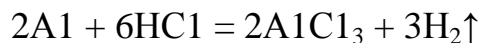
Элементы IIIA – группы: алюминий, галлий, индий – *амфотерные*, а таллий проявляет металлические свойства. Строение валентного электронного уровня ns^2np^1 ; в невозбужденном состоянии неспарен один *p*-электрон, характерная степень окисления в соединениях +3, для таллия - +1. Наличие четырех валентных *sp*-орбиталей (и возможность использования для образования связей вакантных *nd*-орбиталей) обуславливает



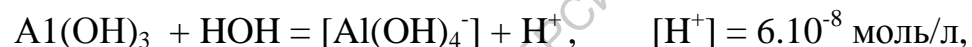
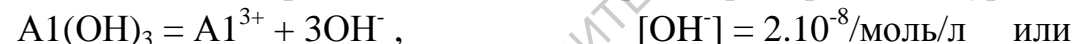
акцепторную способность (способность к комплексообразованию). Алюминий покрыт защитной оксидной пленкой и после ее удаления энергично взаимодействует с водой:



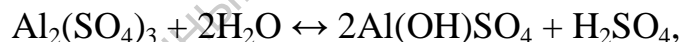
типичный амфотерный металл, оксид и гидроксид



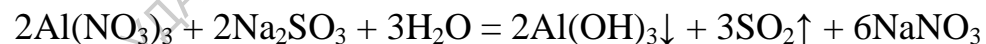
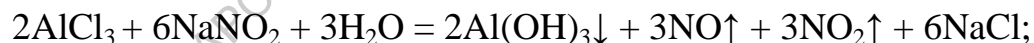
Основная и кислотная диссоциация гидроксида алюминия в растворе отражается уравнениями:



которые показывают, что кислотные и основные свойства выражены приблизительно в **одинаковой** степени. Алюминий образует катионные и анионные комплексы; аквакатионы алюминия в водном растворе проявляют функции слабых кислот. Многие соли алюминия подвергаются гидролизу (обратимому) по катиону, например,



а некоторые (сульфид, карбонат, цианид и др.) не удается выделить из водных растворов за счет полного и необратимого гидролиза:



Ионы состава $(\text{AlO}_2)^-$ реально не существуют ни в твердых алюминатах, ни в растворах. При растворении в воде алюминаты гидролизуются с образованием $\text{Al}(\text{OH})_3$.



Простое вещество	серебристо-белый металл, легкий.
Водородные соединения	AlH_3 – не образуется при непосредственном взаимодействии простых веществ, получают косвенным путем.
Кислородные соединения	Оксид Al_2O_3 - амфотерный, нерастворим в воде, плохо растворим в кислотах, в щелочах растворим при нагревании с образованием гидрокомплексов.
Амфотерный гидроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$ – нерастворим в воде; $\text{IP} = 5,7 \cdot 10^{-32}$; растворяется к кислотам $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ и щелочах $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
Галогениды	AlHal_3 – соли бескислородных кислот галогенов; растворимые соли подвергаются гидролизу по катиону; $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{HCl}$
Халькогениды	Al_2S_3 – полный и необратимый гидролиз, образуется при сплавлении простых веществ; не существует в водных растворах $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$
Нитриды	AlN – устойчив к действию кислот и щелочей; твердый, по кристаллической структуре близок алмазу; окисляется кислородом воздуха при температуре выше 1000°C .
Фосфиды	AlP подвергается разложению кислотами $\text{AlP} + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + \text{PH}_3\uparrow$;
Карбиды	$\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CH}_4\uparrow$

Алюминий в связи с широкой распространённостью в природе (8,8% от массы земной коры) в последние годы всё больше применяется в быту, пищевой промышленности, медицине и сельском хозяйстве. По оценкам специалистов, алюминий по уровню потребления занимает первое место среди важнейших металлов.

В ветеринарии соединения алюминия часто используют в качестве антацидных, сорбирующих и эрготропных средств, в составе минеральных добавок, фунгицидов и зооцидов. Вызывает тревогу постоянно возрастающий уровень содержания алюминия в окружающей среде, в том числе в питьевых водоемках.

Основным источником поступления алюминия в организм человека являются продукты питания. Наибольшее количество соединений Al содержится в чае (~ 20 мг/л). К числу других источников относятся вода,



атмосферный воздух, лекарственные препараты, алюминиевая посуда, дезодоранты и пр. С водой поступает не более 5 - 8% от суммарно поступающего в организм человека количества алюминия. Величина переносимого суточного потребления составляет 1 мг/кг веса. То есть суточное потребление алюминия взрослым человеком может достигать 60-90 мг.

Токсичность алюминия проявляется во влиянии на обмен веществ, на функцию нервной системы, в способности клеток к процессу размножения и роста. Избыток солей алюминия снижает задержку кальция в организме, уменьшает адсорбцию фосфора, в 10-20 раз увеличивается содержание алюминия в костях, печени, мозге и в щитовидной железе, что приводит к нарушению двигательной активности, судорогам, снижению или потере памяти. ВОЗ не устанавливает величины концентрации алюминия по медицинским показателям, но в то же время наличие в питьевой воде до 0,2 мг/л алюминия обеспечивает компромисс между практикой применения солей алюминия в качестве коагулянтов и органолептическими параметрами питьевой воды.

Особенно актуальной в настоящее время является проблема отдалённых последствий действия веществ, которые до недавнего времени считались неопасными (безвредными). Эти последствия могут проявляться как в виде избирательного повреждения какого-либо органа, так и в виде общего нарушения функций всего организма. Достаточно слабая миграция соединений алюминия в окружающей среде давала основание считать их безобидными и нетоксичными, однако исследования последних лет воздействия соединений алюминия на организм человека позволяет отнести соединения алюминий к «мрачной тройке» супертоксикантов - соединений ртути, свинца, кадмия.

Элементы IVA-группы: германий, олово, свинец относятся к амфотерным элементам. Общая электронная формула валентного уровня ns^2np^2 ; в невозбужденном состоянии не спарены два p -электрона; в возбужденном состоянии электроны внешнего энергетического уровня приобретают конфигурацию ns^1np^3 и 4 электрона оказываются неспаренными; соответственно, в соединениях проявляют степени окисления +2 и +4. Германий химически инертен, не реагирует с водой, кислотами-неокислителями. Олово и свинец по химической



активности близки между собой, в ряду стандартных электродных потенциалов они находятся непосредственно перед водородом. Олово и свинец под действием кислот-неокислителей переходят в раствор в виде аквакатионов: $\text{Э} + 2\text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O} = [\text{Э}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{H}_2$. В щелочной среде образуют гидроксокомплексы. Для олова более характерной является степень окисления +4, для свинца +2.

Олово и свинец в степени окисления (II) образуют оксиды SnO и PbO; амфотерные гидроксиды Sn(OH)₂ и Pb(OH)₂. Большинство солей свинца (II) малорастворимы в воде. Оксиды олова (IV) и свинца (IV) амфотерны с преобладанием кислотных свойств. Оксид олова (IV) образуется при сгорании олова на воздухе, а оксид свинца (IV) можно получить только при действии на соединения свинца (II) сильных окислителей. Соединения олова (II) проявляют восстановительные свойства, особенно в щелочной среде. Соединения свинца (IV) проявляют сильные окислительные свойства в кислотной среде.

Гидроксиды, соответствующие высшим оксидам SnO₂ и PbO₂, также обладают амфотерными свойствами и могут образовывать два ряда солей: катионного типа и анионного типа. Гидроксид олова (IV) существует в альфа- и бета-формах. Первая из них растворяется в щелочах и кислотах, а вторая – нет.

Для качественного обнаружения олова (+2) используется их способность проявлять восстановительные свойства; для обнаружения свинца (+2) используются различные реакции образования малорастворимых соединений (иодидов, хроматов). Для обнаружения олова (+4) применяется реакция образования осадка Sn(OH)₄, а для обнаружения ионов свинца (+4) – окислительная способность.

Растворимые соединения олова и свинца токсичны. Свинец один из самых распространенных и опасных токсикантов. Среднее содержание свинца в продуктах питания 0,2 мг/кг. Общее содержание свинца в организме составляет 120 мг. 90% свинца, поступающего в организм человека, выводится из организма с биологическими жидкостями. Допустимая суточная доза свинца составляет 0,007 мг/кг массы тела; ПДК в питьевой воде – 0,05 мг/л. Необходимость олова для организма человека не доказана. Однако оно содержится в пищевых продуктах в количестве до 1-2 мг/кг. Организм взрослого человека содержит около 17 мг олова, что указывает на возможность его участия в биохимических процессах. Неорганические соединения олова малотоксичны,

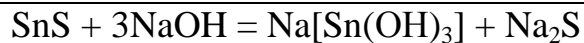


органические – более токсичны. Основным источником токсикации оловом является тара и оборудование, которые изготовлены с применением процессов лужения и гальванизации. Опасность травления оловом увеличивается при постоянном присутствии свинца. Токсичная доза олова при однократном поступлении – 5-7 мг/кг массы тела, т.е. 300-500 мг.

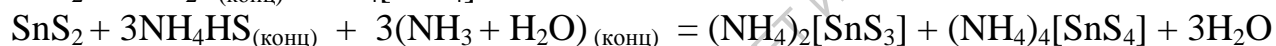
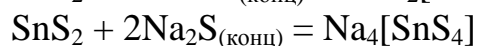
Простое вещество	Sn, Pb
Агрегатное состояние при 20°C	Серебристо-белые твердые металлы
Взаимодействие с кислотами и щелочами	$\text{Sn} + 3\text{HCl}_{(\text{конц})} = \text{H}[\text{SnCl}_3] + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Sn} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{SnSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Sn} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{SnO}_2 \downarrow + 4\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Sn} + 10\text{HNO}_{3(\text{оч.разб})} = 4\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Sn} + 2\text{NaOH}_{(\text{конц})} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + 2\text{H}_2 \uparrow$ $3\text{Sn} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц})} + 18\text{HCl}_{(\text{конц})} = 3\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 4\text{NO} \uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{PbSO}_4 \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb} + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{Pb}(\text{HSO}_4)_2 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Pb} + 8\text{HNO}_{3(\text{разб})} = 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb} + 2\text{NaOH}_{(\text{конц})} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{H}_2 \uparrow$
Кислородные соединения	<p>Оксиды - SnO и PbO в воде нерастворимы; взаимодействуют с кислотами и щелочами:</p> $\text{SnO} + 3\text{HCl} = \text{H}[\text{SnCl}_3] + \text{H}_2\text{O}$ $\text{PbO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ $\text{PbO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$ $\text{SnO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3]$ <p>При сплавлении: $\text{SnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> $\text{SnO}_2 + 6\text{HCl} = \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$



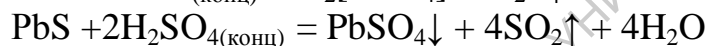
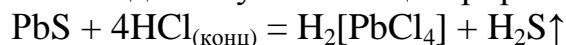
	$\text{PbO}_2 + 4\text{HCl}_{(\text{конц})} = \text{Cl}_2\uparrow + \text{PbCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{Pb}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SnO}_2 + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ $\text{PbO}_2 + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ <p style="text-align: center;">При сплавлении: $\text{SnO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p>
<p>Амфотерный гидроксид Восстановитель</p>	$\text{Sn}(\text{OH})_2 + 3\text{HCl} = \text{H}[\text{SnCl}_3] + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{PbCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Sn}(\text{OH})_2 + 12\text{NaOH} + 2\text{Bi}(\text{NO}_3)_2 = 3\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + 2\text{Bi}\downarrow + 6\text{NaNO}_3$ $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{PbO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3]$ $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$
Галогениды	<p>SnCl_2 – хорошо растворяется в малом количестве воды, при разбавлении гидролиз с образованием осадка основного хлорида; реагирует со щелочами, гидратом аммиака; сильный восстановитель.</p> $\text{SnCl}_2 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Sn}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl}$ $\text{SnCl}_2 + \text{HCl}_{(\text{конц})} = \text{H}[\text{SnCl}_3]$ $\text{SnCl}_2 + 3\text{NaOH}_{(\text{конц})} = \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] + 2\text{NaCl}$ $\text{SnCl}_2 + 2(\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O})_{(\text{конц})} = \text{Sn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ <p>PbCl_2 – плохо растворяется в воде; разлагается концентрированными кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Вступает в реакции обмена и комплексообразования.</p> $\text{PbCl}_2 + 2\text{HCl}_{(\text{конц})} = \text{H}_2[\text{PbCl}_4]$ $\text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ $\text{PbCl}_2 + 4\text{NaOH}_{(\text{конц})} = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}$ $\text{PbCl}_2 + (\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}) = \text{Pb}(\text{OH})\text{Cl}\downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{PbCl}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{PbCrO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$
Халькогениды	<p>SnS не растворим в воде, в водном растворе аммиака и сульфидах щелочных металлов. Взаимодействует с кислотами, щелочами и полисульфидом аммония:</p> $\text{SnS} + 3\text{HCl} = \text{H}[\text{SnCl}_3] + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{SnS} + 10\text{HNO}_3 = \text{SnO}_2\downarrow + 10\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$



SnS_2 – «сусальное золото», не растворяется в воде, разбавленных кислотах, щелочах, водном растворе аммиака. Разлагается концентрированными соляной кислотой, концентрированными щелочами, сульфидами щелочных металлов, гидросульфидом аммония:



PbS – не растворим в воде, разбавленных кислотах-неокислителях, в водном растворе аммиака. Взаимодействует с концентрированными соляной и серной кислотами, азотной кислотой.



Элементы VA- группы: к металлам относятся сурьма и висмут; атомы этих элементов имеют по 5 валентных электронов на s – и p -орбиталях. Из них в невозбужденном состоянии атома неспарены 3 p -электрона. При возбуждении происходит переход электрона на d -подуровень. Поэтому атомы сурьмы и висмута способны к образованию трех и пяти ковалентных связей (по обменному механизму). Степени окисления сурьмы и висмута равны +3, +5, -3. Вследствие особой устойчивости электронной конфигурации $6s^2$ для висмута более характерна степень окисления +3. Сурьма *амфотерна*, неметаллические и металлические свойства выражены примерно в одинаковой степени; для висмута характерны металлические свойства. Соединения сурьмы и висмута ядовиты. При гидролизе солей Sb^{3+} и Bi^{3+} образуются оксосоли:





Свойства наиболее важных соединений сурьмы и висмута приведены ниже.

Простое вещество	Sb - металл, белый с голубым оттенком; умеренно твердый. Bi – серовато-белый с красным оттенком, твердый
Взаимодействие с кислотами и щелочами	Sb - не взаимодействует с водой, HCl, щелочами, гидратом аммиака. Растворяется в кислотах-окислителях: $2\text{Sb} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3\downarrow + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Sb} + 10\text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{Sb}_2\text{O}_5\downarrow + 10\text{NO}_2\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Sb} + 2\text{HNO}_{3(\text{разб})} = \text{Sb}_2\text{O}_3\downarrow + 2\text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Sb} + 18\text{HCl}_{(\text{конц})} + 5\text{HNO}_{3(\text{конц})} = 3\text{H}[\text{SbCl}_6] + 5\text{NO}\uparrow + 10\text{H}_2\text{O}$ $6\text{Sb} + 6\text{KOH} + 5\text{KClO}_3 = 6\text{KSbO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ (сплавление) Bi – малореакционноспособный; не взаимодействует с водой, кислотами-неокислителями, щелочами, г гидратом аммиака. Растворяется в кислотах-окислителях: $2\text{Bi} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi} + 4\text{HNO}_{3(\text{разб})} = \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi} + 3\text{HCl}_{(\text{конц})} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{BiCl}_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Кислородные соединения	Sb ₂ O ₃ - амфотерный; реагирует с кислотами и щелочами: $\text{Sb}_2\text{O}_3 + 8\text{HCl}_{(\text{конц})} = 2\text{H}[\text{SbCl}_4] + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Sb}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = 2\text{H}[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2] + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Sb}_2\text{O}_3 + 4\text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{Sb}_2\text{O}_5\downarrow + 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Sb}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ $\text{Sb}_2\text{O}_5 + 12\text{HCl}_{(\text{конц})} = 2\text{H}[\text{SbCl}_6] + 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{Sb}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ Bi ₂ O ₃ – не реагирует с водой, щелочами, гидратом аммиака; проявляет основные свойства:



	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl}_{(\text{конц})} = 2\text{BiCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Гидроксиды	$\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O} - \text{амфотерный}$ $\text{Bi}(\text{OH})_3 - \text{основный}$	$\text{Sb}_2\text{O}_5 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
Сульфиды	<p>Sb_2S_3 – не растворяется в воде; разлагается кислотами и щелочами, растворяется в сульфиде натрия:</p> $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 12\text{HCl}_{(\text{конц})} = 2\text{H}_3[\text{SbCl}_6] + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow \text{ (без изменения степени окисления)}$ $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 7\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = 2\text{H}[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2] + 3\text{S}\downarrow + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 28\text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{Sb}_2\text{O}_5\downarrow + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 28\text{NO}_2\uparrow + 11\text{H}_2\text{O}$ $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 4\text{NaOH}_{(\text{конц})} = \text{Na}_3[\text{SbS}_3] + \text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_4]$ $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 3\text{Na}_2\text{S}_{(\text{конц})} = 2\text{Na}_3[\text{SbS}_3]$ <p>Sb_2S_5 – не растворяется в воде, реагирует с сильными кислотами и щелочами, образует тиосоли.</p> $\text{Sb}_2\text{S}_5 + 6\text{HCl}_{(\text{конц})} = 2\text{SbCl}_3 + 3\text{S}\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{Sb}_2\text{S}_5 + 40\text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{Sb}_2\text{O}_5\downarrow + 5\text{H}_2\text{SO}_4 + 40\text{NO}_2\uparrow + 15\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Sb}_2\text{S}_5 + 18\text{NaOH}_{(\text{конц})} = 5\text{Na}_3[\text{SbS}_4] + 3\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ $\text{Sb}_2\text{S}_5 + 3\text{Na}_2\text{S}_{(\text{конц})} = 2\text{Na}_3[\text{SbS}_4]$ <p>Bi_2S_3 – не растворяется в воде, растворяется в кислотах-окислителях:</p> $\text{Bi}_2\text{S}_3 + 12\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{SO}_2\uparrow + 12\text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi}_2\text{S}_3 + 24\text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + 24\text{NO}_2\uparrow + 12\text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{Na}_2\text{S} = 2\text{Na}[\text{BiS}_2] \text{ при сплавлении}$	

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Г. СЕРГЕЕВСКОГО

Работа 3. **Алюминий и его соединения**
Опыт 1. **Взаимодействие алюминия с водой**

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнение реакции и наблюдения
Поместите в пробирку с водой алюминиевую стружку. Происходит ли растворение алюминия? Добавьте в пробирку 1-2 мл разбавленного раствора щелочи и нагрейте. Затем слейте жидкость из пробирки и промойте стружку алюминия 3-4 раза водой для удаления щелочи и оставьте в воде. Через несколько минут обратите внимание на выделение пузырьков бесцветного газа. Составьте уравнение реакции взаимодействия алюминия с водой.	1) $Al + H_2O =$ Признак реакции: 2) $Al + H_2O + NaOH_{(разб)} =$ Признак реакции: 1) $Al_{(после\ удаления\ оксидной\ пленки)} + H_2O =$ Признак реакции:
Для чего нужно применять стадию <i>предварительной обработки алюминия щелочью</i> ? <i>Напишите уравнение химической реакции растворения оксидной пленки алюминия в щелочи.</i>	
Все ли металлы, стоящие в ряду напряжений металлов до водорода, взаимодействуют с водой при обычных условиях?	



<p><i>*Задача.</i> К 25 г раствора хлорида алюминия с массовой долей растворенного вещества 8% прилили 25 г раствора гидроксида натрия с массовой долей растворенного вещества 8%. Образовавшийся осадок отфильтровали и прокалили. Определите его состав и массу.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>- Дайте определение понятиям ПДК и ЛД₅₀ Укажите величины ПДК для алюминия в различных частях биосферы.</p>	
<p><i>Задача.</i> Какую массу алюминия можно растворить в разбавленной соляной кислоте, объем которой 150 мл, массовая доля кислоты 20%, плотность раствора 1,05 г/мл?</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 3. Алюминий и его соединения

Опыт 2. *Взаимодействие алюминия с кислотами и щелочами*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>В 4 пробирки поместите растворы:</p> <ol style="list-style-type: none">1- Разбавленной <i>серной кислоты</i>2- Разбавленной <i>азотной кислоты</i>3- Концентрированный раствор <i>хлорида алюминия</i>4- Концентрированный раствор <i>щелочи</i> <p>В каждую пробирку внесите порошок алюминия.</p> <p>- Укажите номера пробирок, в которых происходит:</p> <ol style="list-style-type: none">а) образование осадка;б) выделение газа;в) образование алюминийсодержащих катионов;г) образование алюминийсодержащих анионов?	<p>1) $Al + H_2SO_{4(разб)} =$ Признак реакции -</p> <p>2) $Al + HNO_{3(разб)} =$ Уравнение электронного баланса:</p> <p>Признак реакции -</p> <p>3) $Al + AlCl_{3(p-p)} =$ Признак реакции -</p> <p>4) $Al + NaOH + H_2O =$ Уравнение электронного баланса:</p> <p>Признак реакции -</p>
- Укажите формы существования алюминия в кислой и щелочной среде.	<p>Кислая среда – Щелочная среда -</p>



<p>- Назовите пути миграции соединений алюминия в окружающей среде.</p>	
<p>*<i>Задача.</i> Какая масса алюминия может раствориться в растворе, полученном при взаимодействии 4,6 г натрия с избытком воды?</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>*<i>Задача.</i> Образец сплава алюминия, магния и меди (дуралюмин) массой 8 г обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 9,42 л (н.у.) водорода. Из полученного раствора добавлением избытка гидроксида натрия был выделен и прокален осадок, масса которого после прокаливания составила 0,27 г. Рассчитайте массовые доли металлов в образце сплава.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 3. Алюминий и его соединения

Опыт 3. *Получение и свойства гидроксокомплекса алюминия*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В пробирку поместите раствор соли алюминия и по каплям налейте раствор щелочи до образования осадка, а затем избыток раствора щелочи. Запишите ваши наблюдения. В полученный раствор комплексной соли добавьте избыток раствора исходной соли алюминия до образования осадка.	$AlCl_{3(p-p)} + NaOH_{(по\ каплям)} =$ Признак реакции - $AlCl_{3(p-p)} + NaOH_{(избыток)} =$ Признак реакции - $AlCl_{3(p-p)} +$ Признак реакции -
Назовите образующееся комплексное соединение	
Выпишите значение константы устойчивости образующегося комплекса.	$K_{уст} =$
Чем вызвано разрушение комплексного соединения?	



<p>Можно ли разрушить данное комплексное соединение, пропустив через раствор ток углекислого газа? Для обоснованного ответа <i>составьте уравнение реакции.</i></p>	
<p>Какой реактив: раствор гидроксида калия или раствор аммиака используют для количественного осаждения гидроксида алюминия? <i>Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.</i></p>	
<p>*<i>Задача.</i> При обработке смеси алюминия и магния избытком раствора щелочи (гидроксида натрия) выделилось 11,2 л (н.у.) водорода, а при обработке такого же количества смеси избытком соляной кислоты получено 33,6 л (н.у.) газа. Определите массовые доли металлов в смеси.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 3. Алюминий и его соединения

Опыт 4. *Взаимодействие растворов соединений, взаимно усиливающих гидролиз друг друга*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Налейте в пробирку раствор <i>хлорида алюминия</i> , а затем добавьте раствор <i>карбоната натрия</i> . Запишите уравнение реакции и наблюдения.	$AlCl_{3(p-p)} + Na_2CO_{3(p-p)}$ Признак реакции -
Каков состав образующегося осадка? Докажите экспериментально, исследуя отношение осадка к растворам кислоты и щелочи. Напишите уравнения химических реакций.	
Укажите тип гидролиза и среду раствора Na_2CO_3 и $AlCl_3$. Для обоснованного ответа составьте уравнения процессов гидролиза растворов исходных солей.	$Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow$ $AlCl_3 + H_2O \leftrightarrow$
Каковы условия полного и необратимого гидролиза?	
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 3: **Алюминий и его соединения**Опыт 5. **Взаимодействие алюминия с раствором фосфата натрия**

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнение реакции и наблюдения
Поместите в пробирку небольшое количество стружки алюминия (предварительно обработанного кислотой или щелочью для удаления оксидной пленки) и налейте раствор фосфата натрия . Закрепите пробирку в пробиркодержателе и нагрейте в пламени горелки. Объясните происходящие превращения. При составлении уравнения химической реакции учтите процесс гидролиза в растворе фосфата натрия.	$Al + Na_3PO_4 (p-p)$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса: $Na_3PO_4 (p-p) + HON \leftrightarrow$
- Какие металлы способны взаимодействовать с раствором фосфата натрия?	
- В растворах каких солей возможно растворение алюминия?	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 3. Алюминий и его соединения

Опыт 6. *Восстановительные свойства алюминия в щелочной среде*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнение реакций и наблюдения
<p>Поместите в пробирку небольшое количество стружки алюминия, добавьте концентрированный (30%) раствор щелочи и раствор нитрата натрия (или калия).</p> <p>Запишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса, и ваши наблюдения.</p> <p>Если собрать выделившийся газ, то можно доказать присутствие двух веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций</p>	$Al + NaOH + H_2O + NaNO_3 =$ <p><i>Признак реакции</i></p> <p><i>Уравнение электронного баланса:</i></p>
- Определите тип окислительно-восстановительной реакции. Какие свойства проявляет нитрат натрия? Какие свойства проявляет алюминий?	
- Укажите значения величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов окислителя и восстановителя.	$Al - 3e + 3OH = [Al(OH)_4]^- \quad E^0 = - 2,34 \text{ В}$ $2H_2O + 2e = H_2 + 2OH \quad E^0 = - 0,828 \text{ В}$ $N^{+5} + 8e = N^{-3} \quad E^0 = - 0,133 \text{ В}$



- Как влияет процесс комплексообразования на восстановительные свойства алюминия?	
- Рассчитайте ЭДС реакций и $K_{\text{равн}}$	$\Delta E^0 =$ $K_{\text{равн}} =$
* <i>Задача.</i> Рассчитайте массу оксида меди (II), которая восстанавливается водородом, полученным при взаимодействии 40,5 г алюминия с 139,87 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей растворенного вещества 40% и плотностью 1,43 г/мл.	<i>Решение:</i>
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 3. Алюминий и его соединения

Опыт 7. Качественные реакции и распознавание солей алюминия

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнение реакции и наблюдения
<p><i>Образование «ализарин-алюминиевого лака».</i> Поместите 1 каплю спиртового раствора ализарина на фильтровальную бумагу. На полученное влажное пятно поместите раствор соли алюминия и добавьте 1 каплю раствора аммиака. При этом на сиреневом фоне (ализарин в щелочной среде) образуется красновато-розовое пятно. При осторожном высушивании бумаги над пламенем горелки окраска становится более отчетливой.</p>	
<p><i>Получение «тенаровой сини».</i> Полоску фильтровальной бумаги сверните в жгутик и смочите концентрированным раствором соли алюминия. Затем добавьте несколько капель раствора нитрата кобальта. С помощью тигельных щипцов высушите жгутик над пламенем горелки. Затем поместите его в тигель и прокалите. При высокой температуре образуется алюминат кобальта $\text{Co}(\text{AlO}_2)_2$ синего цвета.</p>	



<p><i>*Задание на распознавание веществ.</i> Получите пробирки с растворами солей. Первая пара пробирок - сульфаты алюминия и магния; Вторая пара пробирок - хлорид алюминия и карбонат натрия. Используя известные реакции, установите содержимое каждой пробирки. Для проведения эксперимента отливайте в отдельные чистые пробирки небольшое количество исследуемых растворов. Запишите уравнения использованных химических реакций и наблюдаемые признаки.</p>	
<p><i>*Задача.</i> Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:</p> $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$	<p><i>Решение:</i></p>
Выполнено	Подпись преподавателя



После выполнения лабораторной работы заполните предлагаемые таблицы:

Вещество	Химические свойства	Из истории химии
Простое вещество	$Al + H_2O =$ $Al + HCl =$ $Al + KOH + H_2O =$ $Al + NaOH_{(т)} =$ (расплав) $Al + O_2 =$ $Al + Cr_2O_3 =$ (800°C) $Al + S =$ (150-200°C) $Al + P =$ (500-800°C) $Al + N_2 =$ (800-1200°C) $Al + I_2 =$ $Al + C =$ (1500-1700°C) $Al + HNO_{3(разб.)} =$ $Al + HNO_{3(конц.)} =$ (без нагревания) $Al + HNO_{3(конц.)} =$ (при нагревании) $Al + H_2SO_{4(разб.)} =$ $Al + H_2SO_{4(конц.)} =$ (без нагревания) $Al + H_2SO_{4(конц.)} =$ (при нагревании) $Al + H_2O + KOH + KNO_3 =$ $Al + Na_3PO_4 + H_2O =$ $Al + AlCl_3 + H_2O =$	<p>Впервые металлический алюминий выделил в 1825 г. датский физик Ханс Кристиан Эрстед (177-1851), нагревая безводный хлорид алюминия с амальгамой натрия. Он же первым наблюдал взаимодействие полученного металла с раствором щелочи.</p> <p>Взаимодействие алюминия с иодом (бромом) впервые обнаружил российский химик Гавриил Гаврилович Густавсон (1843-1908).</p> <p>Устойчивость алюминия к действию концентрированной азотной кислоты установил в 1828 г. немецкий химик Фридрих Велер (1800-1882).</p> <p>Пирофорность алюминиевого порошка и опилок случайно обнаружил в 1847 г. французский химик Анри Этьен Сент-Клер Девиль (1818-1881), изобретатель электролитического способа алюминия.</p> <p>Алюминий считался драгоценным металлом, и из него изготавливали детали украшений для формы солдат императорской гвардии.</p> <p>Воспламенение смеси пероксида</p>



		<i>натрия и алюминия</i> $2Al + 3Na_2O_2 = Al_2O_3 + 3Na_2O$ $Al_2O_3 + Na_2O = 2NaAlO_2$ <i>обнаружил в 1894 г. немецкий химик Адольф Франк (1834-1916), когда в сосуд со смесью этих веществ случайно попала вода.</i>
Водородные соединения AlH_3	AlH_3 – не образуется при непосредственном взаимодействии простых веществ, получают косвенным путем ($AlCl_3 + 3LiH = AlH_3 + 3LiCl$). $AlH_3 =$ (105°C)	
Оксид Al_2O_3	$Al_2O_3 + KOH + H_2O =$ $Al_2O_3 + HCl_{(конц,гор)} =$ $Al_2O_3 + NaOH =$ (расплав) $Al_2O_3 + MgO =$ (расплав) $Al_2O_3 + N_2O_5 =$ $Al_2O_3 + Na_2CO_3 =$ (1000-1200°C) $Al_2O_3 + C =$ (1800°C) Ионы состава AlO_2^- реально не существуют ни в твердых алюминатах, ни в растворах. При растворении в воде алюминаты гидролизуются с образованием $Al(OH)_3$.	
Амфотерный гидроксид $Al(OH)_3$	$PP = 1 \cdot 10^{-32}$ $Al(OH)_3 = Al^{3+} + 3OH^-$ $[OH^-] = 2 \cdot 10^{-8}$ /моль/л $Al(OH)_3 + HOH = [Al(OH)_4^-] + H^+$	<i>Химическое взаимодействие гидроксида алюминия с раствором щелочи первым наблюдал в 1844 г. французский</i>



	$[H^+] = 6 \cdot 10^{-8}$ моль/л $Al(OH)_3 + HCl =$ $Al(OH)_3 + NaOH_{p-p} =$ $Al(OH)_3 + NaOH =$ (1000°C)	<p>химик Эдмонд Фреми (1814-1894), а с раствором кислот – английский химик Р.Филлипс в 1848 г. и французский ученый Л. Пеан де Сен-Жиль (1832-1863) в 1856 г.</p>
Соли	$AlHal_3$ – соли бескислородных кислот галогенов; растворимые соли подвергаются обратимому гидролизу по катиону $AlCl_3 + H_2O \leftrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O \leftrightarrow$ Полный и необратимый гидролиз солей алюминия $AlCl_3 + NaNO_2 + H_2O =$ $Al(NO_3)_3 + Na_2SO_3 + H_2O =$ $Na[Al(OH)_4] =$ (800°C) $Na[Al(OH)_4] + HCl_{изб.} =$ $Na[Al(OH)_4] + CO_2 =$ $Na[Al(OH)_4] + SO_2 =$ $Na[Al(OH)_4] + AlCl_3 =$ $Na[Al(OH)_4] + (NH_4)_2CO_3 =$	<p>Раствор сульфата алюминия – «олеум алюминикс» или «квасцовое масло», так же как и раствор хлорида алюминия, бали известны немецкому химику и аптекарю Иоганну Рудольфу Глауберу (1604-1668). Гидролиз солей алюминия изучил в 1826 г. шведский химик Йенс Якоб Берцелиус (1779-1848). Карбонат алюминия невозможно осадить взаимодействием солей алюминия с карбонатом натрия в водной среде установил немецкий химик Л.Ф. Венцель в 1782 г.</p>
Сульфид	Al_2S_3 – полный и необратимый гидролиз, образуется при сплавлении простых веществ; не существует в водных растворах $Al_2S_3 + H_2O =$	<p>Гидролиз сульфида алюминия первым наблюдал в 1853 г. французский химик Эдмонд Фреми (1814-1894).</p>
Нитрид	AlN – устойчив к действию кислот и щелочей; твердый, по кристаллической структуре близок алмазу; окисляется кислородом воздуха при температуре выше 1000°C.	
Фосфид	AlP подвергается разложению кислотами $AlP + HCl =$	
Карбид	$Al_4C_3 + H_2O =$	



Тетрагидridoалюминат лития $\text{Li}[\text{AlH}_4]$	$\text{Li}[\text{AlH}_4] =$ $\text{Li}[\text{AlH}_4] + \text{H}_2\text{O} =$ $\text{Li}[\text{AlH}_4] + \text{HCl} =$ $\text{Li}[\text{AlH}_4] + \text{O}_2 =$	
--	---	--

Среда раствора	Кислотная среда раствора	Основная среда раствора
Формы существования соединений алюминия	<i>заполнить самостоятельно</i>	<i>заполнить самостоятельно</i>
Степень миграции в окружающей среде	<i>заполнить самостоятельно</i>	<i>заполнить самостоятельно</i>

Соединение	Нахождение в природе	Применение	Токсичность
Al	В свободном виде не встречается. Находится в рудах-бокситовых, а также нефелинах и алунитах	В чистом виде и в виде сплавов в строительстве зданий, судов, в авиационной и автомобильной промышленности, электротехнике, ядерной энергетике, радиоэлектронике, металлургии, предметы быта, алюмотермия, пиротехнические смеси, взрывчатые вещества, твердое ракетное топливо, упаковочный материал, пигмент лакокрасочных материалов.	ПДК (водорастворимых форм Al в водных объектах) = 0,5 мг/л. Класс опасности - 3 Общий характер действия алюминия - механическое раздражение легочной ткани, - осаждение белков и образование необратимых белковых соединений в виде волокнистых субстанций без признаков воспаления. Мелкая пыль в воздухе взрывоопасна: для пыли с величиной частиц 0,14 мкм нижний предел взрываемости 40-50 мг/л, при контакте с раскаленной



			поверхностью - 7 мг/л.
Al_2O_3	В корунде и бокситах	Для производства металлического Al, квасцов и других солей, огнеупоров, электроизоляционных материалов, радиокерамики, в производстве электровакуумных приборов	заполнить самостоятельно
$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	заполнить самостоятельно	Для полосканий, промываний и примочек при воспалительных заболеваниях; как кровоостанавливающее средство	заполнить самостоятельно
$AlCl_3$	заполнить самостоятельно	Катализатор в реакции Фриделя – Крафтса: взаимодействие бензола с галогеналкинами	заполнить самостоятельно
$(C_2H_5)_3Al$ триэтилалюминий	заполнить самостоятельно	Входит в состав катализатора Циглера-Натта, используемого при полимеризации этиленовых углеводородов (полиэтилен низкого давления). Этот катализатор позволяет получать полимеры с высокорегулярным строением. Поэтому его называют <i>стереоспецифическим</i> катализатором. Триэтилалюминий переводят в высший триалкилалюминий, например: $(C_{12}H_{25})_3Al$, который превращают в алкоголь алюминия и при окислении кислородом воздуха с последующим гидролизом превращают в высшие спирты $C_{12}H_{25}OH$.	заполнить самостоятельно



		<p>При обработке высшего триалкилалюминия углекислым газом получают алюминиевые соли высших карбоновых кислот $(C_{12}H_{25}COO)_3Al$, при гидролизе которых образуются высшие карбоновые кислоты $C_{12}H_{25}COOH$. Высшие алифатические спирты и кислоты используют для производства синтетических моющих средств.</p>	
<i>заполнить самостоятельно</i>	<i>заполнить самостоятельно</i>	<i>заполнить самостоятельно</i>	<i>заполнить самостоятельно</i>

Al_2O_3 (одно из важнейших соединений алюминия) в природе встречается в виде различных пород и минералов

Состав	Названия
<i>заполнить самостоятельно</i>	корунд, наждак сапфиры, рубины, аметисты
$Al_2O_3 \cdot nH_2O$ (n=0,5; 1,0; 2,0)	<i>заполнить самостоятельно</i>
Алюмосиликаты	
а) полевые шпаты <i>заполнить самостоятельно</i>	калиевый полевой шпат (ортоклаз) натриевый полевой шпат (альбит) кальциевый полевой шпат (анортит) нефелин
б) глины $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot H_2O$ или $H_2Al_2Si_2O_9$	<i>заполнить самостоятельно</i>
в) слюды <i>заполнить самостоятельно</i>	слюда белая



Работа 4. Олово, свинец и их соединения

Опыт 1. Получение олова и свинца, взаимодействие с кислотами и щелочами

Цель:	Реактивы и оборудование
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида олова (II) и опустите гранулу цинка.</p> <p>В стакан налейте нитрат свинца и опустите гранулу цинка.</p> <p>Напишите уравнения реакций, используя метод электронного баланса и величины стандартных потенциалов.</p>	<p>$SnCl_2 + Zn =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p> <p>$Pb(NO_3)_2 + Zn =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p>
<p>Отношение олова к кислотам:</p> <p>а) В пробирку внесите 1 – 2 гранулы олова, добавьте 1мл концентрированной соляной кислоты и нагрейте. Отметьте интенсивность взаимодействия олова с кислотой.</p> <p>б) В две пробирки внесите по 1–2 гранулы олова, добавьте в одну пробирку 1мл раствора разбавленной серной кислоты, в другую – 1 мл концентрированной серной кислоты. Нагрейте пробирки и обратите внимание на интенсивность растворения олова в кислотах.</p>	<p>$Sn + 3HCl_{(конц)} =$ Уравнение электронного баланса:</p> <p>Признак реакции - $Sn + H_2SO_{4(разб)} =$ Признак реакции - $Sn + 2H_2SO_{4(конц)} =$ Уравнение электронного баланса:</p>



<p>в) В две пробирки внесите по 1 – 2 гранулы олова, в одну пробирку налейте 1 мл раствора разбавленной азотной кислоты, а в другую – 1 мл концентрированной азотной кислоты. Нагрейте пробирки, обратите внимание на образование осадка во второй пробирке. Объясните это явление. <i>Напишите соответствующие уравнения реакций, используя метод электронного баланса.</i></p>	<p><i>Признак реакции -</i> $Sn + HNO_{3(оч.разб)} =$ <i>Уравнение электронного баланса:</i></p> <p><i>Признак реакции -</i> $Sn + HNO_{3(конц)} =$ <i>Уравнение электронного баланса:</i></p> <p><i>Признак реакции -</i></p>
<p>- Сделайте вывод о том, какая кислота и какой концентрации является наилучшим растворителем для металлического олова.</p>	
<p>Отношение олова к раствору щелочи: пробирку поместите 1 – 2 гранулы олова, добавьте 3 – 5 мл концентрированного (30%-ного) <i>раствора щелочи</i>. Пробирку подогрейте, наблюдайте протекание реакции.</p>	<p>$Sn + NaOH_{(конц)} + H_2O =$ <i>Уравнение электронного баланса:</i></p> <p><i>Признак реакции -</i></p>
<p>Отношение свинца к кислотам: В четыре пробирки поместите по кусочку свинца. Добавьте в первую пробирку <i>концентрированной соляной кислоты</i>, во вторую – <i>концентрированной серной кислоты</i>, в третью – <i>концентрированной азотной кислоты</i>, в четвертую – <i>разбавленной азотной кислоты</i>. Нагрейте все пробирки (<i>тяга!</i>). Отношение свинца к раствору щелочи: пробирку поместите 1 – 2 гранулы свинца,</p>	<p>$Pb + HCl_{(конц)} =$ <i>Уравнение электронного баланса:</i></p> <p><i>Признак реакции -</i> $Pb + H_2SO_{4(конц)} =$ <i>Уравнение электронного баланса:</i></p>



<p>добавьте 3 – 5 мл концентрированного (30%-ного) раствора <i>щелочи</i>. Пробирку подогрейте, наблюдайте протекание реакции.</p>	<p><i>Признак реакции -</i> $Pb + HNO_{3(конц)} =$ <i>Уравнение электронного баланса:</i></p> <p><i>Признак реакции -</i> $Pb + HNO_{3(разб)} =$ <i>Уравнение электронного баланса:</i></p> <p><i>Признак реакции -</i> $Pb + NaOH_{(конц)} + H_2O =$ <i>Уравнение электронного баланса:</i></p> <p><i>Признак реакции -</i></p>
<p>- Чем объясняется устойчивость свинца по отношению к разбавленной и концентрированной (96%) серной кислоте и неустойчивость по отношению к 80% серной кислоте?</p>	
<p>В какой еще кислоте растворим свинец? <i>Предложите соответствующее уравнение реакции.</i></p>	<p><i>Уравнение электронного баланса:</i></p> <p><i>Признак реакции -</i></p>
<p>- Оцените изменение металлических свойств изучаемых металлов.</p>	
<p>- Предложите схему полного растворения сплава, состоящего из олова, свинца и кремния.</p>	



- Формы существования олова и свинца в кислых и щелочных растворах.	Кислая среда – Щелочная среда -
- Какое свойство водорастворимых соединений свинца обуславливает токсичность этих соединений?	
- ПДК свинца в питьевой воде и продуктах питания.	
* <i>Задача.</i> Нитрат свинца массой 165,5 г подвергли термической обработке. Определите суммарный объем газов (н.у.), образовавшихся при этом.	<i>Решение:</i>
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 4. Олово, свинец и их соединения

Опыт 2. *Получение и свойства гидроксида олова (II) и свинца (II)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p><i>Получение и свойства гидроксида олова (II)</i> В пробирку налейте 2 – 3 мл раствора хлорида олова (II), добавьте <u>по каплям</u> раствор гидроксида натрия при встряхивании до образования осадка. Полученный осадок разделите на две пробирки. В первую пробирку добавьте избыток концентрированной соляной кислоты, а во вторую – избыток крепкого (30%-ного) раствора щелочи.</p>	$\text{SnCl}_2 + \text{NaOH}_{(p-p)} =$ <p>Признак реакции –</p> $\text{SnCl}_2 + \text{NaOH}_{(конц)} =$ <p>Признак реакции –</p> $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{HCl}_{(конц)} =$ <p>Признак реакции –</p> $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} =$ <p>Признак реакции –</p>
- Чем объяснить тот факт, что нерастворимый в воде гидроксид олова (II) растворяется в избытке кислоты и щелочи?	
<p><i>Получение и свойства гидроксида свинца (II)</i> В пробирку налейте 1мл раствора нитрата свинца (II) и по каплям добавьте раствор щелочи до образования осадка. Полученный осадок разделите на две пробирки: в одну из них прилейте 30%-ный раствор щелочи, в</p>	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} =$ <p>Признак реакции –</p> $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} =$ <p>Признак реакции –</p>



другую – избыток раствора разбавленной азотной кислоты .	$Pb(OH)_2 + 2HNO_3 =$ Признак реакции –
- Сравните условия взаимодействия гидроксидов с раствором щелочи и кислоты, сформулируйте вывод об изменении кислотно-основных свойств изучаемых веществ.	
- Обсудите возможность проявления восстановительных свойств изучаемых гидроксидов. Напишите соответствующие уравнения реакций , по 2 уравнения для каждого гидроксида.	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 4: Олово, свинец и их соединения

Опыт 3. Гидролиз в растворах солей олова (II) и свинца (II)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>В пробирку налейте 2-3 капли раствора хлорида олова (II) и добавьте дистиллированной воды. Отметьте образование осадка. В пробирку добавьте концентрированной соляной кислоты до растворения осадка.</p> <p>- Объясните причину его растворения, применив принцип Ле Шателье.</p>	$\text{SnCl}_2 + \text{HOH} \leftrightarrow$ $\text{Sn}^{2+} + \text{HOH} \leftrightarrow$ <p>$\text{Sn}(\text{OH})_2$ - слабое основание, $pK_{\text{осн}} = 9.46$</p>
<p>- Можно ли приготовить водные растворы солей олова(II)? Почему при растворении солей олова в воде раствор получается <i>мутным</i>?</p>	
<p>- С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH растворов солей свинца. Оцените константы гидролиза в растворах нитрата и ацетата свинца (+2). Напишите уравнения реакций гидролиза в</p>	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HOH} \leftrightarrow$ $K_{\text{осн}} = 10^{-3}$ $K_{\text{гидролиза}} =$



молекулярной и ионно-молекулярной форме.	$Pb(CH_3COO)_2 + HON \leftrightarrow$ $K_r =$
- Какие однокатионные соли (олова (II) или свинца (II)) в большей степени подвергаются гидролизу по катиону и почему?	
- Какая из солей $SnCl_2$ или $SnCl_4$ в большей степени подвергается гидролизу? Для обоснованного ответа напишите соответствующие уравнения реакций.	
<i>*Задание на распознавание веществ:</i> - Как можно обнаружить ионы Sn^{2+} и Pb^{2+} , находящиеся совместно в растворе? Напишите соответствующие уравнения реакций.	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 4. Олово, свинец и их соединения

Опыт 4. *Восстановительные свойства солей олова (II)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В пробирку налейте 1–2 мл раствора <i>хлорида олова (II)</i> , прибавьте избыток раствора <i>гидроксида натрия</i> до растворения выпавшего осадка. К полученному щелочному раствору гексагидросостанната (II) натрия прибавьте по каплям раствор <i>нитрата висмута (III)</i> . Составьте уравнение электронного баланса.	$\text{SnCl}_2 + 3\text{NaOH}_{(\text{конц})} =$ <p>Признак реакции –</p> $\text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} =$ <p>Признак реакции –</p> <p>Уравнение электронного баланса:</p>
- Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, установите, в какой среде (кислой или щелочной) соединения олова (II) обладают большей <i>восстановительной</i> способностью? Ответ подтвердите значениями стандартно-восстановительных потенциалов и соответствующими <i>уравнениями реакций</i> на примерах взаимодействия с <i>перманганатом калия, дихроматом калия, хлоридом железа (III) и нитратом серебра.</i>	$\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + 2e = \text{Sn}(\text{OH})_3^- + 3\text{OH}^- \quad E^0 = -0,93 \text{ В}$ $\text{H}_2\text{SnO}_3 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Sn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} \quad E^0 = 0,849 \text{ В}$



<p>- Почему соли олова (II) в солянокислом растворе проявляют более сильные восстановительные свойства, чем в сернокислом?</p>	<p><i>Соли олова (II) в солянокислом растворе являются более сильными восстановителями, чем в сернокислом т.к. в результате реакции</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 4. Олово, свинец и их соединения
Опыт 5. Качественная реакция на соли олова (II)

Цель	Методика эксперимента
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>В пробирку налейте 0,5 мл раствора <i>гексацианоферрата (III) калия</i> $K_3[Fe(CN)_6]$ и прибавьте 0,5 мл раствора <i>хлорида железа (III)</i> $FeCl_3$ и 1 мл раствора <i>хлорида олова (II)</i> $SnCl_2$. Наблюдайте изменение цвета раствора. <i>Составьте уравнения реакций, протекающие по отдельным стадиям, а затем суммарное уравнение.</i></p>	<p>$K_3[Fe(CN)_6] + FeCl_3 + SnCl_2 =$</p> <p><i>Признак реакции –</i> <i>Уравнение электронного баланса:</i></p>
<p>- Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определите, атомы железа в каком ионе $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ или $[Fe(CN)_6]^{3-}$ восстанавливаются ионом олова (II).</p>	<p>$[Fe(CN)_6]^{3-} + 1e = [Fe(CN)_6]^{4-} \quad E^0 = 0,356 B$ $Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+} \quad E^0 = 0,151 B$ $Fe^{3+} + 1e = Fe^{2+} \quad E^0 = 0,77 B$</p>
Вывод: (для определения каких ионов используют $SnCl_2$?)	
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 4: Олово, свинец и их соединения
Опыт 6. *Получение и свойства сульфидов олова*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В пробирку налейте 1мл раствора хлорида олова (II) и прибавьте по каплям раствор сульфида натрия или аммония (тяга!). Укажите величину ПР(SnS)	$SnCl_2 + Na_2S =$ Признак реакции – ПР(SnS) =
- Рассмотрите отношение сульфида олова SnS к избытку сульфида и дисульфида натрия . Какие свойства проявляет сульфид олова (II) при растворении в дисульфиде натрия?	$SnS + Na_2S =$ $SnS + Na_2S_2 =$ Признак реакции –
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 4. Олово, свинец и их соединения
Опыт 7. *Нерастворимые соли свинца (II)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и оборудование
<p><i>Получение труднорастворимых солей свинца (II)</i></p> <p>а) В пробирку налейте 1мл раствора нитрата свинца (II) и добавьте насыщенный раствор хлорида натрия. Напишите уравнение реакции. Обратите внимание на цвет осадка. Укажите величину ПР. Дайте возможность осадку отстояться, слейте с него жидкость декантацией. Небольшое количество осадка взмутите в воде и нагрейте.</p>	$Pb(NO_3)_2 + NaCl =$ Признак реакции – ПР =
- Как изменяется растворимость хлорида свинца (II) при нагревании?	
<p>б) В пробирку налейте 1мл раствора ацетата свинца (II) и прибавьте раствор иодида калия. Обратите внимание на цвет осадка. Напишите уравнение реакции. Дайте осадку отстояться, слейте с него жидкость декантацией, добавьте воды, нагрейте до растворения и медленно охладите. Наблюдайте кристаллизацию соли. Укажите величину ПР.</p>	$Pb(CH_3COO)_2 + KI =$ Признак реакции – ПР =



Рассчитайте растворимость иодида свинца из величины ПР.	
в) В пробирку налейте 1мл раствора ацетата свинца (II) и прибавьте раствор хромата калия . Наблюдайте образование осадка. Укажите величину ПР.	$Pb(CH_3COO)_2 + K_2CrO_4 =$ Признак реакции - ПР =
г) В пробирку налейте 1мл раствора нитрата свинца (II) и прибавьте сероводородной воды (тяга!) . Наблюдайте выпадение осадка, отметьте его цвет. Укажите величину ПР.	$Pb(NO_3)_2 + H_2S =$ Признак реакции - ПР =
- Прилейте к осадку раствор пероксида водорода. Наблюдайте изменение цвета осадка. Объясните происходящее явление. Напишите уравнение электронного баланса.	$PbS + H_2O_2 =$ Уравнение электронного баланса: Признак реакции -
- Какие соли свинца имеют практическое применение в аналитической химии и почему? Для обнаружения каких анионов это применяют?	



- Рассчитайте во сколько *раз растворимость сульфида свинца больше растворимости сульфида висмута* в насыщенных растворах соответствующих сульфидов и какое соединение позволяет определять *наименьшие следовые количества сульфид-ионов*.

**Задача.* Какую массу сульфида свинца (II) можно растворить в растворе азотной кислоты массой 170 г с массовой долей кислоты 30% при практическом выходе 80% от теоретического.

Решение:

Выполнено

Подпись преподавателя



Работа 4. Олово, свинец и их соединения

Опыт 8. *Получение и свойства гидроксида олова (IV)*

Цель	Реактивы и оборудование
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В пробирку с раствором <i>хлорида олова (IV)</i> по каплям добавьте раствор <i>аммиака</i> до образования осадка. Разделите полученный осадок на две пробирки: в первую пробирку добавьте избыток раствора <i>гидроксида натрия</i> , во вторую – избыток раствора <i>соляной кислоты</i> .	$SnCl_2 + (NH_3 + H_2O) =$ <i>Признак реакции -</i>
- Известно, что <i>гидроксид олова (IV)</i> имеет переменный состав и при стоянии, нагревании или повышении pH склонен к “старению”. Как можно объяснить этот факт?	
- Оцените <i>кислотно-основные и окислительно-восстановительные</i> свойства гидратированного оксида (IV) (гидроксида) олова.	
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 4. Олово, свинец и их соединения
Опыт 9. Получение оксида свинца (IV)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В пробирку с небольшим количеством сурика Pb_3O_4 добавьте раствор разбавленной азотной кислоты, нагрейте. Обратите внимание на изменение цвета осадка. - Осадок сохраните для следующих опытов.	$Pb_3O_4 + HNO_3 =$ Признак реакции –
- Слейте жидкость с осадка декантацией и докажете наличие в ней ионов свинца (II) с помощью иодида или хромата калия .	Признак реакции – Признак реакции –
- Как можно представить строение сурика? Почему оксиды Pb_2O_3 и Pb_3O_4 называют смешанными? Укажите степени окисления свинца в этих соединениях.	
- Предложите способы получения сурика.	
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 4. Олово, свинец и их соединения
Опыт 10. Свойства оксида свинца (IV)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнений реакций и наблюдения
<p>Осадок оксида свинца, полученный в предыдущем опыте, разделите на 3 пробирки. В <i>первую</i> добавьте 30%-ный раствор щелочи и нагрейте.</p> <p>Оксид свинца (IV) во <i>второй</i> пробирке исследуйте на растворимость в кислотах.</p> <p>В <i>третью</i> пробирку с осадком оксида свинца добавьте 5 мл 30%-ного раствора серной (или азотной) кислоты и 1 каплю разбавленного раствора сульфата марганца (II). Наблюдайте изменение окраски раствора. Написать уравнение электронного баланса и указать величины стандартных потенциалов.</p>	<p>$PbO_2 + NaOH + H_2O =$ Признак реакции –</p> <p>$PbO_2 + H_2SO_4 + MnSO_4 =$ Соблюдать порядок смешивания растворов, это обуславливает необходимую среду реакции. Признак реакции – Уравнение электронного баланса:</p>
- Образованием какого иона обусловлено изменение окраски раствора?	
- Почему следует избегать избытка сульфата марганца ? Какой побочный процесс может протекать? Написать уравнение электронного баланса и указать величины стандартных потенциалов.	<p>$MnSO_4 +$ Признак реакции – Уравнение электронного баланса:</p>



- Используя значение стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, обоснуйте возможность протекания данной реакции. Какие еще окислители оказывают на ион марганца (II) аналогичное действие?	
- Объясните, как и почему изменяются окислительные свойства оксида свинца (IV) в кислой среде в присутствии ионов SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , NO_3^- и Cl^- .	
* <i>Задача.</i> Какой объем хлора можно получить при взаимодействии PbO_2 массой 23,9 г с избытком концентрированной соляной кислоты с практическим выходом 80% от теоретического.	<i>Решение:</i>
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 4: Олово, свинец и их соединения

Опыт 11. *Обнаружение ионов свинца (II)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Поместите в пробирку несколько капель раствора соли свинца и добавьте столько же капель раствора тиосульфата натрия . Сначала образуется осадок тиосульфата свинца, который растворяется в избытке тиосульфата натрия с образованием комплексного иона $[\text{Pb}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{4-}$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 =$ <i>Признак реакции –</i> $\text{PbS}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 =$ <i>Признак реакции –</i>
- Какой тип реакции лежит в основе качественной реакции на катион свинца?	
- К полученному раствору добавьте разбавленную серную кислоту и нагрейте. Обратите внимание на изменение окраски.	$\dots + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{PbS}\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <i>Признак реакции –</i>
- Какие реакции вы знаете, которые можно использовать для обнаружения катионов свинца?	
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 5. Висмут и его соединения
Опыт 1. *Гидролиз солей висмута(III)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Исследуйте отношение раствора нитрата висмута к гидролизу. (Вспомните тему «Растворы»). <i>Составьте уравнения процесса гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде; укажите среду раствора.</i>	$Bi(NO_3)_3 + H_2O \rightleftharpoons$
- Укажите тип процесса гидролиза и запишите уравнение для расчета константы гидролиза по первой стадии.	
- Оцените факторы, влияющие на смещение равновесия процесса гидролиза.	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 5. Висмут и его соединения

Опыт 2. Восстановительные свойства соединений висмута(III)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>К раствору нитрата висмута (III) прилейте гидроксид натрия до образования осадка и затем добавьте к нему 2-3 мл насыщенного раствора пероксосульфата калия $K_2S_2O_6(O_2)$ и нагрейте. Составьте уравнение реакции, используя метод электронного баланса. Приведите величины стандартных потенциалов окислителя и восстановителя. Оставьте содержимое пробирки для изучения окислительных свойств солей висмута (+5).</p>	$Bi(NO_3)_3 + 3KOH =$ <p>Признак реакции-</p> $Bi(OH)_3 + K_2S_2O_6(O_2) + KOH =$ <p>Признак реакции-</p> <p>Уравнение электронного баланса:</p>
- В какой среде соединения висмута в степени окисления +3 проявляют преимущественно восстановительные свойства?	
- Какие окислители могут быть для этого использованы?	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 5. Висмут и его соединения

Опыт 3. *Получение и свойства сульфида висмута (III)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
К раствору нитрата висмута (III) добавьте сероводородную воду . Обратите внимание на признаки химического взаимодействия. Напишите уравнение химического превращения. Исследуйте отношение сульфида висмута к кислотам и сульфиду натрия.	$Bi(NO_3)_3 + H_2S =$ <p>Признак реакции- ПП = $1,0 \cdot 10^{-97}$.</p> $Bi_2S_3 + H_2SO_{4(конц)} =$ <p>Признак реакции- Уравнение электронного баланса:</p> $Bi_2S_3 + HNO_{3(конц)} =$ <p>Признак реакции- Уравнение электронного баланса:</p> $Bi_2S_3 + Na_2S =$ <p>Признак реакции-</p>
- Вспомните классификацию сульфидов по растворимости в воде и кислотах (тема «Сера и ее соединения»). От чего зависит способ получения сульфидов? Какими способами можно получить сульфид висмута? Напишите необходимые уравнения.	$K_1(H_2S) = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2(H_2S) = 2,5 \cdot 10^{-13} \quad \text{Общая } K_d = 2,5 \cdot 10^{-20}.$



- Используя значение ПР, рассчитайте концентрацию катионов металла и сульфид-ионов в насыщенном растворе сульфида висмута.	Bi_2S_3 $PP = 1.0 \cdot 10^{-97}$
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 5. Висмут и его соединения
Опыт 4. *Получение гидроксида висмута (III)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
К раствору <i>нитрата висмута (III)</i> добавьте раствор <i>гидроксида натрия</i> и наблюдайте образование осадка. Разделите осадок на две пробирки. В одну пробирку прибавьте разбавленную <i>азотную кислоту</i> , в другую – избыток <i>щелочи</i> .	$Bi(NO_3)_3 + KOH =$ <i>Признак реакции –</i>
- Сравните кислотно-основные свойства гидратов оксидов сурьмы (III) и висмута (III). Какие выводы можно сделать? Как меняются кислотно-основные свойства гидроксидов элементов V группы главной подгруппы по группе сверху вниз? Запишите формулы гидроксидов и соответствующие константы диссоциации; укажите характер гидроксида.	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 5: Висмут и его соединения

Опыт 5. Окислительные свойства соединений висмута (+5)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>Висмутат калия KBiO_3, полученный ранее, используйте для изучения окислительных свойств: висмутат калия разделите на две пробирки, прилейте по 2 мл разбавленной азотной или серной кислот. В <i>первую</i> пробирку добавьте 1-2 капли раствора сульфата марганца (II), во <i>вторую</i> – хлорида хрома (III). При составлении уравнений окислительно-восстановительных процессов примените метод электронного баланса.</p>	<p>$\text{KBiO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ Признак реакции – Уравнение электронного баланса:</p> <p><i>Побочный процесс:</i> $\text{HMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} =$ Признак реакции – Уравнение электронного баланса:</p> <p>$\text{CrCl}_3 + \text{KBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ Признак реакции – Уравнение электронного баланса:</p> <p>$\text{MnO}_4^{2-} / \text{Mn}^{2+} = 1,51 \text{ В}$ ЭДС = $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / 2\text{Cr}^{3+} = 1,33 \text{ В}$ ЭДС =</p>
Выполнено	Подпись преподавателя



Дополнительные задания по теме р-металлы

Задание 1: После выполнения лабораторных работ по химии р-металлов предлагаем провести сравнение способов получения и химических свойств сульфидов. Для этого заполните нижеприведенную таблицу. В качестве примера используйте сведения о сульфиде алюминия.

Соединение	Получение	Химические свойства
Al_2S_3	$2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ (при сплавлении)	$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{HCl}_{(\text{разб.})} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{Al}_2\text{S}_3 + 3\text{O HNO}_3_{(\text{конц., гор.})} =$ $2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 24\text{NO}_2\uparrow + 12\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Al}_2\text{S}_3 + 9 \text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2$ (600-800 °C)
SnS		$\text{SnS} + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{SnS} + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{SnS} + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{SnS} + (\text{NH}_4)_2\text{S}_n \rightarrow$ $\text{SnS} + \text{O}_2 \rightarrow$
SnS_2		$\text{SnS}_2 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{SnS}_2 + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{SnS}_2 + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{SnS}_2 + \text{Na}_2\text{S}_{(\text{разб.})} \rightarrow$



		$\text{SnS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
PbS		$\text{PbS} + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{PbS} + \text{HNO}_3_{(\text{разб.})} \rightarrow$ $\text{PbS} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{PbS} + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{PbS} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{PbS} + \text{O}_2 \rightarrow$
Sb ₂ S ₃		$\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3_{(\text{разб.})} \rightarrow$ $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$
Sb ₂ S ₅		$\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц.})} \rightarrow$



		$\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{O}_2 \rightarrow$
Bi_2S_3		$\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{NaOH} \leftrightarrow$ $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$



Задание 2: Заполните нижеприведенную таблицу, содержащую сведения о соединениях р-элементов в природе и их практическом применении. В качестве примера используйте сведения о соединениях алюминия.

Химический элемент	Соединения, распространенные в природе	Практическое применение
Al	Бокситы: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	Сырье для получения алюминия, а также красок, абразивов и огнеупорных материалов
	Полевой шпат или ортоклаз: $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$	Сырье стекольной и керамической промышленности.
	Нефелин: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$	Сырье для добычи алюминия с попутным получением соды.
Sn		
Pb		
Sb		
Bi		

**Стандартные электродные потенциалы в водных растворах**

В таблице приведены значения стандартных электродных потенциалов (E^0) при температуре 25⁰С и нормальном атмосферном давлении 101,3 кПа. Все величины выражены по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода.

Элемент	Электродный процесс	E^0 , В
Азот	$\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^-$	+0,420
	$(\text{NH}_2\text{OH})\text{H}^+ + 2\text{H}^+ + 2e = \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$	+1,350
	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,460
	$\text{NO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{NH}_4\text{OH} + 7\text{OH}^-$	-0,150
	$2\text{NO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	+0,410
	$\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+ + 6e = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,860
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + e = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,990
	$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,290
	$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6e = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,440
	$\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{N}_2 + 2\text{OH}^-$	+0,940
	$\text{N}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,770
	$2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{N}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,850
	$2\text{NO} + 4\text{H}^+ + 4e = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,680
	$\text{N}_2\text{O}_4(2\text{NO}_2) + 4\text{H}_2\text{O} + 8e = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	+0,530
	$\text{N}_2\text{O}_4(2\text{NO}_2) + 2e = 2\text{NO}_2^-$	+0,880
	$\text{N}_2\text{O}_4(2\text{NO}_2) + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{HNO}_2$	+1,070
	$\text{N}_2\text{O}_4(2\text{NO}_2) + 8\text{H}^+ + 8e = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,350
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,860
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,140
	$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8e = \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	-0,120
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,010
$\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ + 6e = (\text{NH}_2\text{OH})\text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,730	



	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO}_3^- + 17\text{H}^+ + 14e = (\text{N}_2\text{H}_4)\text{H}^+ + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8e = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+0,800 +0,840 +0,870 +0,940 +0,960 +1,240
Алюминий	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3e = \text{Al} + 4\text{OH}^-$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3e = \text{Al} + 3\text{OH}^-$ $\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$ $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{т}) + 3\text{H}^+ + 3e = \text{Al} + 3\text{H}_2\text{O}$	-2,336 -2,310 -1,660 -1,538
Бром	$\text{Br}_2 + 2e = 2\text{Br}^-$ $\text{Br}_2 (\text{p-p}) + 2e = 2\text{Br}^-$	+1,066 +1,087
Висмут	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = 2\text{Bi} + 6\text{OH}^-$ $\text{BiOCl} + 2\text{H}^+ + 3e = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$ $\text{BiCl}_4^- + 3e = \text{Bi} + 3\text{Cl}^-$ $\text{NaBiO}_3 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{BiO}^+ + \text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,460 +0,160 +0,160 >+1,800
Водород	$\text{H}_2 + 2e = 2\text{H}^-$ $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$ $\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = 3\text{OH}^-$	-2,250 -0,828 0,000 +0,880
Калий	$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,925
Кальций	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Ca} + 2\text{OH}^-$ $\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-3,030 -2,866
Кислород	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$ $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$ $\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2$	-0,076 +0,401 +0,682



	$O_2 + 4H^+(10^{-7}M) + 4e = 2H_2O$ $O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$ $O_3 + H_2O + 2e = O_2 + 2OH^-$ $O_3 + 6H^+ + 6e = 3H_2O$ $HO_2^- + H_2O + 2e = 3OH^-$ $H_2O_2 + 2H^+ = 3OH^-$	+0,815 +1,229 +1,240 +1,511 +0,880 +1,770
Литий	$Li^+ + e = Li$	-3,030
Магний	$Mg(OH)_2 + 2e = Mg + 2OH^-$ $Mg^{2+} + 2e = Mg$ $Mg(OH)_2 + 2H^+ + 2e = Mg + 2H_2O$	-2,690 -2,363 -1,862
Марганец	$Mn^{3+} + e = Mn^{2+}$ $MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$ $MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e = MnO_2 + 4OH^-$ $MnO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = MnO_2 + 2H_2O$ $MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$ $MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-$ $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$ $MnO_4^- + 4H^+ + 3e = MnO_2 + 2H_2O$	+1,510 +1,230 +0,600 +2,260 +0,560 +0,600 +1,510 +1,690
Натрий	$Na^+ + e = Na$	-2,714
Олово	$H\text{SnO}_2^- + H_2O + 2e = Sn + 3OH^-$ $Sn^{2+} + 2e = Sn$ $SnO + 2H^+ + 2e = Sn + H_2O$ $Sn(OH)_2 + 2H^+ + 2e = Sn + H_2O$ $Sn(OH)_6^{2-} + 2e = H\text{SnO}_2^- + 3OH^- + H_2O$ $SnO_2 + 2H^+ + 2e = SnO + H_2O$ $SnO_2 + 4H^+ + 4e = Sn + 2H_2O$ $Sn^{4+} + 4e = Sn$ $Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$	-0,910 -0,136 -0,104 -0,091 -0,930 -0,108 -0,106 +0,010 +0,151



Свинец	$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	-0,580
	$\text{HPbO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + 3\text{OH}^-$	-0,540
	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0,126
	$\text{PbO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{H}_2\text{O}$	+0,248
	$\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{PbO} + 2\text{OH}^-$	+0,277
	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{PbO} + 2\text{OH}^-$	+0,280
	$\text{Pb}^{4+} + 4\text{e} = \text{Pb}$	+0,840
	$\text{Pb}_3\text{O}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 3\text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,972
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,449
	$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,685
	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+}$	+1,694
Стронций	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sr}$	-2,888
Сурьма	$\text{Sb} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{SbH}_3$	-0,510
	$\text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Sb} + 4\text{OH}^-$	-0,675
	$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,152
	$\text{SbO}_2^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Sb} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,446
	$\text{SbO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SbO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,430
	$\text{SbO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{SbO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,353
	$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{SbO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,580
	$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Sb}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,671
Хлор	$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	+1,359
	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,400
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,880
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,500
	$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,630



	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	+0,660
	$\text{ClO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{Cl}^- + 4\text{OH}^-$	+0,770
	$\text{HClO}_2 + 3\text{H}^+ + 4e = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,560
	$2\text{HClO}_2 + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,630
	$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,640
	$\text{ClO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 5e = \text{Cl}^- + 4\text{OH}^-$	+0,850
	$\text{ClO}_2 + \text{H}^+ + e = \text{HClO}_2$	+1,270
	$\text{ClO}_2 + 5\text{H}^+ + 5e = \text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,436
	$\text{ClO}_2 + 4\text{H}^+ + 5e = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,500
	$2\text{ClO}_2 + 8\text{H}^+ + 8e = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,570
	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,330
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,630
	$\text{ClO}_3^- + 2\text{H}^+ + e = \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,150
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e = \text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,210
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,450
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,470
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+0,360
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8e = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0,560
Цезий	$\text{Cs}^+ + e = \text{Cs}$	-2,923



Приложение 2

Произведение растворимости труднорастворимых соединений

Соединение	ПР
AlAsO_4	$1.6 \cdot 10^{-16}$
$\text{Al(OH)}_3 (\text{Al}^{3+}, 3\text{OH}^-)$	$1 \cdot 10^{-32}$
$\text{Al(OH)}_3 (\text{AlOH}^{2+}, 2\text{OH}^-)$	$1 \cdot 10^{-23}$
$\text{Al(OH)}_3 (\text{H}^+, \text{AlO}_2^-)$	$1.6 \cdot 10^{-13}$
AlPO_4	$5.75 \cdot 10^{-19}$
$\text{Ba}_3(\text{AsO}_4)_2$	$7.8 \cdot 10^{-51}$
$\text{Ba(BrO}_3)_2$	$5.5 \cdot 10^{-6}$
BaCO_3	$4.0 \cdot 10^{-10}$
BaC_2O_4	$1.1 \cdot 10^{-7}$
BaCrO_4	$1.2 \cdot 10^{-10}$
BaF_2	$1.1 \cdot 10^{-6}$
$\text{Ba}_2\text{Fe(CN)}_6$	$3 \cdot 10^{-8}$
$\text{Ba(IO}_3)_2$	$1.5 \cdot 10^{-9}$
BaMnO_4	$2.5 \cdot 10^{-10}$
BaMoO_4	$4 \cdot 10^{-8}$
Ba(OH)_2	$5.0 \cdot 10^{-3}$
$\text{BaPO}_3\text{F} (\text{Ba}^{2+}, \text{PO}_3\text{F}^-)$	$4 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	$6 \cdot 10^{-39}$
BaSO_3	$8 \cdot 10^{-7}$
BaSO_4	$1.1 \cdot 10^{-10}$
BaS_2O_3	$1.6 \cdot 10^{-5}$
BaSeO_4	$5 \cdot 10^{-8}$



BiAsO_4	$2.8 \cdot 10^{-10}$
$\text{Bi}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_2$	$4 \cdot 10^{-36}$
BiI_3	$8.1 \cdot 10^{-19}$
$\text{BiOCl} (\text{BiO}^+, \text{Cl}^-)$	$7 \cdot 10^{-9}$
$\text{BiOCl} (\text{BiOH} + \text{H}_2\text{O} \leftarrow \text{Bi}^{3+} + 2\text{OH}^- + \text{Cl}^-)$	$1.8 \cdot 10^{-31}$
$\text{BiOOH} (\text{BiO}^+, \text{OH}^-)$	$4 \cdot 10^{-10}$
BiPO_4	$1.3 \cdot 10^{-23}$
Bi_2S_3	$1 \cdot 10^{-97}$
$\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$	$6.8 \cdot 10^{-19}$
CaCO_3	$3.8 \cdot 10^{-9}$
CaC_2O_4	$2.3 \cdot 10^{-9}$
CaCrO_4	$7.1 \cdot 10^{-4}$
CaF_2	$4.0 \cdot 10^{-11}$
$\text{CaHPO}_4 (\text{Ca}^{2+}, \text{HPO}_4^{2-})$	$2.7 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2 (\text{Ca}^{2+}, 2\text{HPO}_4^-)$	$1 \cdot 10^{-3}$
$\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$	$7.0 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ca}(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{CN})_6$	$4 \cdot 10^{-8}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{Ca}^{2+}, 2\text{OH}^-)$	$5.5 \cdot 10^{-6}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{CaOH}^+, \text{OH}^-)$	$1.4 \cdot 10^{-4}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$2.0 \cdot 10^{-29}$
$\text{CaPO}_3\text{F} (\text{Ca}^{2+}, \text{PO}_3\text{F}^{2-})$	$4 \cdot 10^{-3}$
$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$	$1.6 \cdot 10^{-58}$
CaSO_3	$3.2 \cdot 10^{-7}$
CaSO_4	$2.5 \cdot 10^{-5}$
CaSeO_3	$4.7 \cdot 10^{-6}$
CaSiF_6	$8.1 \cdot 10^{-4}$
Li_2CO_3	$4.0 \cdot 10^{-3}$



LiF	$1.7 \cdot 10^{-3}$
LiOH	$4 \cdot 10^{-2}$
Li ₃ PO ₄	$3.2 \cdot 10^{-9}$
Mg ₃ (AsO ₄) ₂	$2.1 \cdot 10^{-20}$
MgCO ₃	$2.1 \cdot 10^{-5}$
MgC ₂ O ₄	$8.5 \cdot 10^{-5}$
MgF ₂	$6.5 \cdot 10^{-9}$
Mg(IO ₃) ₂	$3 \cdot 10^{-3}$
MgK ₂ Fe(CN) ₆	$5 \cdot 10^{-9}$
Mg(NH ₄) ₂ Fe(CN) ₆	$4 \cdot 10^{-8}$
MgNH ₄ PO ₄	$2.5 \cdot 10^{-13}$
Mg(OH) ₂ (свежеосажденная)	$6.0 \cdot 10^{-10}$
Mg(OH) ₂ (Mg ²⁺ , 2OH ⁻ , после старения)	$7.1 \cdot 10^{-12}$
Mg(OH) ₂ (MgOH ⁺ , OH ⁻ , после старения)	$2.7 \cdot 10^{-9}$
Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-13}$
MgSO ₃	$3 \cdot 10^{-3}$
MgSeO ₃	$4.4 \cdot 10^{-6}$
Pb ₃ (AsO ₄) ₂	$4.1 \cdot 10^{-36}$
Pb(BO ₂) ₂	$1.7 \cdot 10^{-11}$
PbBr ₂	$9.1 \cdot 10^{-6}$
Pb(BrO ₃) ₂	$8.0 \cdot 10^{-6}$
PbCO ₃	$7.5 \cdot 10^{-14}$
PbC ₂ O ₄	$4.8 \cdot 10^{-10}$
PbCl ₂	$1.6 \cdot 10^{-5}$
PbClF	$2.8 \cdot 10^{-9}$
PbCrO ₄	$1.8 \cdot 10^{-14}$
PbF ₂	$2.7 \cdot 10^{-8}$



$\text{Pb}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$	$9.55 \cdot 10^{-19}$
PbI_2	$1.1 \cdot 10^{-9}$
$\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$	$2.6 \cdot 10^{-13}$
PbMoO_4	$4.0 \cdot 10^{-6}$
$\text{Pb}(\text{N}_3)_2$	$2.6 \cdot 10^{-9}$
$\text{PbO}_2 (\text{Pb}^{4+}, 4\text{OH}^-)$	$3.0 \cdot 10^{-66}$
$\text{Pb}_2\text{O}_4 (2\text{Pb}^{2+}, \text{PbO}_4^{4-})$	$5.3 \cdot 10^{-51}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2 (\text{Pb}^{2+}, 2\text{OH}^-)$ (красный)	$5 \cdot 10^{-16}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2 (\text{Pb}^{2+}, 2\text{OH}^-)$ (желтый)	$7.9 \cdot 10^{-16}$
$\text{PbO}_2 (\text{PbOH}^+, \text{OH}^-)$	$6.3 \cdot 10^{-9}$
$\text{PbO}_2 (\text{H}^+, \text{HPbO}_2^-)$	$3.2 \cdot 10^{-16}$
PbOHBr	$2 \cdot 10^{-15}$
$\text{Pb}_2(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$	$3.5 \cdot 10^{-46}$
PbOHCl	$2 \cdot 10^{-14}$
$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$7.9 \cdot 10^{-43}$
$\text{Pb}_5(\text{PO}_4)_3\text{Cl}$	$7.5 \cdot 10^{-80}$
PbPO_3F	$1 \cdot 10^{-7}$
PbS	$2.5 \cdot 10^{-27}$
$\text{Pb}(\text{SCN})_2$	$2.0 \cdot 10^{-5}$
PbSO_4	$1.6 \cdot 10^{-8}$
PbS_2O_3	$4.0 \cdot 10^{-7}$
PbSe	$1 \cdot 10^{-38}$
PbSeO_3	$3 \cdot 10^{-12}$
PbSeO_4	$1.45 \cdot 10^{-7}$
PbWO_4	$4.5 \cdot 10^{-7}$
$\text{Pd}(\text{OH})_2$	$1 \cdot 10^{-31}$
$\text{Pd}(\text{OH})_4$	$6.5 \cdot 10^{-71}$



SnI_2	$8.3 \cdot 10^{-6}$
$\text{Sn(OH)}_2 (\text{Sn}^{2+}, 2\text{OH}^-)$	$6.3 \cdot 10^{-27}$
$\text{Sn(OH)}_2 (\text{SnOH}^+, \text{OH}^-)$	$4.6 \cdot 10^{-15}$
$\text{Sn(OH)}_2 (\text{H}^+, \text{HSnO}_2^-)$	$1.3 \cdot 10^{-15}$
Sn(OH)_4	$1 \cdot 10^{-57}$
SnS	$2.5 \cdot 10^{-27}$
$\text{Sr}_3(\text{AsO}_4)_2$	$1.3 \cdot 10^{-18}$
SrCO_3	$1.1 \cdot 10^{-10}$
SrC_2O_4	$1.6 \cdot 10^{-7}$
SrCrO_4	$3.6 \cdot 10^5$
SrF_2	$2.5 \cdot 10^{-9}$
$\text{Sr(IO}_3)_2$	$3.3 \cdot 10^{-7}$
SrMoO_4	$2 \cdot 10^{-7}$
Sr(OH)_2	$3.2 \cdot 10^{-4}$
$\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$	$1 \cdot 10^{-31}$
SrPO_3F	$3 \cdot 10^{-3}$
SrSO_3	$4 \cdot 10^{-8}$
SrSO_4	$3.2 \cdot 10^{-7}$
SrSeO_3	$4.4 \cdot 10^{-6}$
SrSiF_6	$1.5 \cdot 10^{-2}$
SrWO_4	$2.2 \cdot 10^{-10}$



Приложение 3

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов при 20°C

Название (традиционное)	Формула	K_1	K_2	K_3
Кислоты				
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$		
Борная (орто)	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	$1,8 \cdot 10^{-13}$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватая	HBrO_3	$2,0 \cdot 10^{-1}$		
Бромноватистая	HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$		
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		$2,3 \cdot 10^{-2}$	
Иодноватая	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$		
Иодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$		
Кремниевая (орто)	H_4SiO_4	$1,3 \cdot 10^{-10}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	$2,0 \cdot 10^{-14}$
Марганцовистая	H_2MnO_4	10^{-1}	$7,1 \cdot 10^{-11}$	
Муравьиная	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$		
Мышьяковая	H_3AsO_4	$5,6 \cdot 10^{-3}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$	$3,0 \cdot 10^{-12}$
Селенистая	H_2SeO_3	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$3,2 \cdot 10^{-9}$	
Селенисто- водородная	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	
Селеновая	H_2SeO_4		$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Серная	H_2SO_4		$1,15 \cdot 10^{-2}$	
Сернистая	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	
Сероводородная	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$2,5 \cdot 10^{-13}$	
Синильная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$		
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$2,5 \cdot 10^{-1}$	$1,9 \cdot 10^{-2}$	
Угольная	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	
Уксусная	CH_3COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$		
Фосфористая	H_3PO_3	$3,1 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-7}$	
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$5,0 \cdot 10^{-13}$
Фтористоводоро дная	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$		
Хлористая	HClO_2	$1,1 \cdot 10^{-2}$		
Хлорноватистая	HClO	$3,0 \cdot 10^{-8}$		
Хромовая	H_2CrO_4	$1,6 \cdot 10^{-1}$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	$5,4 \cdot 10^{-5}$	



Основания				
Алюминия гидроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$			$1 \cdot 10^{-9}$
Аммония гидроксид	NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Беррилия 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 (I) гидроксид	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	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	$4,9 \cdot 10^{-7}$	



Литература

1. 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.- 679с.
2. 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.
3. Неорганическая химия. Химия элементов: Учебник в 2 томах/ Ю.Д. Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н.Григорьев, А.Ю. Цивадзе – 2 изд., перераб. и доп. –М.: Изд-во МГУ; ИКЦ «Академкнига», 2007.-537 с.
4. 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.
5. 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.
6. Общая химия: учебник / А.В. Жолнин; под ред. В.А. Попкова, А.В. Жолнина. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2012. – 400 с.
7. Кожина Л.Ф., Капустина Е.В.Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов: Учебное пособие. – Саратов.: Изд-во «Научная книга», 2008. – 64 с.
8. 1000 задач по химии с цепочками превращений и контрольными тестами для школьников и абитуриентов / А.И. Врублевский. –Мр.: ООО «Юнипресс», 2003. – 400 с.
9. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. Пособие. 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш.шк.; Изд. Центр «Академия», 1999. – 368 с.
10. Кожина Л.Ф., Косырева И.В., Крылатова Я.Г. Комплексные соединения в неорганической химии.Учебно-методическое пособие для студентов



направления «Педагогическое образование» профиль «Химия» Ч.1.

Основные понятия химии комплексных соединений. Электронный ресурс.

2017. – 48 с. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1803.pdf

11. Кожина Л.Ф., Косырева И.В., Крылатова Я.Г. Комплексные соединения в неорганической химии. Ч.2. Строение комплексных соединений. Учебно-

методическое пособие для студентов направления «Педагогическое образование» профиль «Химия». Электронный ресурс. 2017. – с.

http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1824.pdf

12. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. М., 1979. С. 92-101.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. Чернышевского