

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА	4
Практическая работа 1. Химия s-элементов.....	6
Практическая работа 2. Химические свойства p-элементов IIIА группы	13
Практическая работа 3. Химические свойства p-элементов IVА группы и их соединений	18
Практическая работа 4. Химические свойства p-элементов VA группы и их соединений.....	29
Практическая работа 5. Химические свойства p-элементов VIA группы и их соединений	39
Практическая работа 6. Химические свойства p-элементов VIIА группы и их соединений	47
Практическая работа 7. Водород. Физико-химические свойства водорода	58
Практическая работа 8. Химия d-элементов. Хром, марганец.....	63
Практическая работа 9. Свойства d-элементов VIII группы. Подгруппа железа	74
Практическая работа 10. Химия d-элементов: медь, серебро, цинк, ртуть. Координационные соединения d-элементов	91
СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ.....	101

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Одна из основных задач дисциплины «Неорганическая химия» – формирование у студентов современных представлений о строении вещества и свойствах соединений элементов.

В результате проведения практических работ студенты развивают навыки проведения лабораторного эксперимента. Основное внимание уделено познавательному значению опыта, умению наблюдать тонкие особенности реакций и делать по ним правильные выводы о свойствах соединений. Также обучающиеся отрабатывают приёмы работы с цифровой лабораторией по химии, осваивают методику демонстрационного опыта, определяя его место в школьном курсе химии, его дидактические возможности и последовательности проведения совместно с объяснением студента – будущего учителя химии.

Лабораторный практикум по неорганической химии в Шадринском государственном педагогическом университете проводится фронтальным способом. Это означает, что вся группа (12-14 человек) решает задачу, относящуюся к одной и той же теме. Перед выполнением работы проводится семинар, на котором рассматриваются теоретические вопросы, относящиеся к данной теме, и прорешиваются задания. Такой способ проведения практикума позволяет студентам проработать материал в определенной логической последовательности в соответствии с планом чтения лекций, разобрать практически все основные вопросы, связанные с теоретическим обоснованием работы и ходом ее выполнения.

Пособие содержит описание десяти работ, посвященных неорганической химии, которые преследуют цель экспериментально подтвердить теоретические положения и формирование навыков проведения лабораторных работ с осваиванием техники обращения с

химическими реактивами и оборудованием, приемов проведения химических операций, методов обработки данных, сопоставление и анализирование результатов опытов с формулировкой выводов. В связи с этим в каждой практической работе представлен краткий теоретический материал и экспериментальная часть. Акцент сделан на химические опыты с цифровым оборудованием – датчиками цифровой лаборатории по химии, где более подробно представлен алгоритм проведения опыта.

Пособие предназначено для студентов, обучающихся по направлению Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки) (профиль «Биология и география», профиль «Химия»). Оно будет полезно бакалаврам и преподавателям естественно-научных направлений педвузов, слушателям курсов повышения квалификации учителей. Пособие также может быть использовано школьниками, интересующимися естественно-научными проблемами.

Представленные в пособии опыты прошли апробацию в педагогическом вузе. Практика использования цифровой лаборатории показала, что цифровая лаборатория как техническое средство обучения нового поколения позволяет добиться высокого уровня усвоения знаний, повысить химическую грамотность, способствует развитию индивидуальных способности и профессиональных компетенций у студентов – будущих учителей химии.

Учебно-методическое пособие подготовлено при финансовой поддержке научно-исследовательских работ по приоритетным направлениям деятельности вузов партнёров ЮУрГГПУ и ШГПУ в 2024 году по теме «Формирование предметных компетенций у студентов в области химии элементов средствами цифровой лаборатории Педагогического кванториума» (№16-378 от 2 мая 2024 г.).

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА 1

ХИМИЯ S-ЭЛЕМЕНТОВ

Цель работы: познакомиться с соединениями s-элементов IA и IIA групп и их химическими свойствами.

Теоретическая часть

Химическими элементами I группы главной подгруппы являются литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций. Химическими элементами II группы главной подгруппы являются бериллий, магний, кальций, стронций, барий, радий. Элементы этих двух групп называют щелочными (I группа) и щелочноземельными (II) металлами.

Особенностью щелочных металлов является то, что на внешней оболочке у них только один электрон, а также они хорошо вступают в реакции (табл. 1). К их физическим свойствам относят мягкость этих металлов, серебристый цвет, возможность разрезать ножом. Щелочные металлы чрезвычайно активны в химических реакциях, поэтому опыты с их применением опасны и в учебных лабораториях не проводятся. Среди соединений щелочных металлов наибольшее практическое значение имеют NaCl , NaOH , Na_2CO_3 , NaHCO_3 .

Щелочноземельные металлы схожи со щелочными своим серебристым оттенком. Из отличий выделяют наличие двух электронов на внешнем уровне, меньшая способность к реакциям с другими элементами (табл. 2), а также более высокие температуры кипения и плавления. Среди s-элементов второй группы особое положение занимает бериллий, гидроксид которого нерастворим и является амфотерным соединением, а растворимые соли гидролизуются по катиону. Магний не взаимодействует с водой при обычных условиях, так как образующийся на его поверхности слой гидроксида нерастворим и обладает защитными свойствами. Но при

нагревании $Mg(OH)_2$ растворяется, поэтому реакция магния с горячей водой идет без кинетических затруднений. Гидроксид магния, как и гидроксид бериллия, – слабое основание, но, в отличие от $Be(OH)_2$, он не амфотерен.

Кальций, стронций, барий – активные щелочноземельные металлы. Они взаимодействуют с водой, образуя при этом гидроксиды растворимы в воде и являются щелочами. Но многие соли щелочноземельных металлов, в отличие от солей щелочных металлов, нерастворимы в воде. Опыты по изучению растворимости карбонатов, сульфатов кальция, стронция и бария имеют практическое значение.

Таблица 1

Химические свойства элементов I группы главной подгруппы

Химические свойства	Примеры
Реакция с кислородом	<p>Все щелочные металлы реагируют с кислородом. Литий образует оксид:</p> $4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$ <p>Натрий образует пероксид:</p> $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$ <p>Калий, рубидий и цезий образуют супероксиды: $K + O_2 \rightarrow KO_2$</p>
Реакция с неметаллами	<p>Щелочные металлы одновалентны и проявляют постоянную степень окисления +1 в различных соединениях:</p> $2Li + H_2 \rightarrow 2LiH$ $2Na + F_2 \rightarrow 2NaF$ $6K + N_2 \rightarrow 2K_3N$ $2Na + S \rightarrow Na_2S$
Реакция с водой	<p>Все щелочные металлы бурно реагируют с водой, при этом может произойти воспламенение или даже взрыв:</p> $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$
Окрашивание пламени (цвет)	<p>Литий (Li) – алый; натрий (Na) – желтый; калий (K) – фиолетовый; рубидий (Rb) – темно-красный, цезий (Cs) – синий.</p>
Реакция с кислотами	<p>Щелочноземельные металлы стоят в ряду активности левее водорода, следовательно, они способны вытеснить водород из кислот:</p>

Химические свойства	Примеры
	$\text{Ba} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
Реакция с неметаллами	<p>Щелочноземельные металлы реагируют с кислородом, образуя оксиды с общей формулой MeO:</p> $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ <p>Реагируют с галогенами:</p> $\text{Ca} + \text{I}_2 \rightarrow \text{CaI}_2$ <p>При нагревании реагируют также с серой, азотом, водородом и углеродом:</p> $\text{Mg} + \text{S} \xrightarrow{(\text{t})} \text{MgS}$ $3\text{Ca} + \text{N}_2 \xrightarrow{(\text{t})} \text{Ca}_3\text{N}_2$ $\text{Ca} + \text{H}_2 \xrightarrow{(\text{t})} \text{CaH}_2$ $\text{Ca} + 2\text{C} \xrightarrow{(\text{t})} \text{CaC}_2$
Реакция с водой	<p>Щелочноземельные металлы реагируют с холодной водой с образованием соответствующих гидроксидов. Исключением являются бериллий, который не реагирует с водой, и магний, который реагирует при нагревании.</p> $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{(\text{t})} \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$
Окрашивание пламени (цвет)	Бериллий (Be) – красный; магний (Mg) – ярко-белый (сильное выделение тепла); кальций (Ca) – оранжево-красный; стронций (Sr) – карминово-красный; барий (Ba) – желтовато-зелёный; радий (Ra) – тёмно-красный.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Сравнение термической устойчивости карбонатов

В отдельные пробирки с газоотводными трубками возьмите карбонаты магния, кальция, стронция и бария. Укрепите пробирки в штативе и прокалите в пламени горелки. Газообразные продукты отведите в стаканы с раствором $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Объясните последовательность помутнения растворов. Составьте уравнения реакций.

Опыт 2. Сравнение химической активности оксидов и растворимости гидроксидов s-элементов II группы

а) Оксиды магния, кальция, помещенные в сухие тигли, смочите 2-3 каплями дистиллированной воды. Отметьте, в каком случае наблюдается наиболее энергичное взаимодействие.

б) К равным объемам растворов солей кальция, стронция, бария в отдельных пробирках прилейте одинаковый объем гидроксида натрия. Обратите внимание на массу выпавшего осадка в каждой пробирке и дайте объяснение. Составьте уравнения реакций.

Опыт 3. Взаимодействие магния с водой

Возьмите кусочек магниевой ленты и очистите её поверхность от оксида наждачной бумагой. В пробирку внесите 6-7 капель дистиллированной воды и опустите в неё очищенный магний. Отметьте отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагрейте пробирку на спиртовке. Что наблюдается? Прибавьте к полученному раствору одну каплю фенолфталеина. Образование каких ионов в растворе приводит к появлению окраски фенолфталеина? Опишите опыт, ответьте на вопросы и напишите уравнение взаимодействия магния с водой при нагревании.

Опыт 4. Взаимодействие магния с кислотами

В четыре пробирки опустите по кусочку магниевой стружки. В одну пробирку внесите 5-6 капель 2 н. соляной кислоты, в другую такое же количество капель 2 н. серной кислоты, в третью – концентрированной серной кислоты, в четвертую – 2 н. азотной кислоты (*опыты с концентрированной серной и азотной кислотами проводятся в вытяжном шкафу!*). По окраске и запаху определите выделяющиеся из пробирок газы. Напишите уравнения реакций.

Опыт 5. Получение оксида магния и взаимодействие его с водой

Возьмите щипцами кусочек магниевой стружки и подожгите его в пламени спиртовки. Как только магний загорится, выньте его из пламени и держите над тиглем. Образовавшийся оксид магния сбросьте в тигель, прибавьте туда же несколько капель дистиллированной воды, размешайте всё стеклянной палочкой и перелейте содержимое тигля в пробирку. Почему жидкость мутная? Докажите образование в растворе $\text{Mg}(\text{OH})_2$, добавив одну каплю фенолфталеина.

Напишите уравнения реакций образования MgO и его превращения в $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Объясните, почему при обработке оксида магния водой получается мутный раствор.

Опыт 6. Получение гидроксида магния и взаимодействие его с кислотой и солями аммония

В двух пробирках получите гидроксид магния действием раствора щелочи на раствор соли магния. В одну пробирку прибавьте по каплям 2 н. соляную кислоту до полного растворения осадка. В другую пробирку внесите по каплям 2 н. раствор хлорида аммония также до полного растворения осадка.

Напишите уравнения реакций получения $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и его взаимодействия с HCl и NH_4Cl . Объясните, почему гидроксид магния взаимодействует с кислотой и с хлоридом аммония.

Опыт 7. Получение магнезального цемента

В фарфоровой чашке растворите 1-2 г $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в минимальном объеме воды. К раствору добавьте 1-2 г MgO . Смесь размешайте до получения тестообразной массы. Объясните, почему эта масса затвердевает.

Опыт 8. Получение карбоната натрия

Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 прокалите в фарфоровом тигле до прекращения выделения водяных паров. Продукт охладите, растворите в воде и испытайте раствор кислотными индикаторами. Сравните характер гидролиза гидрокарбоната и карбоната натрия. Составьте уравнения реакций.

Опыт 9. Окрашивание пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов

Вариант 1.

Опыт проводится в вытяжном шкафу. В шесть фарфоровых тиглей поместите по половине шпателя соединений лития, натрия, калия, кальция, стронция, бария. Залейте соли до половины объема тиглей этиловым спиртом, перемешайте с целью некоторого растворения соединений в спирте и подожгите. Наблюдайте окрашивание пламени, которое особенно заметно в конце горения.

Отметьте цвет пламени, укажите практическое значение опыта.

Вариант 2.

Подожгите фитиль спиртовой горелки. Отметьте цвет пламени. Внесите в пламя нихромовую проволоку. Отметьте цвет пламени.

Смочите проволоку в растворе хлорида калия и внесите в пламя горелки. Промойте проволоку в растворе соляной кислоты и далее смочите в растворе хлорида натрия и внесите в пламя горелки.

Аналогично проведите с раствором хлорида лития.

Запишите, как изменялся цвет пламени при внесении проволоки, смоченной в хлоридах щелочных металлов.

Опыт 10. Гидролиз солей щелочных металлов

В четыре химических стакана поместите соли: нитрат калия, сульфид натрия, хлорид калия, карбонат натрия.

В каждый стакан прилейте по 2 мл дистиллированной воды.

Подготовьте к работе цифровой датчик рН среды по инструкции:

1. Промывалкой с дистиллированной водой сполосните нижнюю часть щупа цифрового датчика, после чего высушите его фильтровальной бумагой.

2. Подключите цифровой мультидатчик с помощью специального провода к ноутбуку, затем включите его, нажав на кнопку питания, и запустите программу измерений.

3. Подключите к цифровому мультидатчику датчик рН среды.

4. Погрузите щуп цифрового датчика рН среды в раствор первого стакана и нажмите на «Пуск».

5. Подождите 5-7 секунд, пока установятся показания, затем нажмите на «Пауза». Зафиксируйте полученные результаты в тетрадь.

6. Выньте датчик рН среды из стакана, промойте его щуп дистиллированной водой и промокните фильтровальной бумагой.

7. Повторите 4-6 пункты с остальными растворами, фиксируя полученные данные в тетрадь.

В каких стаканах произошел гидролиз (характер среды стал щелочным)? Запишите уравнения гидролиза.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА 2

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА P-ЭЛЕМЕНТОВ IIIA ГРУППЫ

Цель работы: познакомиться с некоторыми p-элементами III группы (бор и алюминий) и их соединениями, изучить их химические свойства.

Теоретическая часть

Химическими элементами III группы главной подгруппы являются бор, алюминий, галлий, индий, таллий, ниhoний.

У этих элементов на внешнем энергетическом уровне 3 электрона и относятся они к p-элементам. В соединениях проявляют степень окисления +3, за исключением таллия, для которого более устойчивой является степень окисления +1.

В IIIA группе металлические свойства слабее, чем в предыдущих. Бор является неметаллом, алюминий металлом, проявляющим амфотерные свойства, таллий металлом, близким по свойствам к щелочным металлам (табл. 3).

Таблица 3

Химические свойства элементов III группы главной подгруппы

Название химического элемента	Химические свойства
Бор	<p>В нормальных условиях бор инертен и способен взаимодействовать только с фтором: $2B + 3F_2 = 2BF_3$</p> <p>Взаимодействие с галогенами, азотом, фосфором и углеродом при нагревании: $2B + 3Cl_2 = 2BCl_3$ (800°C)</p> <p style="text-align: center;">$2B + N_2 = 2BN$ (900°C)</p> <p>Взаимодействие с кислородом при нагревании:</p> <p style="text-align: center;">$4B + 3O_2 = 2B_2O_3$ (700°C)</p> <p>При высоких температурах бор проявляет восстановительные свойства:</p> <p style="text-align: center;">$3SiO_2 + 4B = 3Si + 2B_2O_3$</p>

Название химического элемента	Химические свойства
	$3P_2O_5 + 10B = 5B_2O_3 + 3P_2$
Алюминий	<p>Алюминий – сильный восстановитель. Поэтому он реагирует со многими неметаллами.</p> <p>Взаимодействие с галогенами: $2Al + 3I_2 \rightarrow 2AlI_3$</p> <p>Взаимодействие с серой: $2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$</p> <p>Взаимодействие с фосфором: $Al + P \rightarrow AlP$</p> <p>Взаимодействие с азотом при нагревании:</p> $2Al + N_2 \rightarrow 2AlN (1000^\circ C)$ <p>Взаимодействие с углеродом: $4Al + 3C \rightarrow Al_4C_3$</p> <p>Взаимодействие с кислородом: $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$</p> <p>Взаимодействие с минеральными кислотами (с соляной, фосфорной и разбавленной серной кислотами):</p> $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$ <p>Взаимодействие с разбавленной азотной кислотой:</p> $10Al + 36HNO_{3(разб)} \rightarrow 3N_2 + 10Al(NO_3)_3 + 18H_2O$ $8Al + 30HNO_{3(оч.разб)} \rightarrow 8Al(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O$ <p>Взаимодействие со щелочами:</p> $2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$ <p>Алюмотермия – процесс восстановления металлов из оксидов:</p> $2Al + 3CuO \rightarrow 3Cu + Al_2O_3 (1000-1100^\circ C)$ $8Al + 3Fe_3O_4 \rightarrow 4Al_2O_3 + 9Fe$ <p>Взаимодействие с сильными окислителями:</p> $2Al + 3Na_2O_2 \rightarrow 2NaAlO_2 + 2Na_2O$ $10Al + 6KMnO_4 + 24H_2SO_4 \rightarrow 5Al_2(SO_4)_3 + 6MnSO_4 + 3K_2SO_4 + 24H_2O$ $Al + 3KMnO_4 + 4KOH \rightarrow 3K_2MnO_4 + K[Al(OH)_4]$ $4Al + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2Cr + 2KAlO_2 + Al_2O_3$

Оксиды и гидроксиды бора и алюминия амфотерны, причём у этих соединений бора преобладают кислотные свойства, а у соединений алюминия – основные. Необычной особенностью оксида бора является его склонность к стеклообразованию. В этом проявляется диагональное сходство бора с кремнием. Устойчивые к действию химических реактивов и термостойкие боратные стекла

используются для изготовления лабораторной посуды.

Из соединений алюминия самое широкое применение имеет сульфат алюминия, который используется как наполнитель при изготовлении бумаги, для осветления воды (осаждения взвешенных частиц) и в других производствах.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Гидратация оксида бора (III)

Получите оксид бора B_2O_3 обезвоживанием борной кислоты H_3BO_3 . Для этого тигель с H_3BO_3 нагрейте сначала осторожно, затем на сильном огне. После остывания полученную массу хорошо разотрите в ступке. Оксид бора (III) выставьте на воздух и наблюдайте, что с ним происходит. Напишите уравнения образования HBO_2 и H_3BO_3 при гидратации B_2O_3 .

Опыт 2. Получение эфира ортоборной кислоты (качественная реакция на соединения бора)

В тигель внесите на кончике шпателя кристаллы буры, смочите их концентрированной серной кислотой, налейте 2-3 мл этилового спирта. Размешайте смесь стеклянной палочкой и подожгите образовавшийся эфир. Отметьте окраску пламени.

Какие свойства, кислотные или основные, проявляет в данном случае H_3BO_3 ? Напишите уравнение взаимодействия этанола с ортоборной кислотой с образованием борноэтилового эфира $B(OC_2H_5)_3$.

Опыт 3. Получение высокомолекулярных стекловидных метаборатов. Получение окрашенных перлов буры

Накалите нихромовую проволоку в окислительном пламени

горелки и прикоснитесь к кристаллам буры. Прилипшие к проволоке кристаллы нагрейте на пламени горелки до их плавления. Проволоку с образовавшимся прозрачным стекловидным полиметаборатом опустите в пробирку с раствором соли кобальта и нагрейте до плавления. Составьте уравнения реакций. Опишите наблюдаемые явления. Аналогичные опыты проделайте с солями хрома и никеля.

Опыт 4. Обнаружение оксидной пленки на поверхности алюминия

В пламени горелки нагрейте до плавления алюминиевую проволоку, держа ее щипцами. Почему расплавленный металл не отделяется от проволоки.

Опыт 5. Отношение алюминия к кислотам и щелочам

Испытайте действие растворов кислот разной концентрации и щелочей на алюминий. Составьте уравнения реакций.

Опыт 6. Получение гидроксида алюминия (III) и его амфотерность

Получите гидроксид алюминия (III) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и исследуйте его отношение к кислотам, щелочам и раствору аммиака.

Сделайте выводы о химической природе $\text{Al}(\text{OH})_3$. Составьте уравнения реакций.

Опыт 7. Гидролиз соединений алюминия (III)

1. К хлориду алюминия AlCl_3 (либо сульфату алюминия) прилейте по каплям дистиллированную воду и наблюдайте, что при этом происходит. Опытным путем установите характер среды раствора. Измерения проведите с помощью универсальной индикаторной бумаги и цифрового датчика pH. Составьте уравнения

Конец ознакомительного фрагмента.

Приобрести книгу можно

в интернет-магазине

«Электронный универс»

e-Univers.ru