

**Учреждение образования
«БЕЛОРУССКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ
СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»**

Кафедра химии

ХИМИЯ

Лабораторный практикум

**Лабораторная работа
Химия s-элементов**

Лабораторная работа

Химия s-элементов

Цель работы: изучение свойств важнейших соединений щелочных металлов и s-элементов второй группы.

Оборудование и материалы: кусочки мрамора или мела, гранулы цинка, кусочки магниевой ленты, конц. соляная кислота, растворы хлоридов или нитратов лития, натрия, калия, бериллия, магния, кальция, стронция и бария, карбоната натрия, гидрокарбоната натрия, сульфата натрия, оксалата аммония, хромата калия, 2 н. растворы соляной кислоты, серной кислоты, азотной кислоты, хлорида аммония; этиловый спирт, фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага, стеклянная трубка, пробирки, фарфоровые тигли, микрошпатель.

Ход работы. К s-элементам, в атомах которых валентные электроны находятся на s-подуровнях, относятся два неметалла (H, He), элементы главной подгруппы первой группы (щелочные металлы) и элементы главной подгруппы второй группы периодической системы Д.И. Менделеева. В данной работе изучаются свойства наиболее распространенных s-элементов – металлов и их соединений.

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, Na₂CO₃, NaHCO₃. Эти вещества использовались во многих предыдущих работах, однако некоторые опыты полезно повторить: получение хлора из NaCl, гидролиз Na₂CO₃ и другие.

Среди s-элементов второй группы особое положение занимает бериллий, гидроксид которого нерастворим и является амфотерным соединением, а растворимые соли гидролизуются по катиону. По-своему интересен магний: этот металл 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 щелочно-земельные металлы. Они взаимодействуют с водой, образующиеся при этом гидроксиды растворимы в воде и являются щелочами. Но многие соли щелоч-

ноземельных металлов, в отличие от солей щелочных металлов, нерастворимы в воде. Опыты по изучению растворимости карбонатов, сульфатов и хроматов кальция, стронция и бария имеют практическое значение.

Соединения щелочных и щелочно-земельных металлов окрашивают пламя горящего спирта в различные цвета, что используется в фотометрических методах анализа. Этот опыт проводится последним для всей студенческой группы преподавателем.

Опыт 1. Гидролиз карбонатов и гидрокарбонатов щелочных металлов. С помощью универсальной индикаторной бумаги определить среду и водородный показатель растворов Na_2CO_3 , NaHCO_3 и K_2CO_3 .

В отчете привести значения pH, написать уравнения гидролиза и ответить на следующие вопросы: а) почему водородный показатель растворов Na_2CO_3 и K_2CO_3 выше семи и практически одинаков? б) почему среда раствора гидрокарбоната близка к нейтральной?

Опыт 2. Гидроксид бериллия и его свойства. Поместить в пробирку 5–6 капель раствора соли бериллия и добавить (по каплям) раствор щелочи до образования осадка гидроксида бериллия. Осадок разделить на две части; на одну часть осадка подействовать соляной кислотой, на другую – избытком щелочи.

В отчете описать опыт и привести уравнения реакций получения $\text{Be}(\text{OH})_2$ и его взаимодействия с кислотой и щелочью. Сделать вывод о свойствах гидроксида бериллия. Написать схемы его диссоциации по основному и кислотному типу. Привести название комплексного соединения, образующегося при взаимодействии $\text{Be}(\text{OH})_2$ с избытком щелочи. Объяснить, почему бериллий образует комплексные соединения и почему его координационное число равно четырем.

Опыт 3. Гидролиз солей бериллия. С помощью универсальной индикаторной бумаги определить водородный показатель раствора хлорида (или нитрата) бериллия. В отчете привести значение pH и написать уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Взаимодействие магния с водой. Взять кусочек магниевой ленты и очистить её поверхность от оксида наждачной бумагой. В пробирку внести 6–7 капель дистиллированной воды и опустить в неё очищенный магний. Отметить отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагреть пробирку на спиртовке. Что наблюдается? Прибавить к полученному раствору одну каплю фенолфталеина. Образование, каких ионов в растворе приводит к появлению окраски фенолфта-

леина? В отчете описать опыт, ответить на вопросы и написать уравнение взаимодействия магния с водой при нагревании.

Опыт 5. Взаимодействие магния с кислотами. В четыре пробирки опустить по кусочку магниевой стружки. В одну пробирку внести 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 определить выделяющиеся из пробирок газы. В отчете описать опыт и написать уравнения реакций.

Опыт 6. Получение оксида магния и взаимодействие его с водой. Взять щипцами кусочек магниевой стружки и поджечь его в пламени горелки. Как только магний загорится, вынуть его из пламени и держать над тиглем. Образовавшийся оксид магния сбросить в тигель, прибавить туда же несколько капель дистиллированной воды, размешать всё стеклянной палочкой и перелить содержимое тигля в пробирку. Почему жидкость мутная? Доказать образование в растворе $Mg(OH)_2$, добавив одну каплю фенолфталеина.

В отчете описать опыт. Написать уравнения реакций образования MgO и его превращения в $Mg(OH)_2$. Объяснить, почему при обработке оксида магния водой получается мутный раствор.

Опыт 7. Получение гидроксида магния и взаимодействие его с кислотой и солями аммония. В двух пробирках получить гидроксид магния действием раствора щелочи на раствор соли магния. В одну пробирку прибавить по каплям 2 н. соляную кислоту до полного растворения осадка. В другую пробирку внести по каплям 2 н. раствор хлорида аммония также до полного растворения осадка.

В отчете описать опыт. Написать уравнения реакций получения $Mg(OH)_2$ и его взаимодействия с HCl и NH_4Cl . Объяснить, почему гидроксид магния взаимодействует с кислотой и с хлоридом аммония.

Опыт 8. Получение оксида и гидроксида кальция. Кусочек мрамора поместить в сухой фарфоровый тигель и поставить прокаливаться в горячую муфельную печь при температуре $900\text{--}950^\circ\text{C}$. Примерно через 20–25 минут щипцами перенести тигель в эксикатор. После охлаждения вынуть тигель из эксикатора и добавить в него 8–10 капель воды. Размешать образовавшийся гидроксид кальция и дать осадку отстояться. Несколько капель полученного раствора перенести пипеткой в пробирку и добавить одну каплю фенолфталеина. Наблюдать изменение окраски индикатора.

Сульфаты кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки сульфатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором сульфата натрия. Подействовать на полученные сульфаты 2 н. соляной кислотой. Наблюдается ли при этом протекание реакций? В отчете написать уравнения реакций

Описать опыт и написать уравнения реакций разложения карбоната кальция при нагревании и взаимодействия оксида кальция с водой. Как называется вторая реакция в технике? Какое техническое название имеет гидроксид кальция? Как называется раствор гидроксида кальция в воде?

Опыт 9. Карбонат и гидрокарбонат кальция. *Получение CaCO_3 и $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.* Наполнить пробирку на половину её высоты известковой водой и пропустить через нее углекислый газ из аппарата Киппа. Отметить появление взвеси карбоната кальция. Продолжать пропускать диоксид углерода до исчезновения взвеси вследствие образования растворимого гидрокарбоната кальция. Как называется вода, содержащая растворенные гидрокарбонаты кальция и магния? Раствор сохранить для следующего опыта. В отчете описать наблюдаемые явления и написать уравнения реакций: а) образования карбоната кальция при взаимодействии углекислого газа с известковой водой; б) растворения карбоната кальция под действием диоксида углерода и воды с образованием гидрокарбоната. Указать практическое значение данного опыта.

Устранение временной жесткости воды. Разделить полученный в опыте раствор гидрокарбоната кальция на две части, перелив половину его в другую пробирку. В одну пробирку добавить 1–2 капли раствора щелочи, наблюдать образование осадка CaCO_3 . Другую пробирку прокипятить на горелке. Наблюдать образование такого же осадка.

В отчете описать опыт и привести уравнения реакций разрушения гидрокарбоната кальция при кипячении и при взаимодействии со щелочью. Указать практическое значение данного опыта.

Опыт 10. Свойства нерастворимых солей. *Карбонаты кальция, стронция, бария.* Получить в трех пробирках осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором соды. Подействовать на полученные карбонаты раствором 2 н. соляной кислоты, добавляя её по каплям. В отчете написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, объяснить их протекание. Указать практическое значение данного опыта.

Сульфаты кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки сульфатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором сульфата натрия. Подействовать на полученные сульфаты 2 н. соляной кислотой. Наблюдается ли при этом протекание реакций? В отчете написать уравнения реакций образования сульфатов и объяснить, почему они не взаимодействуют с соляной кислотой. Указать практическое значение данного опыта.

Оксалаты кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки оксалатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором оксалата аммония. Испытать действие соляной кислоты на осадки оксалатов. В отчете написать уравнения реакций образования оксалатов и их растворения в соляной кислоте.

Хроматы кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки хроматов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором хромата калия. Отметить их цвет. Испытать действие уксусной кислоты на осадки хроматов. Какой из них не растворяется в уксусной кислоте? Хромат, не растворяющийся в уксусной кислоте, получить повторно и подействовать на него соляной кислотой. В отчете написать уравнения реакций а) образования хроматов кальция, стронция и бария; б) их взаимодействия с уксусной кислотой; в) взаимодействие хромата бария с соляной кислотой. Указать практическое значение данного опыта.

Опыт 11. Окрашивание пламени солями щелочных и щелочно-земельных металлов. Опыт проводится в вытяжном шкафу. В шесть фарфоровых тиглей поместить по половине микрошпателя соединений лития, натрия, калия, кальция, стронция, бария. Залить соли до половины объема тиглей этиловым спиртом, перемешать с целью некоторого растворения соединений в спирте и поджечь. Наблюдать окрашивание пламени, которое особенно заметно в конце горения. В отчете описать опыт и указать его практическое значение.

ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Барковский, Е. В. Аналитическая химия: Учеб.пособие/ Е. В. Барковский. – Мн.: Высш. шк., 2004. – 351 с.
3. Барковский, Е. В. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: Учеб.пос./ Е. В. Барковский, С. В. Ткачев и др. – М.: Высш. шк., 1997. –126 с.
4. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.–М.:ООО«Издательство Астрель»,2004.–383с
5. Ким, А.М. Органическая химия: Учеб.пособие/ А. М. Ким. – 3-е изд., испр. и доп. – Новосибирск: Сиб. унив. изд-во, 2002. – 971 с.
6. Князев Д. А. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Д. А. Князев, С. Н. Смартыгин. – М.: Высш. шк., 1990. – 430 с.
7. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
8. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
9. ХИМИЯ. Неорганическая химия:Учебно-методический комплекс: О. В. Поддубная, И.В. Ковалева. –Горки: БГСХА, 2010. – 169 с.
10. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: Учебник для вузов/ Н. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 403 с.
11. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб.пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.

Дополнительная:

1. Алешин, В.А. Практикум по неорганической химии/ В.А. Алешин[и др.] –М.: Издат. Центр”академия”, 2004. – 384 с.
2. Волков А.И.Метод молекулярных орбиталей: Учеб.пособие / А.И. Волков. – Минск : Новое знание, 2006. – 133 с.
3. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб.пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Высш. шк., 2003. – 96 с.
4. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: Учебник для почвенно-агрохимических специальностей / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Высш. шк., 1991. – 354 с.
5. Жарский, И. М.Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб.пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
6. Зайцев, О. С. Исследовательский практикум по общей химия: Учеб.пособие. / О. С. Зайцев. – М.: Изд-во МГУ, 1994. – 480 с.
7. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебник для вузов/ Ю.А. Ершов, В.А. Попков и др. 6-е изд.,стер. М.: Высш. шк., 2007. – 560с.
- 8.Практикум по общей и биоорганической химии: Учеб.пособие для студ. высш. учеб. заведений / под ред. В. А. Попкова. – 3-е изд. – М.: Изд. центр «Академия», 2008. – 240 с.
- 9.Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
10. Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.

Составители
Поддубная Ольга Владимировна
Ковалева Ирина Владимировна
Мохова Елена Владимировна