

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова»

Многопрофильный колледж



УТВЕРЖДАЮ
Директор
С.А. Махновский
«09.» 02. 2022г.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ
ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ**

**по учебному предмету
ЭК.03 ХИМИЯ**

**для обучающихся специальности
23.02.04 Техническая эксплуатация подъемно-транспортных, строительных, дорожных
машин и оборудования (по отраслям)**

Магнитогорск, 2022

ОДОБРЕНО

Предметной комиссией
«Математических и естественнонаучных дисциплин»
Председатель Е.С. Корытникова
Протокол № 5 от 19.01.2022 г.

Методической комиссией МпК

Протокол № 4 от 09.02.2022 г.

Составитель (и):

преподаватель ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И.Носова» МпК Людмила Николаевна Алдошкина
преподаватель ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И.Носова» МпК Наталья Александровна Петровская

Методические указания по выполнению практических лабораторных работ разработаны на основе рабочей программы учебного предмета «Химия».

СОДЕРЖАНИЕ

1 Введение	4
2 Методические указания	
Практическая работа 1	5
Практическая работа 2	8
Практическая работа 3	10
Лабораторная работа 1	12
Лабораторная работа 2	14
Лабораторная работа 3	15

1 ВВЕДЕНИЕ

Важную часть теоретической и профессиональной практической подготовки обучающихся составляют практические и лабораторные занятия.

Состав и содержание практических и лабораторных занятий направлены на реализацию Федерального государственного образовательного стандарта среднего общего образования.

Ведущей дидактической целью практических занятий является формирование учебных практических умений решать задачи химии, необходимых в последующей учебной деятельности.

Ведущей дидактической целью лабораторных занятий является экспериментальное подтверждение и проверка существенных теоретических положений (законов, зависимостей).

В соответствии с рабочей программой учебного предмета «Химия» предусмотрено проведение практических и лабораторных занятий.

В результате их выполнения, у обучающегося должны быть сформированы следующие результаты:

Предметные:

ПР1- сформированность представлений о месте химии в современной научной картине мира; понимание роли химии в формировании кругозора и функциональной грамотности человека для решения практических задач;

ПР2- владение основополагающими химическими понятиями, теориями, законами и закономерностями; уверенное пользование химической терминологией и символикой;

ПР3- владение основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдение, описание, измерение, эксперимент; умение обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;

ПР4- сформированность умения давать количественные оценки и проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям;

ПР5- владение правилами техники безопасности при использовании химических веществ;

ПР6- сформированность собственной позиции по отношению к химической информации, получаемой из разных источников.

Метапредметные:

МР4- готовность и способность к самостоятельной информационно-познавательной деятельности, владение навыками получения необходимой информации из словарей разных типов, умение ориентироваться в различных источниках информации, критически оценивать и интерпретировать информацию, получаемую из различных источников;

МР5- умение использовать средства информационных и коммуникационных технологий (далее - ИКТ) в решении когнитивных, коммуникативных и организационных задач с соблюдением требований эргономики, техники безопасности, гигиены, ресурсосбережения, правовых и этических норм, норм информационной безопасности.

Личностные:

ЛР5- сформированность основ саморазвития и самовоспитания в соответствии с общечеловеческими ценностями и идеалами гражданского общества; готовность и способность к самостоятельной, творческой и ответственной деятельности;

ЛР9- готовность и способность к образованию, в том числе самообразованию, на протяжении всей жизни; сознательное отношение к непрерывному образованию как условию успешной профессиональной и общественной деятельности;

ЛР14 - сформированность экологического мышления, понимания влияния социально-экономических процессов на состояние природной и социальной среды; приобретение опыта эколого-направленной деятельности.

Выполнение практических/лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия» направлено на:

- обобщение, систематизацию, углубление, закрепление, развитие и детализацию полученных теоретических знаний по конкретным темам учебной дисциплины;

- формирование умений применять полученные знания на практике, реализацию единства интеллектуальной и практической деятельности;

- формирование и развитие умений: наблюдать, сравнивать, сопоставлять, анализировать, делать выводы и обобщения, самостоятельно вести исследования, пользоваться различными

приемами измерений, оформлять результаты в виде таблиц, схем, графиков;

- приобретение навыков работы с различными приборами, аппаратурой, установками и другими техническими средствами для проведения опытов;

- выработку при решении поставленных задач профессионально значимых качеств, таких как самостоятельность, ответственность, точность, творческая инициатива.

Практические/лабораторные занятия проводятся после соответствующей темы, которая обеспечивает наличие знаний, необходимых для выполнения практических работ.

2 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Тема 1.2 Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева. Строение атома

Практическое занятие № 1

Составление электронных и электронно-графических формул атомов химических элементов. Характеристика элементов с учетом местонахождения в периодической системе.

Цель работы: научиться составлять электронные и электронно-графические формулы атомов химических элементов. По периодической системе Д.И. Менделеева определять характеристику элементов с учетом местонахождения в периодической системе.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- **характеризовать:** элементы малых периодов по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов;

Материальное обеспечение:

Таблица Д.И. Менделеева, конспект лекции.

Задание:

1. Составьте электронные и электронно-графические формулы, охарактеризуйте химические свойства элементов по плану.

Ход работы:

1. Изучить план характеристики химического элемента.

I. Символ химического элемента и его название.

II. Положение химического элемента в периодической системе элементов Д. И. Менделеева:

1. порядковый номер;
2. номер периода;
3. номер группы;
4. подгруппа (главная или побочная).

III. Строение атома химического элемента:

1. заряд ядра атома;
2. относительная атомная масса химического элемента;
3. число протонов;
4. число электронов;
5. число нейтронов;
6. число электронных уровней в атоме.

IV. Электронная и электронно-графическая формулы атома, его валентные электроны.

V. Тип химического элемента (металл или неметалл, s-, p-, d-или f-элемент).

VI. Формулы высшего оксида и гидроксида химического элемента, характеристика их свойств (основные, кислотные или амфотерные).

VII. Сравнение металлических или неметаллических свойств химического элемента со свойствами элементов-соседей за периодом и подгруппой.

Например, дадим характеристику химического элемента с порядковым номером 15 и его соединениям по положению в периодической системе элементов Д. И. Менделеева и строению атома.

I. Химический элемент номер 15 - Фосфор. Его символ P.

II. Фосфор находится в главной подгруппе V группы, в 3-м периоде.

III. Заряд ядра атома фосфора равна +15. Относительная атомная масса фосфора равна 31. Ядро атома содержит 15 протонов и 16 нейтронов ($31 - 15 = 16$). Атом фосфора имеет три энергетических уровня, на которых находятся 15 электронов.

IV. Составляем электронную и электронно-графическую формулы атома, отмечаем его валентные электроны.

Электронная формула атома фосфора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Электронно-графическая формула внешнего уровня атома фосфора: на третьем энергетическом уровне на 3s-подуровне находятся два электрона (в одной клетке записываются две стрелки, имеющие противоположное направление), на три p-подуровне находятся три электрона (в каждой из трех клеток записываются по одной стрелке, имеют одинаковое направление). Валентными электронами являются электроны внешнего уровня, то есть электроны $3s^2 3p^3$

V. Фосфор - неметалл. Поскольку в последнее подуровнем в атоме фосфора, который заполняется электронами, p -подуровень, Фосфор относится к семейству p-элементов.

VI. Высший оксид фосфора P_2O_5 проявляет свойства кислотного оксида. Гидроксид, который соответствует высшему оксиду, H_3PO_4 , проявляет свойства кислоты. Подтвердим указанные свойства уравнениями соответствующих химических реакций.

VII. Сравним неметаллические свойства фосфора со свойствами элементов-соседей за периодом и подгруппой.

Соседом фосфора по подгруппе является азот. Соседями фосфора за периодом является кремний и Сера. Неметаллические свойства атомов химических элементов главных подгрупп с ростом порядкового номера растут в периодах и снижаются в группах. Поэтому неметаллические свойства фосфора более выражены, чем у кремния и менее выражены, чем у азота и серы.

1. По плану дать характеристику 3 химическим элементам Периодической системы Д.И. Менделеева.

Форма предоставления результата

Выполненное упражнение

Критерии оценки: оценка индивидуальных образовательных достижений по результатам текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации производится в соответствии с универсальной шкалой:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо
70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно

Тема 1.4. Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация

Практическое занятие № 2

Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация»

Цель работы: Обобщение материала по основным положениям теории электролитической диссоциации и генетической связи неорганических веществ

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять уравнения реакций в молекулярном, ионном и кратком ионном виде;
- по таблице растворимости определять ильные электролиты и слабые.

Материальное обеспечение:

Конспект лекций, таблица растворимости.

Задание:

1. Прodelайте реакции между растворами:
2. Пользуясь имеющимися реактивами, осуществите реакции, схемы
3. Пользуясь имеющимися реактивами, получите
4. Осуществите превращения

Ход работы:

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, пробиркодержатель, растворы H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , $NaOH$, $CuCl_2$, $CaCl_2$, $FeCl_3$, Na_2CO_3 , K_2CO_3 , $AgNO_3$, $Zn(NO_3)_2$, $CuSO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$, $BaCl_2$, $NaCl$.

Первый вариант выполняет из каждой задачи пример, а второй – пример б.

1. Прodelайте реакции между растворами:

- а) Na_2CO_3 и HNO_3 , $NaOH$ и $SiCl_2$;
- б) K_2CO_3 и HCl , $Fe_2(SO_4)_3$ и $NaOH$;

Напишите уравнение химических реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

2. Пользуясь имеющимися реактивами, осуществите реакции, схемы которых приведены ниже:

- а) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$
- б) $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

Напишите уравнение химической реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

3. Пользуясь имеющимися реактивами, получите:

- а) хлорид серебра
- б) гидроксид меди (II)

Напишите уравнение химической реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

4. Осуществите превращения:

- а) сульфат меди (II) \rightarrow оксид меди (II)
- б) хлорид железа (III) \rightarrow оксид железа (III)

Напишите уравнение химических реакций.

По итогам проведенных опытов заполните таблицу, сделайте вывод.

Форма предоставления результата

Выполненное упражнение

Критерии оценки: оценка индивидуальных образовательных достижений по результатам текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации производится в соответствии с универсальной шкалой:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо

70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно

Тема 1.6 Химические реакции

Практическое занятие № 3

Расчет скоростей химических реакций. Упражнения на смещение химического равновесия. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса. Определение окислителей и восстановителей.

Цель работы: рассчитывать скорость; определять зависимость скорости реакции от разных факторов; определять условия протекания реакций в нужном направлении. Уравнивать окислительно-восстановительные реакции; определять окислитель и восстановитель.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- рассчитывать скорость реакций;
- определять зависимость скорости реакции от разных факторов;
- определять условия протекания реакций в нужном направлении;
- уравнивать окислительно-восстановительные реакции;
- определять окислитель и восстановитель.

Материальное обеспечение:

Таблица Д.И. Менделеева, конспект лекции.

Задание:

I. Коллективная работа (задачи для совместного решения):

1. Рассчитайте скорость реакции $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(гaз)}$, если концентрация O_2 за 10 с изменяется от 20 моль/л до 30 моль/л. Увеличивается или уменьшается скорость реакции?
2. Рассчитайте, как изменится скорость реакции $2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2$, если
 - а) концентрация SO_3 с 1 моль/л увеличится до 3 моль/л;
 - б) температура снизится на $30^{\circ}C$ (температурный коэффициент $\gamma=2$).
3. Укажите, какие факторы (температура, давление, концентрации) и каким образом (повысить или понизить) нужно изменить, чтобы сдвинуть вправо химическое равновесие системы:

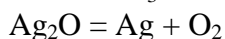
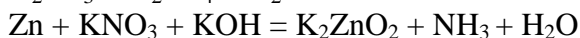
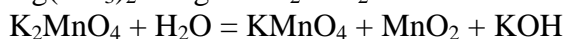
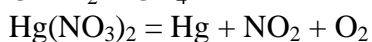
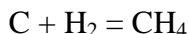


II. Самостоятельная работа (задачи для самостоятельного решения):

1. Рассчитайте скорость реакции $2C + O_2 \rightleftharpoons 2CO$, если концентрация O_2 за 5 с изменяется от 20 моль/л до 5 моль/л. Увеличивается или уменьшается скорость реакции?
2. Рассчитайте, как изменится скорость реакции $2C + O_2 \rightleftharpoons 2CO$, если:
 - а) концентрацию кислорода увеличить с 2 моль/л до 5 моль/л;
 - б) температуру снизить с $60^{\circ}C$ до $20^{\circ}C$ (температурный коэффициент скорости этой реакции принять $\gamma=2$).
3. Укажите, какие факторы (температура, давление, концентрации) и каким образом (повысить или понизить) нужно изменить, чтобы сдвинуть вправо химическое равновесие системы:



4. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:



Форма представления результата:

Выполненные упражнения и произведенные расчеты.

Критерии оценки: оценка индивидуальных образовательных достижений по результатам текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации производится в соответствии с универсальной шкалой:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо
70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно

Тема 1.4 Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация.

Лабораторная работа № 1

Реакции ионного обмена. Испытание растворов солей индикаторами.

Цель работы: определять среду растворов веществ; составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде; проводить реакции взаимодействия солей с кислотами, щелочами и между собой.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять характер среды в водных растворах неорганических соединений.

Материальное обеспечение:

Реактивный штатив с набором реактивов (щелочи, кислоты, соли), индикаторы, пробирки, пипетки, промывалка с дистиллированной водой.

Задание:

1. Вспомнить правила по технике безопасности при проведении лабораторных работ.
2. Прочитать инструкцию по проведению опытов.
3. Приготовить необходимую химическую посуду и оборудование для проведения опытов.
4. Провести опыты.
5. Оформить лабораторную работу.

Ход работы:

Опыт № 1. Взаимодействие кислот и оснований (реакция нейтрализации).

Порядок выполнения работы:

1. Налейте в пробирку 5-10 капель раствора щелочи и 1-2 капли раствора фенолфталеина. Наблюдайте изменение цвета.
2. Затем добавляйте по 1 капле раствора кислоты (HCl или H₂SO₄), встряхивая пробирку. Отметьте изменение цвета с малинового до бесцветного после прибавления некоторого количества кислоты.
3. Почему раствор обесцветился не сразу?
4. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.
5. Сделайте вывод о том, что образуется в результате реакции нейтрализации.

Опыт № 2. Действие на растворы солей растворами щелочей.

Порядок выполнения опыта:

1. В одну пробирку налейте 5-10 капель раствора соли железа (III)-(FeCl₃), в другую соли меди (II)-(CuSO₄).
2. В обе пробирки по каплям приливайте раствор щелочи (KOH или NaOH).
3. Наблюдайте образование осадков бурого и голубого цвета.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
5. Сделайте вывод о взаимодействии солей со щелочами.

Опыт № 3. Действие на растворы солей растворами кислот.

Порядок выполнения опыта:

1. В пробирку налейте 10 капель раствора соды – карбоната натрия Na₂CO₃.
2. Добавьте по каплям раствора кислоты (HCl или H₂SO₄).
3. Наблюдайте выделение газа.
4. Написав уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, объясните, пузырьки какого газа выделяются.
5. Сделайте вывод о взаимодействии солей с кислотами.

Опыт № 4. Взаимодействие солей между собой.

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора соли Pb(NO₃)₂ (Pb(CH₃COO)₂) и прилейте 1-2 капли раствора иодида калия KI. Наблюдайте образование желтого осадка иодида свинца (II) PbI₂.

2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета образовавшихся осадков и исходных растворов и названия веществ.

3. Сделайте вывод о взаимодействии солей.

Опыт № 5. Действие растворов солей, кислот и щелочей на индикаторы. Гидролиз солей

Порядок выполнения работы:

1. На полоску универсальной индикаторной бумажки нанесите по 1 капле раствора соляной или серной кислоты (HCl, H₂SO₄), раствора щелочи (KOH или NaOH) и дистиллированной воды. Отметьте цвет, запишите в таблицу. По шкале универсальной индикаторной бумаги определите значение pH растворов, запишите в таблицу.

2. В одну пробирку налейте 5 капель кислоты (любой), во вторую пробирку 5 капель раствора щелочи, в третью дистиллированную воду. Добавьте во все пробирки немного д. H₂O и по 1-2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте цвет раствора. Запишите в таблицу.

3. На полоску универсальной индикаторной бумажки нанесите по 1 капле раствора Al₂(SO₄)₃ (FeCl₃, Fe₂(SO₄)₃, FeSO₄), раствора Na₂CO₃ (K₂CO₃, NaCH₃COO) и раствора NaCl (KCl, Na₂SO₄). Отметьте цвет, запишите в таблицу. По шкале универсальной индикаторной бумаги определите значение pH растворов, запишите в таблицу.

4. Сделайте вывод о действии растворов веществ на индикаторы, определите реакцию среды растворов, учитывая, что при pH ≈ 7 – среда нейтральная, при pH > 7 – среда щелочная, а при pH < 7 – среда кислая. Заполните последний столбец таблицы.

5. По значению среды растворов заполните в таблице строки столбца, указывающего на цвет индикатора фенолфталеина в растворах солей. Подтвердите свои выводы опытным путем. В три пробирки налейте по 5 капель растворов соответствующих солей, используемых в п. 3. Добавьте во все пробирки немного д. H₂O и по 1-2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте цвет раствора.

6. Напишите уравнения электролитической диссоциации каждого из веществ.

7. Объясните, присутствием каких ионов обусловлены кислая среда и щелочная среда растворов.

8. Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.

Таблица наблюдений:

Форма предоставления результата

(Отчет о проделанной работе, выводы на каждый опыт, заполненная таблица, вывод по всей лабораторной работе)

Раствор вещества	Цвет индикатора		pH раствора (по шкале универ. индикат. бум.)	Среда раствора
	Фенолфталеин	Универсальный		
HCl (H ₂ SO ₄)				
KOH (NaOH)				
H ₂ O				
Al ₂ (SO ₄) ₃ (FeCl ₃)				
Na ₂ CO ₃				
NaCl (Na ₂ SO ₄)				

Критерии оценки: оценка индивидуальных образовательных достижений по результатам текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации производится в соответствии с универсальной шкалой:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо

70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно

Тема 1.5 Классификация неорганических соединений и их свойства

Лабораторная работа № 2

Качественные реакции на хлорид-, сульфат-, силикат- и карбонат- ионы.

Цель работы: научиться составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде; проводить реакции взаимодействия солей с кислотами и между собой; проводить качественные реакции взаимодействия на на хлорид-, сульфат-, силикат- и карбонат-анионы.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде;
- проводить реакции взаимодействия солей с кислотами и между собой;
- проводить качественные реакции взаимодействия на на хлорид-, сульфат-, силикат- и карбонат-анионы.

Материальное обеспечение:

Реактивный штатив с набором реактивов (щелочи, кислоты, соли), пробирки, пипетки.

Задание:

1. Вспомнить правила по технике безопасности при проведении лабораторных работ.
2. Прочитать инструкцию по проведению опытов.
3. Приготовить необходимую химическую посуду и оборудование для проведения опытов.
4. Провести опыты.
5. Оформить лабораторную работу.
- 6.

Ход работы:

Опыт № 1. Обнаружение хлорид-аниона Cl^- .

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора соли NaCl (KCl или раствора соляной кислоты HCl) и прилейте 1-2 капли раствора нитрата серебра AgNO₃. Наблюдайте образование белого творожистого осадка хлорида серебра AgCl.
2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета образовавшихся осадков и исходных растворов и названия веществ.

Опыт № 2. Обнаружение сульфат-аниона SO_4^{2-} .

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора, содержащего сульфат-анион SO_4^{2-} (Na₂SO₄, ZnSO₄, FeSO₄, H₂SO₄ и т.п.) и прилейте 1-2 капли раствора хлорида бария BaCl₂. Наблюдайте образование белого кристаллического осадка сульфата бария BaSO₄.
2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета образовавшихся осадков и исходных растворов и названия веществ.

Опыт № 3. Обнаружение силикат-аниона SiO_3^{2-} .

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора, содержащего силикат-анион SiO_3^{2-} (Na₂SiO₃, K₂SiO₃ и т.п. или клей силикатный канцелярский) и прилейте 1-2 капли раствора соляной HCl или серной кислоты H₂SO₄. Наблюдайте образование кремниевой кислоты H₂SiO₃ в виде студня или белых хлопьев.
2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета образовавшихся осадков и исходных растворов и названия веществ.

Опыт № 4. Обнаружение карбонат-аниона CO_3^{2-} .

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора, содержащего карбонат-анион CO_3^{2-} (Na_2CO_3 , K_2CO_3 , $NaHCO_3$ и т.п.) и прилейте 1-2 капли раствора соляной HCl или серной кислоты H_2SO_4 . Наблюдайте выделение пузырьков газа. Какой газ выделяется?
2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета исходных и образовавшихся растворов и названия веществ.

Форма предоставления результата

Отчет о проделанной работе, уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, выводы на каждый опыт, вывод по всей лабораторной работе.

Критерии оценки: оценка индивидуальных образовательных достижений по результатам текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации производится в соответствии с универсальной шкалой:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо
70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно

Тема 1.6. Химические реакции

Лабораторная работа № 3

Определение сред растворов различных классов веществ с помощью различных индикаторов.

Цель работы: определение рН растворов кислот, оснований и солей различными методами (растворы индикаторов, универсальная индикаторная бумага); изучение некоторых свойств водных растворов солей, связанных с процессом гидролиза, определить, от каких факторов и как зависит глубина гидролиза.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- Определять рН растворов;
- Определение рН раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги;
- Определять Реакцию среды растворов различных средних солей;
- Описывать случаи полного гидролиза.

Материальное обеспечение:

Реактивный штатив с набором реактивов (щелочи, кислоты, соли), пробирки, пипетки.

Задание:

7. Вспомнить правила по технике безопасности при проведении лабораторных работ.
8. Прочитать инструкцию по проведению опытов.
9. Приготовить необходимую химическую посуду и оборудование для проведения опытов.
10. Провести опыты.
10. Оформить лабораторную работу.

Ход работы:

Основные понятия: ионное произведение воды, водородный показатель среды рН, гидролиз.

Реактивы:

1. 0,1 н. раствор соляной кислоты HCl;
2. 0,1 н. раствор гидроксида натрия NaOH;
3. буферные растворы с рН 5,0 и 8,0;
4. хлорид калия KCl кристаллический;
5. сульфат алюминия $Al_2(SO_4)_3$ кристаллический;
6. силикат натрия Na_2SiO_3 кристаллический;
7. ацетат натрия CH_3COONa кристаллический;
8. ацетат аммония CH_3COONH_4 кристаллический;
9. 0,5 М раствор карбоната натрия Na_2CO_3 ;
10. 0,5 М раствор сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$;
11. растворы фенолфталеина, лакмуса, метилового оранжевого, метилового красного;
12. универсальная индикаторная бумага.

Вспомогательное оборудование:

1. пробирки;
2. стеклянная палочка.

Опыт №1. Визуально-колориметрический метод определения рН раствора.

Существуют различные методы определения рН растворов. Одним из методов является колориметрический метод, основанный на применении реагентов, которые изменяют окраску в зависимости от концентрации ионов водорода. Такие реагенты называют кислотно-основными индикаторами. Они представляют собой слабые органические кислоты или основания, недиссоциированные молекулы и ионы которых имеют разную окраску при различных значениях рН. Интервал рН, в котором индикатор меняет свою окраску, называют интервалом рН перехода окраски индикатора.

Например, равновесия ионизации лакмуса и фенолфталеина в растворах могут быть представлены следующими схемами:

а) лакмус:

б) фенолфталеин:

Равновесие диссоциации индикатора может смещаться под действием кислот или оснований влево или вправо соответственно. Так, в растворе лакмуса в интервале значений рН от 0 до 5,0 (до интервала перехода) в растворе будет преобладать протонированная форма индикатора, и раствор окрасится в красный цвет. При $\text{pH} > 8,0$ (за интервалом перехода) в растворе в большем количестве присутствуют депротонированные частицы индикатора и раствор имеет синюю окраску. В интервале перехода и протонированная, и депротонированная формы индикатора присутствуют в соизмеримых количествах, поэтому раствор имеет промежуточную окраску, то есть фиолетовую. Сопоставляя действие исследуемого раствора на различные индикаторы нетрудно определить рН исследуемого раствора (см. табл. 1).

Таблица 1. Интервалы перехода окраски некоторых кислотно-основных индикаторов

Индикатор	Интервал рН перехода окраски	Окраска до интервала перехода	Окраска в интервале перехода	Окраска за интервалом перехода
метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	красный	оранжевый	оранжево-желтый
метиловый красный	4,4 – 6,2	красный	оранжевый	желтый
лакмус	5,0 – 8,0	красный	фиолетовый	синий
фенолфталеин	8,0 – 9,8	бесцветный	бледно-розовый	малиновый

Для проведения эксперимента получите у преподавателя исследуемый раствор. Возьмите 4 пробирки. Поместите в каждую пробирку одинаковое количество (2-3 см³) раствора и добавьте по капле растворы имеющихся индикаторов. Отметьте цвет раствора в каждой пробирке. Результаты исследований оформите в виде таблицы. На основании полученных данных определите значение рН выданного раствора.

Таблица 2. Результаты исследования рН растворов

Индикатор	Окраска исследуемого раствора	Порядок величины рН раствора	рН исследуемого раствора
Метиловый оранжевый Метиловый красный Лакмус Фенолфталеин			

Опыт №2. Определение рН раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги.

рН исследуемого раствора можно определить не только с помощью индикатора, но и с помощью индикаторной бумаги, например, лакмусовой. Лакмусовая бумага представляет собой полоску фильтровальной бумаги, пропитанной раствором лакмуса, который предварительно подкрашивают добавлением очень малого количества кислоты (“красная лакмусовая бумага”) или щелочи (“синяя лакмусовая бумага”). Если при нанесении стеклянной палочкой на синюю лакмусовую бумагу капли исследуемого раствора она краснеет, то реакция раствора кислая рН 5. Посинение красной лакмусовой бумаги от капли исследуемого раствора показывает, что он имеет щелочную реакцию рН 8. Применение бумаги требует меньшей затраты раствора, однако окраски получатся менее яркими и, кроме того, несколько изменятся в связи с адсорбцией бумагой растворенных веществ. Удобнее пользоваться так называемыми “универсальными индикаторами”, это смеси отдельных индикаторов, изменяющие окраску в широком интервале рН. Также используют индикаторную бумагу, пропитанную раствором универсального индикатора и

высушенную. К пачке бумаги прилагается цветная шкала, показывающая, какие окраски принимает бумага при различных величинах pH.

Для проведения опыта стеклянной палочкой нанесите на полоску универсальной индикаторной бумаги 1-2 капли исследуемого раствора. Сразу же сравните окраску сырой бумаги с цветной шкалой. Сделайте вывод о значении pH исследуемого раствора. Укажите реакцию его среды и вычислите концентрацию ионов водорода.

Опыт №3. Реакция среды растворов различных средних солей.

Практика показывает, что не только растворы кислот и оснований, но и солей могут иметь щелочную или кислую реакцию, причиной чего является процесс гидролиза.

Обменное взаимодействие ионов соли водой, в результате которого образуются слабый электролит и происходит смещение равновесия диссоциации воды, называется гидролизом. Процесс гидролиза, определяющийся в первую очередь природой соли, преимущественно протекает по иону слабого электролита:

1. Соли сильного основания и сильной кислоты при растворении в воде не гидролизуются, и раствор соли имеет нейтральную реакцию;
2. Соли сильного основания и слабой кислоты подвергаются гидролизу по аниону, раствор соли имеет щелочную реакцию;
3. Гидролиз соли слабого основания и сильной кислоты будет протекать по катиону, раствор соли имеет кислую реакцию;
4. Гидролиз соли, образованной слабыми основанием и кислотой протекает одновременно и по катиону, и по аниону, реакция среды в растворах подобных солей зависит от относительной силы кислоты и основания.

Реакции гидролиза, как правило, обратимы. Необратимо гидролизуются только те соли, продукты гидролиза которых уходят из раствора в виде нерастворимых или газообразных продуктов. Такой тип гидролиза характерен для солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой. При растворении в воде таких солей образуются малодиссоциирующие кислота и основание.

В шесть пробирок налейте нейтральный раствора лакмуса. Одну из пробирок оставьте в качестве контрольной, а в остальные добавьте по одному микрошпателю солей: в первую – ацетата натрия CH_3COONa , во вторую – сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, в третью – силиката натрия Na_2SiO_3 , в четвертую – ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, в пятую – хлорида калия.

Какой реакции среды следует ожидать в растворах указанных средних солей?

Размешайте раствор в каждой пробирке отдельной палочкой. Как изменилась окраска раствора лакмуса при добавлении каждой соли? Какая реакция среды характеризуется получившимся цветом лакмуса?

Повторите опыт, используя вместо кристаллических солей их 0,1 н. растворы, а раствор лакмуса замените универсальной индикаторной бумагой. Результаты наблюдений оформите в виде таблицы.

Таблица 3. Результаты исследования pH растворов некоторых средних солей с использованием раствора лакмуса.

№ п/п	Формула соли	Окраска лакмуса	Порядок pH в растворе	Окраска универсальной индикаторной бумаги	pH раствора

В результате какого процесса могли появиться избыточные ионы H^+ или OH^- в водных растворах средних солей?

Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза соответствующих солей. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение реакции лишь для первой степени, так как практически при данной концентрации раствора последующие степени гидролиза протекают очень слабо. Сформулируйте определение процесса гидролиза и сделайте общий вывод о реакции водных растворов солей, образованных:

а). сильным основанием и сильной кислотой

- б). сильным основанием и слабой кислотой;
- в). слабым основанием и сильной кислотой;
- г). слабым основанием и слабой кислотой.

Опыт № 4. Особые случаи полного гидролиза.

В две пробирки внесите по 6-8 капель раствора трихлорида алюминия. В одну пробирку добавьте такой же объем раствора сульфата аммония, в другую – раствор карбоната натрия. Наблюдайте в обеих пробирках выпадение осадка гидроксида алюминия, сопровождающееся в первом случае газообразного сероводорода (отметьте запах), в другом – пузырьков диоксида углерода.

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Почему в данных реакциях не образуются сульфид и карбонат алюминия? Почему хлорид алюминия подвергается ступенчатому гидролизу, а сульфид алюминия – полному?

Форма предоставления результата

Отчет о проделанной работе, уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, выводы на каждый опыт, вывод по всей лабораторной работе.

Критерии оценки: оценка индивидуальных образовательных достижений по результатам текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации производится в соответствии с универсальной шкалой:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо
70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно