

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



**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ДЛЯ ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ
УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
ООД. 14 Химия**

для обучающихся специальности

**15.02.12 Монтаж, техническое обслуживание и ремонт промышленного оборудования (по
отраслям)**

Магнитогорск, 2022

ОДОБРЕНО

Предметной комиссией
«Математических и естественнонаучных дисциплин»
Председатель Е.С. Корытникова
Протокол № 10 от 22.06.2022 г.

Методической комиссией МпК
Протокол № бот 29.06.2022 г.

Составители:

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	6
Практическая работа 2	11
Практическая работа 3	13
Практическая работа 4	15
Практическая работа 5	19
Практическая работа 6	23
Практическая работа 7	24
Практическая работа 8	27
Практическая работа 9	28
Практическая работа 10	29
Практическая работа 11	30
Практическая работа 12	33
Практическая работа 13	34
Практическая работа 14	35
Практическая работа 15	37
Лабораторная работа 1	39
Лабораторная работа 2	42
Лабораторная работа 3	45
Лабораторная работа 4	46
Лабораторная работа 5	49
Лабораторная работа 6	52
Лабораторная работа 7	55
Лабораторная работа 8	58
Лабораторная работа 9	61
Лабораторная работа 10	62

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 1.1 Основные понятия и законы химии. Периодический закон. Строение атома

Практическое занятие № 1 Расчёты по химическим формулам и уравнениям

Цель работы: научиться определять молярную массу веществ, процентное содержание элементов в веществе, выполнять расчёты по уравнениям реакций.

Выполнив работу, Вы будете:

- определять молярную массу и количество вещества;
- определять процентное содержание элементов в веществе;
- выполнять расчёты по уравнениям реакций.

Материальное обеспечение:

Таблица Д.И. Менделеева, конспект лекции.

Пользуясь алгоритмом решения типовых задач, выполните задания:

Ход работы:

1. Определите какое количество вещества содержится в 1 кг H_2O и в 1 кг $Zn(NO_3)_2$.
2. Определите процентное содержание серы в оксиде серы (IV).
3. Определите объем, который занимает 1 кг углекислого газа при:
а) нормальных условиях;
б) $p=10^6$ Па; $T=300$ К.
4. Определите, сколько сульфата бария получится при взаимодействии 20,8 г $BaCl_2$ с Na_2SO_4 , если:
а) практический выход равен теоретическому;
б) практический выход составляет 99% от теоретического.
Уравнение реакции $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow 2NaCl + BaSO_4$.
5. Сколько водорода (m , V) можно получить при взаимодействии 1 кг железных стружек с соляной кислотой, если неметаллических примесей в стружке 2%, а практический выход водорода составляет 99%.
Уравнение реакции $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$.

Алгоритмы решения типовых задач

I. Определение молярной массы и количества вещества.

Задача. Определить количество вещества гидроксида кальция, находящееся в 296 г этого вещества.

Дано: $m_{Ca(OH)_2} = 296$ г	Решение: 1) Определим молярную массу гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ $\mu_{Ca(OH)_2} = 40 + 2(16 + 1) = 74$ г/моль
$v_{Ca(OH)_2} = ?$	2) Определим количество вещества $Ca(OH)_2$ $v_{Ca(OH)_2} = \frac{m_{Ca(OH)_2}}{\mu_{Ca(OH)_2}} = \frac{296}{74} = 4$ МОЛЬ

Ответ: $v_{Ca(OH)_2} = 4$ моля

II. Определение процентного содержания элемента в веществе.

Для решения задач данного типа нужно использовать понятие массовой доли компонента в смеси ω (омега).

$$\omega_1 = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + m_3 + \dots} \quad \text{или} \quad \omega_1 = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + m_3 + \dots} \cdot 100\%, \quad \text{где } m_1; m_2; m_3 - \text{соответственно, масса 1, 2,}$$

3-его компонента.

Массовая доля безразмерная величина или измеряется в %, тогда говорят о процентном содержании компонента.

Задача.

Определить содержание железа и кислорода в оксиде железа (III) – Fe_2O_3 .

Дано:	Решение:
Fe_2O_3	1) Предположим, для расчета взяли 1 моль
$\omega_{\text{Fe}} = ?$	вещества Fe_2O_3 , то есть
$\omega_{\text{O}} = ?$	$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = m_{\text{смеси}} = \mu_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot 1 \text{ моль} = (56 \cdot 2 + 16 \cdot 3) \cdot 1 =$ 160 г
	2) Определим массовую долю железа в оксиде Fe_2O_3
	$\omega_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} \cdot 100\% = \frac{56 \cdot 2}{160} \cdot 100\% = 73\%$
	3) Определим массовую долю кислорода в оксиде Fe_2O_3
	$\omega_{\text{O}} = 100\% - 73\% = 27\%$
	<i>Ответ:</i> $\omega_{\text{Fe}} = 73\%$; $\omega_{\text{O}} = 27\%$.

III. Определение объема газа, если известна масса этого газа.

Задача.

Определите объем, который занимают 64 г кислорода O_2 при:

а) $P = 10^5 \text{ Па}$, $T = 273 \text{ К}$ (н.у.)

б) $P = 10^6 \text{ Па}$, $T = 373 \text{ К}$

Дано:	Решение:
$m_{\text{O}_2} = 64 \text{ г}$	<i>1 способ</i>
а) $P^0 = 10^5 \text{ Па}$	1) Определим, сколько молей составляют 64 г O_2 .
$T^0 = 273 \text{ К}$	$\nu_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{\mu_{\text{O}_2}} = \frac{64}{32} = 2 \text{ моля}$
б) $P = 10^6 \text{ Па}$	2) Определим объем O_2 при нормальных условиях.
$T = 373 \text{ К}$	$V_{\text{O}_2}^0 = V_{\mu} \cdot \nu_{\text{O}_2} = 22,4 \cdot 2 = 44,8 \text{ л}$
$V_{\text{O}_2}^0 = ?$	
$V_{\text{O}_2} = ?$	

3) Определим объем O_2 при $P = 10^6 \text{ Па}$ и $T = 373 \text{ К}$

$$\frac{PV}{T} = \frac{P^0V^0}{T^0}$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{P^0V^0T}{PT^0} = \frac{10^5 \cdot 44,8 \cdot 373}{10^6 \cdot 273} = 6,12 \text{ л}$$

2 способ

1) Определим объем кислорода при нормальных условиях из уравнения Менделеева-Клапейрона.

$$pV = \frac{m}{\mu} RT$$

$$\mu_{O_2} = 32 \text{ г/моль}; \quad R = 8,3 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$V_{O_2}^0 = \frac{mRT^0}{P^0 \mu_{O_2}} = \frac{64 \cdot 8,3 \cdot 273}{10^2 \cdot 32} = 44,6 \text{ л}$$

2) Определим объем кислорода при $P=10^6$ Па и $T=373$ К

$$V_{O_2} = \frac{mRT}{P \cdot \mu_{O_2}} = \frac{64 \cdot 8,3 \cdot 373}{1000 \cdot 32} = 6,12 \text{ л}$$

Ответ: $V_{O_2}^0=44,8$ л; $V_{O_2}=6,12$ л.

IV. Расчеты по уравнениям реакций.

Задача.

Сколько водорода можно получить, если с соляной кислотой прореагирует 6,5 г цинка (ответ выразить в л, г, молях при н.у.)

Дано:	Решение:
$m_{Zn} = 6,5 \text{ г}$	1) Составить уравнение реакции
$m_{H_2} = ?$	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
$v_{H_2} = ?$	2) Определить число молей Zn
$V_{H_2} = ?$	$v_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{\mu_{Zn}} = \frac{6,5}{65} = 0,1 \text{ моль}$
	3) Составить пропорцию по уравнению реакции и определить v_{H_2}
	1 моль Zn – 1 моль H_2
	0,1 моль Zn – x моль H_2
	$v_{H_2} = x = \frac{0,1 \cdot 1}{1} = 0,1 \text{ моль}$
	4) Выразим количество водорода в г и л
	$m_{H_2} = \mu_{H_2} \cdot v_{H_2} = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ г}$
	$V_{H_2} = v_{H_2} \cdot \mu_{H_2} = 22,4 \cdot 0,1 = 2,24 \text{ л}$

Ответ: $m_{H_2} = 0,2$ г; $V_{H_2} = 2,24$ л; $v_{H_2} = 0,1$ моль

V. Задачи на примеси.

Задача.

Сколько негашеной извести CaO можно получить из 1 т известняка, содержащего 90% карбоната кальция ?

Дано:	Решение:
$m_{изв} = 1000 \text{ кг}$	1) Составим уравнение термического разложения карбоната кальция.
$\omega_{CaCO_3} = 90\%$	$CaCO_3 \xrightarrow{t^0} CaO + CO_2$
$m_{CaO} = ?$	2) Определим массу карбоната кальция в 1 т известняка.
	$\omega_{CaCO_3} = \frac{m_{CaCO_3} \cdot 100\%}{m_{изв}}$
	$m_{CaCO_3} = \frac{m_{изв} \cdot \omega_{CaCO_3}}{100\%} = \frac{1000 \cdot 90}{100} = 900 \text{ кг}$

3) Составим пропорцию по уравнению реакции.

$$\mu_{CaCO_3} = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100 \text{ г/моль}$$

$$\mu_{CaO} = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль}$$

$$100 \text{ г} - 56 \text{ г}$$

$$900 \text{ кг} - m_{CaO}$$

$$m_{CaO} = \frac{900 \cdot 56}{100} = 514 \text{ кг}$$

Ответ: $m_{CaO} = 514 \text{ кг}$

VI. Задачи на теоретический и практический выход продуктов реакции.

Очень часто при протекании химической реакции выход продуктов оказывается меньше теоретически рассчитанного из-за потерь и обратимости процессов.

Задача.

Сколько хлорида серебра можно получить по реакции $AgNO_3 + KCl \rightarrow AgCl + KNO_3$, если в растворе было 16,9 г нитрата серебра, а практический выход продуктов составляет 99%.

Дано:

$$m_{AgNO_3} = 16,9 \text{ г}$$

практ.

выход=99%

Решение:

1) Определим m_{AgCl} (теор.), используя пропорцию.

$$\mu_{AgNO_3} = 107 + 14 + 48 = 169 \text{ г/моль}$$

$$\mu_{AgCl} = 107 + 35,5 = 142,5 \text{ г/моль}$$

$$169 \text{ г} - 142,5 \text{ г}$$

$$16,9 \text{ г} - m_{AgCl} \text{ (теор.)}$$

$$m_{AgCl} = \frac{16,9 \cdot 142,5}{169} = 14,25 \text{ г}$$

2) Определим m_{AgCl} (практ.)

$$14,25 - 100\%$$

$$m_{AgCl} \text{ (практ.)} - 99\%$$

$$m_{AgCl} \text{ (практ.)} = \frac{14,25 \cdot 99\%}{100\%} = 14,1 \text{ г}$$

$$m_{AgCl}^{\text{практ.}} = ?$$

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 1.1 Основные понятия и законы химии. Периодический закон. Строение атома

Практическое занятие № 2

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

1.2 Строение вещества. Виды химической связи. Вода, растворы. Электролитическая диссоциация

Практическое занятие № 3

Решение 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

1.2 Структура вещества. Типы химической связи. Вода, растворы. Электролитическая диссоциация

Практическое занятие № 4 Способы выражения концентрации растворов

Цель работы: Формирование базовых знаний о способах определения свойств и концентраций растворов и навыков проведения расчетов.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- вычислять состав и количества индивидуальных веществ в растворах

Материальное обеспечение:

Конспект лекций, таблица растворимости, таблица Д.И. Менделеева

Ход работы:

1. В 500 г воды растворено 50 г кристаллогидрата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Вычислите массовые доли кристаллогидрата и сульфата меди в растворе.
2. Рассчитайте, сколько граммов $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необходимо для приготовления 2 кг 10%-ого раствора сульфата железа?
3. Рассчитайте массовую долю серной кислоты после выпаривания 50 г воды из 300 г 40 %-ного раствора серной кислоты.
4. Какова молярная концентрация эквивалента (нормальность) и какова молярность 10 %-ного раствора азотной кислоты? Плотность раствора $\rho = 1,054$ г/мл.
5. Чему равна массовая доля 0,2М раствора сульфата аммония с плотностью $\rho = 1,015$ г/мл?
6. Сколько миллилитров 70 %-ного раствора уксусной кислоты с плотностью $\rho = 1,0686$ г/мл (уксусная эссенция) требуется для получения 500 мл 9 %-ного раствора CH_3COOH , имеющего плотность $\rho = 1,0112$ г/мл, и 6 %-ного раствора CH_3COOH ($\rho = 1,0069$ г/мл)? 9 %-ный и 6 %-ный растворы CH_3COOH называют столовым уксусом.

Алгоритмы решения типовых задач

Концентрацией раствора называют содержание растворенного вещества в определенном массовом или объемном количестве раствора или растворителя. В химической практике наиболее часто используются следующие величины, выражающие содержание растворенного вещества в растворе:

Ø **Массовая доля** растворенного вещества (ω). Массовая доля представляет собой отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора. Это безразмерная величина, выражаемая в долях от единицы или в процентах.

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р}}} \quad \text{или} \quad \omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р}}} \cdot 100\%$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса растворенного вещества, г;

$m_{\text{р}}$ – масса раствора, г.

Масса раствора представляет собой сумму масс растворенного вещества и растворителя:

$$m_{\text{р}} = m + m_{\text{р-ля}}$$

Ø **Молярная доля** (N) – отношение количества растворенного вещества (или растворителя) к сумме всех веществ, составляющих раствор. Также как и массовая доля, молярная доля является безразмерной величиной.

$$N_{\text{в-ва}} = \frac{V_{\text{с-сг}}}{V_{\text{с-сг}} + V_{\text{р-ля}}}$$

$$N_{\text{р-ля}} = \frac{V_{\text{р-ля}}}{V_{\text{с-сг}} + V_{\text{р-ля}}}$$

где $v_{\text{в-ва}}$ – количество растворенного вещества, моль;

$v_{\text{р}}$ – количество вещества растворителя, моль.

Ø **Молярная концентрация** растворенного вещества или **молярность** (C_M). Молярная концентрация вещества в растворе показывает, какое количество растворенного вещества (моль) содержится в 1 литре раствора. Молярная концентрация измеряется в моль/л или моль/дм³ (М).

$$C_M = \frac{V_{\text{с-сг}}}{V_{\text{р-ра}}} \quad \text{или} \quad C_M = \frac{m_{\text{с-сг}}}{M_{\text{с-сг}} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

где $v_{\text{в-ва}}$ – количество растворенного вещества, моль;

$m_{\text{в-ва}}$ – масса растворенного вещества, г;

$M_{\text{в-ва}}$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$V_{\text{р-ра}}$ – объем раствора, л.

Моляльная концентрация растворенного вещества или **моляльность** (C_m) – величина, показывающая, какое количества растворенного вещества содержится в 1000 г растворителя. Единицы измерения моляльности – моль/кг или моль/г.

$$C_m = \frac{m_{\text{с-сг}}}{M_{\text{с-сг}} \cdot m_{\text{р-ля}}}$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса растворенного вещества, г;

$M_{\text{в-ва}}$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$m_{\text{р-ля}}$ – масса растворителя, кг.

Ø **Титр** растворенного вещества (T). Титр – величина, измеряемая массой растворенного вещества (г) в 1 мл раствора.

$$T = \frac{C_n \cdot M_{\text{Э}}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M_{\text{с-сг}}}{1000}$$

где C_n – молярная концентрация эквивалента (нормальность);

$M_{\text{Э}}$ – молярная масса эквивалента растворенного вещества, г/моль;

C_M – молярная концентрация (молярность) растворенного вещества

$M_{\text{в-ва}}$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Задача 1: Вычислить массовую долю раствора серной кислоты, приготовленного из 50 г кислоты и 350 мл воды.

Решение: Массовая доля растворенного вещества в растворе определяется по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{с-сг}}}{m_{\text{р}}} \cdot 100\%$$

или, в нашем случае

$$\omega = \frac{m_{\text{с-сг}}}{m_{\text{с-сг}} + m_{\text{р-ля}}} \cdot 100\%$$

По условиям задачи растворенным веществом является серная кислота, а растворителем – вода.

Для определения массы растворителя воспользуемся известной физической формулой:

$$m = V \cdot \rho$$

где m – масса вещества, г (кг);

V – объем вещества, см³ (м³);

ρ – плотность вещества, г/см³ (кг/м³)

Поскольку плотность воды $\rho \approx 1 \text{ г/см}^3$, а по объему $1 \text{ см}^3 = 1 \text{ мл}$, масса 350 мл воды составит

$$m_{\text{р-ля}} = 350 \cdot 1 = 350 \text{ г}$$

а массовая доля серной кислоты в растворе:

$$\omega = \frac{50}{50 + 350} \cdot 100\% = 12,5 \%$$

Задача 2: Вычислить молярную концентрацию раствора серной кислоты по условиям задачи 1.

Решение: Молярная концентрация растворенного вещества в растворе определяется по формуле:

$$C_M = \frac{m_{\text{с-кисл}}}{M_{\text{с-кисл}} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

Молярная масса растворенного вещества (серной кислоты):

$$M_{\text{с-кисл}} = 98 \text{ г/моль}$$

Для проведения вычислений нам необходимо определить, какая масса серной кислоты содержится в 1 л раствора заданной концентрации. Поскольку плотность раствора не задана, ее нужно рассчитать на основании справочных данных методом интерполяции (нахождение промежуточных значений величины по имеющемуся дискретному набору известных значений).

Найдем в таблице (приложение 4) для серной кислоты значения массовых долей, в интервале которых находится рассчитанное в задаче 1 значение $\omega = 12,5 \%$.

$$\omega_1 = 12,30 \%, \rho_1 = 1085 \text{ кг/м}^3 = 1,085 \text{ г/см}^3$$

$$\omega_2 = 12,99 \%, \rho_2 = 1090 \text{ кг/м}^3 = 1,090 \text{ г/см}^3$$

Считая, что в указанном интервале плотность раствора изменяется прямо пропорционально его концентрации, найдем разницу плотностей и соответствующую ей разницу концентраций, после чего определим поправку к плотности раствора и саму плотность.

$$\Delta\omega_1 = 12,99 - 12,30 = 0,69 \% - \text{разница концентраций}$$

$$\Delta\rho_1 = 1,090 - 1,085 = 0,005 \text{ г/см}^3 - \text{разница плотностей}$$

$$\Delta\omega_2 = 12,50 - 12,30 = 0,29 \%$$

$$\Delta\rho_2 = \frac{\Delta\omega_2 \cdot \Delta\rho_1}{\Delta\omega_1} = \frac{0,29 \cdot 0,005}{0,69} = 0,002 \text{ г/см}^3 - \text{поправка к плотности раствора}$$

отсюда плотность раствора серной кислоты с массовой долей кислоты 12,5 %

$$\rho_{\text{р-ра}} = 1,085 + 0,002 = 1,087 \text{ г/см}^3$$

Масса 1 л 12,5 %-ного раствора будет

$$m_{\text{р-ра}} = 1000 \cdot 1,087 = 1087 \text{ г}$$

Поскольку исходный раствор с массовой долей кислоты 12,5 % содержал 50 г кислоты в 400 г раствора (задача 1), найдем массу кислоты, которая должна содержаться в 1 л (1087 г) раствора такой же концентрации. Для этого составим пропорцию, обозначив через x массу вещества в 1 л раствора (массу кислоты):

400 г раствора – 50 г кислоты

1087 г раствора – x г кислоты

$$x = \frac{1087 \cdot 50}{400} = 135,875 \text{ г}$$

Полученное значение x представляет собой массу растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора ($m_{\text{с-кисл}}$).

$$C_M = \frac{135,875}{98 \cdot 1} = 1,39 \text{ моль/л}$$

Задача 3: Вычислить массовую долю и молярную концентрацию раствора гидроксида калия, полученного при смешивании 700 мл 12%-ного раствора КОН с 1 л 28 %-ного раствора КОН и последующем доведении объема раствора водой до 3 литров.

Решение: Проанализируем состав полученного раствора и определим характеристики, необходимые для выполнения расчетов.

Обозначим индексом «1» все параметры, относящиеся к 12 %-ному раствору КОН, индексом «2» – к 28 %-ному раствору КОН, индексом «общ.» – к полученному раствору, параметры которого требуется определить. Поскольку в полученном растворе присутствует вода, обозначим ее объем через V_3 . Используя приложение 5, определим значения плотностей растворов.

$$V_1 = 700 \text{ мл}; \omega_1 = 12 \%; \rho_1 = 1,1 \text{ г/мл}$$

$$V_2 = 1000 \text{ мл}; \omega_2 = 28 \%; \rho_2 = 1,263 \text{ г/мл}$$

$$V_{\text{общ.}} = 3000 \text{ мл}$$

Используя формулы

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р}}} \cdot 100\% \quad \text{и} \quad m = V \cdot \rho$$

найдем массы веществ в растворах 1 и 2.

$$m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot m_{\text{р}} : 100 \% = \omega \cdot V \cdot \rho : 100 \%$$

$$m_{\text{в-ва}1} = \omega_1 \cdot V_1 \cdot \rho_1 : 100 \% = 12 \cdot 700 \cdot 1,1 : 100 = 94,2 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва}2} = \omega_2 \cdot V_2 \cdot \rho_2 : 100 \% = 28 \cdot 1000 \cdot 1,263 : 100 = 353,64 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва общ.}} = m_{\text{в-ва}1} + m_{\text{в-ва}2} = 94,2 + 353,64 = 447,84 \text{ г}$$

Для определения массовой доли полученного раствора необходимо знать общую массу раствора, объем которого составляет 3. Эта величина складывается из массы раствора 1, массы раствора 2 и массы воды (300 мл).

$$m_{\text{р общ.}} = m_{\text{р}1} + m_{\text{р}2} + 300 = V_1 \cdot \rho_1 + V_2 \cdot \rho_2 + 300 = 700 \cdot 1,1 + 1000 \cdot 1,263 + 300$$

$$m_{\text{р общ.}} = 2333 \text{ г}$$

$$\omega_{\text{общ.}} = \frac{447,84}{2333} \cdot 100\% = 19,2 \%$$

Теперь, зная массу вещества и общий объем раствора, рассчитаем молярную концентрацию:

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

Молярная масса растворенного вещества (гидроксида калия):

$$M_{\text{в-ва}} = 56 \text{ г/моль}$$

$$C_M = \frac{447,84}{56 \cdot 3} = 2,67 \text{ моль/л}$$

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

1.2 Строение вещества. Виды химической связи. Вода, растворы. Электролитическая диссоциация

Практическое занятие № 5 Расчёт массовой доли эквивалента вещества

Цель работы: формирование базовых знаний о способах определения свойств и концентраций растворов и навыков проведения расчетов.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- решать задачи на массовую долю эквивалента вещества

Материальное обеспечение:

Конспект лекций, таблица растворимости.

Ход работы:

Задача 1. Определите массу воды в 250 г 10%-ного раствора хлорида натрия.

Задача 2. Определите массу хлороводорода в 400 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 0,262 и плотностью 1,13 г/мл.

Задача 3. К 200 г 14%-ного раствора соли добавили 80 г воды. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

Задача 4. Какой объем 78%-ного раствора серной кислоты с плотностью 1,70 г/мл надо взять для приготовления 500 мл 12%-ного раствора серной кислоты с плотностью 1,08 г/мл?

Задача 5. Какой объем 4,65%-ного раствора гидроксида натрия с плотностью 1,05 г/мл можно приготовить из 50 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия с плотностью 1,33 г/мл?

Задача 6. Коэффициент растворимости хлората калия при 25 °С равен 8,6 г. Определите массовую долю этой соли в насыщенном растворе при 25 °С. **Задача 7.** Массовая доля соли в насыщенном при 20 °С растворе хлорида калия равна 0,256. Определите растворимость этой соли в 100 г воды.

Задача 8. Определите массу КОН, необходимую для приготовления 4 л 2 М раствора.

Алгоритм решения задач

Пример 1. В обменных реакциях при максимальном содержании эквивалентов в молекуле определить: а) фактор эквивалентности, $f_{\text{Э}}$; б) химическую формулу эквивалента, Э; в) молярную массу эквивалентов, $M_{\text{Э}}$, для следующих веществ из классов кислот, оснований и солей: H_3PO_4 , $Ca(OH)_2$, $Al_2(SO_4)_3$

Решение: Для кислот, оснований и солей фактор эквивалентности в обменных реакциях при максимальном содержании эквивалентов в молекуле определяется по формуле: 1

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n \cdot z} \quad (3)$$

где n - число функциональных групп в молекуле,

z - абсолютная величина заряда функциональной группы.

Функциональными группами в кислотах являются ионы водорода, в основаниях - ионы гидроксила, в солях - ионы металла. Конечно, в кислых солях также ионы H^+ , а в основных - OH^- , в зависимости от реакции. Таким образом:

для H_3PO_4 а) $f_{\text{Э}} = 1/3$, б) Э = $1/3\{H_3PO_4\}$,

в) $M_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot M(H_3PO_4) = 1/3(3 \cdot 16,0 + 31,0 + 4 \cdot 16,0) = 98,0/3 = 32,7$ г/моль

для $Ca(OH)_2$ а) $f_{\text{Э}} = 1/2$, б) Э = $1/2\{Ca(OH)_2\}$,

в) $M_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot M(Ca(OH)_2) = 1/2(40,1 + 2 \cdot 17,0) = 74,1/2 = 37,0$ г/моль.

для $Al_2(SO_4)_3$ а) $f_{\text{Э}} = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$, б) Э = $1/6\{Al_2(SO_4)_3\}$,

в) $M_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot M(Al_2(SO_4)_3) = 1/6(2 \cdot 27,0 + 3 \cdot 96,0) = 342/6 = 57,0$ г/моль

Оксиды делятся на солеобразующие (кислотные, амфотерные, основные) и несолеобразующие.

Для несолеобразующих (безразличных) оксидов CO , N_2O , NO характерны окислительно-

восстановительные реакции, (ОВР). В ОВР эквивалент всегда рассчитывается по изменению степени окисления.

Для солеобразующих оксидов в реакциях не ОВР фактор эквивалентности определяется по формуле (3) для кислот (оснований), ангидридом которых является данный оксид.

Пример 2. Определить в реакциях присоединения/разложения, не являющихся ОВР, а) фактор эквивалентности, $f_Э$; б) химическую формулу эквивалента, Э; в) молярную массу эквивалентов, $M_Э$, а для газов и г) объем моля эквивалентов, $V_Э$, при максимальном содержании эквивалентов в молекуле для следующих веществ из класса оксидов. CO_2 - газ, CaO , P_2O_5 .

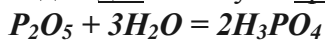
Решение: CO_2 - кислотный оксид, является ангидридом двухосновной угольной кислоты H_2CO_3 , в соответствии с чем его фактор эквивалентности составляет 1/2.

а) $f_Э = 1/2$; б) $Э = 1/2\{CO_2\}$, в) $M_Э = f_Э \cdot MCO_2 = 1/2 (12,0 + 2 \cdot 16,0) = 44,0/2 = 22,0$ г/моль. Так как CO_2 - газ, определяем еще объем моля эквивалентов (эквивалентный объем): г) $V_Э = f_Э \cdot 22,4 = 11,2$ л.

CaO - основной оксид, являющийся ангидридом двухкислотного основания $Ca(OH)_2$, в соответствии с чем его фактор эквивалентности составляет 1/2.

а) $f_Э = 1/2$, б) $Э = 1/2\{CaO\}$, в) $M_Э = f_Э \cdot MCaO = 1/2(40,1 + 16,0) = 56,1/2 = 28,0$ г/моль.

P_2O_5 - кислотный оксид, дающий при взаимодействии с водой две молекулы трехосновной фосфорной кислоты H_3PO_4 . по реакции:



Следовательно, одна молекула P_2O_5 эквивалентна 6 ионам водорода, в соответствии с чем, его фактор эквивалентности находится из формулы $f_Э = 1/(2 \cdot 3)$ и составляет 1/6.

а) $f_Э = 1/6$, б) $Э = 1/6\{P_2O_5\}$,

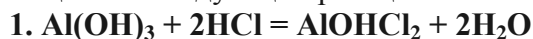
в) $M_Э = f_Э \cdot MP_2O_5 = 1/6(2 \cdot 31,0 + 5 \cdot 16,0) = 142/6 = 23,67$ г/моль

Если дана конкретная реакция, то состав эквивалента следует определять из сопоставления начальных и конечных продуктов реакции.

В первую очередь следует определить, с каким типом реакции мы имеем дело: с окислительно-восстановительной реакцией (ОВР) или с не-ОВР. К последним относятся реакции, в которых не меняются степени окисления элементов, например, ионнообменные реакции и часть реакций разложения. Из определения эквивалента следует, что в зависимости от типа реакции, по разному определяется состав эквивалента вещества. В ионообменных реакциях (не-ОВР) надо рассматривать, сколько ионов водорода или эквивалентных ему частиц (Na^+ , K^+ , OH^- , Cl^- и т.д.) взаимодействует с рассматриваемым веществом. Напоминаем, что окислительно-восстановительными реакциями (ОВР), являются такие, в которых изменяются степени окисления (С.О.) элементов.

В ОВР для того, чтобы определить фактор эквивалентности и правильно записать химическую формулу эквивалента, надо определить С.О. окисляющегося или восстанавливающегося элемента в данном веществе до и после реакции и определить число электронов, перемещаемых в оболочке этого элемента. Согласно определению, эквивалент составит такую часть молекулы, которая приходится на 1 электрон. **Никакого учета коэффициентов в реакциях при этом не требуется.**

Пример 3. Определить: фактор эквивалентности, $f_Э$, химическую формулу эквивалента, Э, молярную массу эквивалентов, $M_Э$, и (для газов) молярный объем эквивалентов, $V_Э$, реагирующих веществ в следующих реакциях:



Решение. Реакция 1 является ионообменной В ней $Al(OH)_3$ превращается в $AlOHC l_2$, т.е. в молекуле гидроксида алюминия замещаются два иона OH^- , каждый из которых эквивалентен одному иону водорода, на ионы Cl^- . Следовательно, ее эквивалент в данной конкретной реакции составляет 1/2 молекулы $Al(OH)_3$. $f_Э = 1/2$; $Э = 1/2\{Al(OH)_3\}$; $M_Э = f_Э \cdot MAl(OH)_3 = 1/2(27,0 + 3 \cdot 17,0) = 39$ г/моль.

Молекула HCl в любой ионообменной реакции может отдавать только 1 ион водорода H^+ , следовательно, содержит 1 эквивалент. $f_Э = 1$, $Э = \{HCl\}$. $M_Э = f_Э \cdot MHCl = 1 \cdot (1,0 + 35,5) = 36,5$ г/моль. Реакция 2 окислительно-восстановительная. В ней сера меняет свою С.О. от -2 (в H_2S) до +4 (в SO_2). Перемещаются 6 электронов. Следовательно, в данной конкретной реакции молекула

сероводорода содержит 6 эквивалентов. $f_{\text{S}} = 1/6$, $\text{Э} = 1/6\{\text{H}_2\text{S}\}$ $M_{\text{Э}} = f_{\text{S}} \cdot M_{\text{H}_2\text{S}} = 1/6(2,0 + 32,1) = 5,7$ г/моль. Сероводород - газ. $V_{\text{Э}} = f_{\text{S}} \cdot 22,4 = 3,73$ л.

Кислород в реакции **2** меняет свою С.О. от 0 до -2. При этом у каждого атома кислорода перемещаются 2 электрона. В молекуле кислорода O_2 неразрывно связаны 2 атома. Следовательно, молекула кислорода содержит 4 эквивалента. $f_{\text{O}} = 1/4$, $\text{Э} = 1/4\{\text{O}_2\}$ $M_{\text{Э}} = f_{\text{O}} \cdot M_{\text{O}_2} = 1/4(2 \cdot 16) = 8$ г/моль. Кислород - газ. $V_{\text{Э}} = f_{\text{O}} \cdot 22,4 = 5,6$ л.

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

1.3 Классы неорганических соединений. Гидролиз солей

Практическое занятие № 6

Генетическая связь классов неорганической химии

Цель работы: формирование базовых знаний о генетической взаимосвязи классов неорганической химии

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

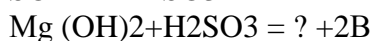
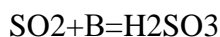
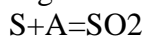
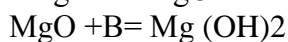
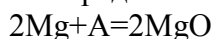
- составлять цепи превращения классов неорганической химии

Материальное обеспечение:

Конспект лекций, таблица растворимости.

Ход работы:

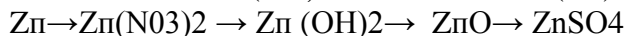
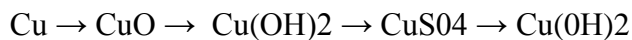
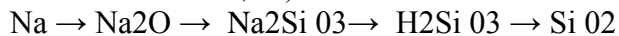
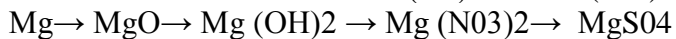
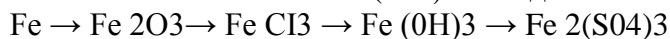
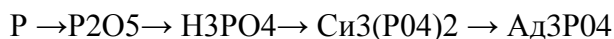
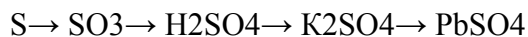
1. Определить вещества А и В



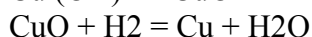
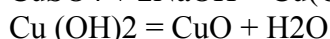
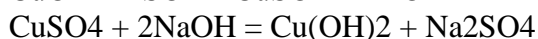
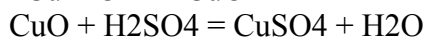
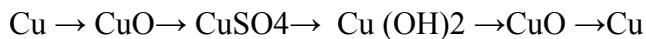
2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



3. Осуществить цепи превращений:



Алгоритм решения задач



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

Практическое занятие № 7

Расчет скоростей химических реакций. Упражнения на смещение химического равновесия.

Цель работы: рассчитывать скорость; определять зависимость скорости реакции от разных факторов; определять условия протекания реакций в нужном направлении.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- рассчитывать скорость реакций;
- определять зависимость скорости реакции от разных факторов;
- определять условия протекания реакций в нужном направлении;

Материальное обеспечение:

Таблица Д.И. Менделеева, конспект лекции.

Задание:

I. Коллективная работа (задачи для совместного решения):

1. Рассчитайте скорость реакции $N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{(газ)}$, 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:



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 Типы химических реакций. Скорость химической реакции. Химическое равновесие

Практическое занятие № 8
Определение окислителей и восстановителей вещества

Цель работы: научиться определять степени окисления и восстановления элемента в веществе. **Выполнив работу, Вы будете:**

уметь:

- определять степени окисления простых и сложных веществ

Материальное обеспечение:

Таблица Д.И. Менделеева, конспект лекции.

Ход работы:

1. Познакомьтесь с теоретическим материалом по теме «Окислительно-восстановительные реакции». Выполните нижеприведенные задания.

Какие соединения и простые вещества могут проявлять только окислительные свойства?

Выпишите такие вещества из предложенного перечня, укажите степень окисления элемента-окислителя:

Вариант 1	Вариант 2
$\text{NH}_3, \text{CO}, \text{SO}_2, \text{KMnO}_4, \text{Cl}_2, \text{HNO}_2.$	$\text{H}_2\text{S}, \text{SiO}, \text{P}_2\text{O}_3, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{N}_2$

Какие соединения и простые вещества могут проявлять только восстановительные свойства?

Выпишите такие вещества из предложенного перечня, укажите степень окисления элемента-восстановителя:

Вариант 1	Вариант 2
$\text{H}_2\text{S}, \text{HMnO}_4, \text{Mg}, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{KNO}_3$	$\text{H}_2\text{SO}_3, \text{NH}_3, \text{SiO}_2, \text{P}_2\text{O}_5, \text{Fe}$

2. Подберите коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:

1 вариант

- $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{PH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3 + \text{HCl}$
- $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

2 вариант

- $\text{P} + \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + \text{P}_2\text{O}_5$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{S} + \text{HCl}$
- $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

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 Типы химических реакций. Скорость химической реакции. Химическое равновесие

Практическое занятие № 9

Составление окислительно – восстановительных реакций методом электронного баланса

Цель работы: научиться определять степени окисления и восстановления элемента в веществе, составлять окислительно-восстановительные уравнения, с применением электронного баланса.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

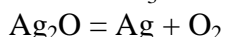
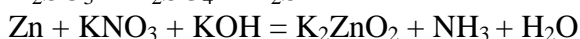
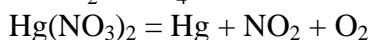
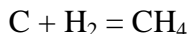
- определять степени окисления простых и сложных веществ;
- составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций;
- составлять электронный баланс.

Материальное обеспечение:

Таблица Д.И. Менделеева, конспект лекции.

Ход работы:

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



Алгоритм уравнивания окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

1. Составить схему реакции.
2. Определить степени окисления всех элементов.
3. Выписать в виде полуреакций элементы, изменяющие степень окисления.
4. Определить число отданных и принятых электронов.
5. Составить баланс электронов, определив их наименьшее общее кратное.
6. Рассчитать коэффициенты каждой полуреакции, разделив наименьшее общее кратное на число электронов каждой полуреакции.
7. Расставить коэффициенты в общем уравнении, используя ко-эффициенты полуреакций.
8. Определить окислитель и восстановитель.

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 1.5 Металлы. Металлотермия. Электролиз растворов и расплавов солей. Коррозия металлов

Практическое занятие № 10 Составление схем электролиза расплавов

Цель работы: научиться составлять схемы электролиза расплавов

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять схемы электролиза расплавов

Материальное обеспечение:

Таблица Д.И. Менделеева, конспект лекции.

Ход работы:

1. Составьте схемы электролиза расплавов следующих веществ: KBr, NaF, LiCl, MgBr₂, CaI₂.

Алгоритм решения

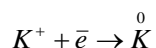
Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на катоде и аноде при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

При электролизе химическая реакция осуществляется за счет энергии электрического тока. Это не самопроизвольный процесс.

Схема электролиза расплава KCl. (электроды инертные)



Катод (-)



Анод (+)

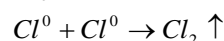
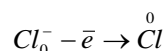
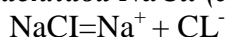
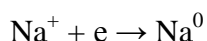


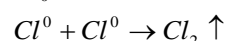
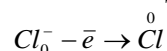
Схема электролиза расплава NaCl. (электроды инертные)



Катод (-)



Анод (+)



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 1.5 Металлы. Металлотермия. Электролиз растворов и расплавов солей. Коррозия металлов

Практическое занятие № 11 Составление схем электролиза растворов солей

Цель работы: научиться составлять схемы электролиза растворов солей

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять схемы электролиза растворов солей

Материальное обеспечение:

Таблица Д.И. Менделеева, конспект лекции.

Ход работы:

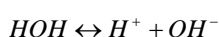
1. Составьте схемы электролиза растворов следующих веществ: KBr, NaF, LiCl, MgBr₂, CaI₂, CuSO₄, ZnCl₂/

Алгоритм решения

Схема электролиза раствора KCl (электроды инертные)

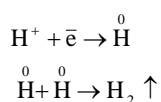
Катод (-)

Анод (+)



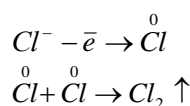
$K^+, H^+(H_2O)$

На катоде восстанавливаются частицы, имеющие наибольший потенциал:



$Cl^-, OH^-(H_2O)$

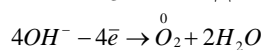
На аноде окисляются частицы с наименьшим потенциалом в соответствии с рядом: J^-, Br^-, Cl^- , потенциалы которых



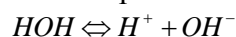
Ионное равновесие

$HON \leftrightarrow H^+ + OH^-$ сдвигается вправо по принципу Ле-Шателье, у катода накапливаются анионы OH^-

Если ионов J^-, Br^-, Cl^- в растворе нет, окисляются ионы OH^- воды по схеме:



Ионное равновесие

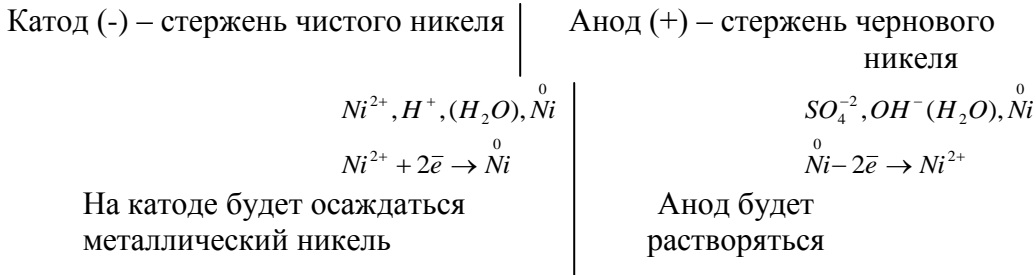
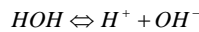
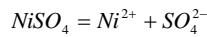


сдвигается по принципу Ле-Шателье вправо, и у анода накапливаются катионы H^+

Примечание: в случае активного (растворимого) анода на нем может проходить процесс окисления металла анода, то есть металл будет растворяться.

Это используется в процессе рафинирования (очистки) например, черновой меди.

Схема электролиза водного раствора NiSO₄ с растворимым никелевым анодом

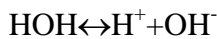
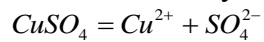


Алгоритм составления схемы электролиза солей

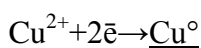
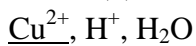
1. Написать уравнения диссоциации веществ.
2. Определить какие ионы подходят к катоду и какие к аноду.
3. Определить какие частицы будут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде.
4. Составить схемы протекающих на электродах процессов.
5. Определить продукты электролиза.

Пример.

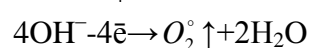
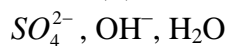
Составить схему электролиза раствора соли $CuSO_4$.



Катод (-)



Анод (+)



На катоде будет выделяться медь, на аноде – кислород, в растворе будет накапливаться H_2SO_4 .

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 1.5 Металлы. Металлотермия. Электролиз растворов и расплавов солей. Коррозия металлов

Практическое занятие № 12

Решение экспериментальных задач по неорганической химии. Определение экспериментальным путём данное вещество

Цель работы: научиться экспериментальным путём определять вещество

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять вещество с помощью качественных реакций

Материальное обеспечение:

Таблица Д.И. Менделеева, конспект лекции.

Ход работы:

ЗАДАНИЕ 1.

С помощью качественных реакций определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы: хлорида натрия, карбоната натрия, сульфата натрия, ацетата натрия.

ЗАДАНИЕ 2.

С помощью качественных реакций определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы: хлорида аммония, хлорида бария, хлорида алюминия.

ЗАДАНИЕ 3.

С помощью одного реактива определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы: глюкозы, глицерина, белка.

ЗАДАНИЕ 4.

С помощью индикаторной бумажки определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы солей: ацетат натрия, нитрат аммония, сульфат калия.

РАСПОЗНАВАНИЕ И ПОЛУЧЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

В выданных вам трех пробирках – варианты 1,2 или 3 – содержатся твердые вещества, а в трех других – вариант 4 – растворы веществ.

ВАРИАНТ 1.

- А) гидроксид натрия
- Б) карбонат калия
- В) хлорид бария

ВАРИАНТ 2.

- А) карбонат кальция
- Б) сульфат натрия
- В) хлорид калия

ВАРИАНТ 3.

- А) нитрат бария
- Б) сульфат натрия
- В) карбонат кальция

ВАРИАНТ 4.

- А) хлорид натрия
- Б) хлорид алюминия
- В) хлорид железа (III)

Опытным путем определите, в какой пробирке находится каждое из выданных вам веществ.

Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

После этой части работы выполните 1-2 экспериментальные задачи из следующего перечня (по указанию учителя).

Задача 1. Докажите опытным путем, что железный купорос, образец которого вам выдан, содержит примесь сульфата железа (III).

Задача 2. Получите оксид железа (III), исходя из хлорида железа (III).

Задача 3. Получите раствор алюмината натрия, исходя из алюминия.

Задача 4. Получите хлорид железа (II), исходя из железа.

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

2.1 Неметаллы. Углерод и его аллотропия. Основные понятия органической химии. Теория строения органических веществ А.М. Бутлерова

Практическое занятие № 13 Составление формул органических веществ, изомеров и гомологов

Цель работы: научиться экспериментальным путём определять вещество

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять формулы непредельных углеводородов;
- называть непредельные углеводороды по систематической номенклатуре;
- решать расчетные задачи по уравнениям реакций превращения непредельных углеводородов

- Материальное обеспечение:

конспект лекции.

Ход работы:

1. Напишите структурные формулы:

I – алкенов: а) 2-метилбутена-2; б) 2-метилпропена-1;

в) 2,3-диметилгексена-3;

г) 2,5,5-триметилгексена-2;

д) 2,2,6-триметил-4-этилгептена-3;

II – алкадиенов: а) 2-метилпентадиена-1,3; б) 2-метилгексадиена-1,5;

в) 2,4-диметилпентадиена-2,4;

г) 2,5,6-триметилоктадиена-1,3;

д) 2,4-диметилгептадиена-1,5;

III – алкинов: а) 3-метилпентина-1; б) 4,4-диметилпентина-2; в) 3-метил-4-этилоктина-1;

г) 4-этилгексина-2;

д) 2,2,5-триметилгексина-3;

2. Составьте изомеры для молекулы нонана и декана. Найдите гомологи

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

2.1 Неметаллы. Углерод и его аллотропия. Основные понятия органической химии. Теория строения органических веществ А.М. Бутлерова

Практическое занятие № 14 Определение истинной формулы органического вещества

Цель работы: научиться определять истинную формулу органического вещества

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять молекулярную формулу углеводорода по его плотности и массовой доле элементов.

- Материальное обеспечение:

конспект лекции.

Ход работы:

1. Выведите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля 85,7 %) и водород (14,3 %). Плотность паров по водороду равна 21.

2. Выведите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля 81,8%) и водород (18,2%).

3. Определите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля 83,72 %) и водород (16,28 %), если молекулярная масса вещества равна 86.

4. Вычислите плотность этана по воздуху и водороду.

5. Определите молекулярную формулу газообразного вещества, если его плотность по воздуху равна двум, а массовая доля углерода 82,76 % и водорода 17,24 %.

6. При сжигании газообразного углеводорода образовался оксид углерода (IV) массой 3,3 г и вода массой 2,02 г. Плотность его по воздуху составляет 1,04. Напишите структурную формулу углеводорода.

Алгоритм решения типовой задачи

Задача. При сжигании газообразного углеводорода объемом 2,24 л получено оксида углерода (IV) массой 13,2 г и воды массой 7,2 г. Плотность газа по воздуху составляет 1,52 (н.у.). Определите молекулярную формулу газа.

Решение.

$$D_{\text{возд}}(\text{в-ва}) = M(\text{в-ва})/M(\text{возд}) = M(\text{в-ва})/29.$$

1. Молярная масса газа равна: $M(\text{в-ва}) = M(\text{возд}) \cdot D_{\text{возд}}(\text{в-ва})$.

$$M(\text{возд.}) = 29 \text{ г/моль}; \quad D_{\text{возд}}(\text{газа}) = 1,52;$$

$$M(\text{газа}) = 29 \text{ г/моль} \cdot 1,52 = 44 \text{ г/моль}.$$

2. Масса углерода и водорода в 2,24 л углеводорода составляет:

12 г углерода образует 44 г CO_2

$$x \text{ » углерода} \quad \text{»} \quad 13,2 \text{ » } \text{CO}_2 \quad x = \frac{13,2\text{г} \cdot 12\text{г}}{44\text{г}} = 3,6\text{г } \text{C}.$$

2 г водорода образует 18 г H_2O

$$y \text{ » водорода} \quad \text{»} \quad 7,2 \text{ » } \text{H}_2\text{O} \quad y = \frac{7,2\text{г} \cdot 2\text{г}}{18\text{г}} = 0,8\text{г } \text{H}.$$

3. Масса углерода и водорода в сожженном газе составляет $3,6\text{г} + 0,8\text{г} = 4,4\text{г}$

4. Рассчитаем массу 2,24 л углеводорода:

44 г углеводорода занимают объем 22,4 л

z » углеводорода » » 2,24 »

$$z = \frac{2,24\text{л} \cdot 44\text{г}}{22,4\text{л}} = 4,4\text{г}.$$

5. Значит, газ состоит только из углерода и водорода. Следовательно,

$$\text{C} : \text{H} = \frac{3,6}{12} : \frac{0,8}{1} = 0,3 : 0,8 = 1 : 2,66,$$

откуда простейшая формула $\text{CH}_{2,66}$ ($M_r = 14,66$). Отношение массы истинного соединения к массе простейшего составляет $44/14,66 = 3$. Следовательно, простейшую формулу надо увеличить в 3 раза,

$$C : H = \frac{3,6}{12} : \frac{0,8}{1} = 0,3 : 0,8 = 1 : 2,66 = 3 : 7,98 = 3 : 8,$$

отсюда истинная формула газа C_3H_8 .

Примечание: если в условии задачи дана относительная плотность вещества по водороду, тогда применяются формулы:

$$D_{\text{H}_2}(\text{в-ва}) = M(\text{в-ва})/M(\text{H}_2) = M(\text{в-ва})/2.$$

$$M(\text{в-ва}) = M(\text{H}_2) \cdot D_{\text{H}_2}(\text{в-ва}) = 2 \cdot D_{\text{H}_2}(\text{в-ва}).$$

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 2.7 Белки. Полисахариды как биополимеры. Волокна

Практическое занятие № 15

Генетическая взаимосвязь классов органических соединений

Цель работы: научиться осуществлять генетическую взаимосвязь классов органических соединений

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

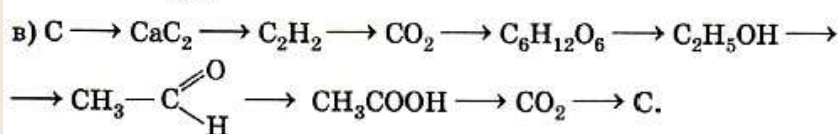
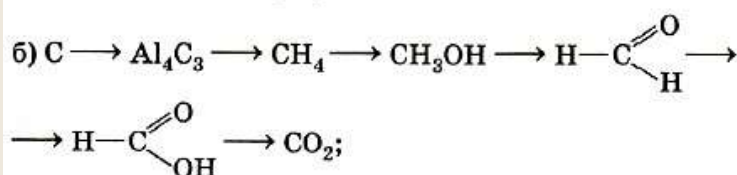
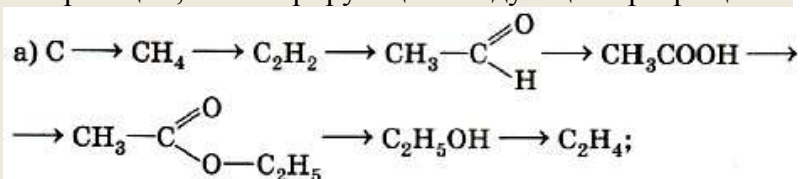
- осуществлять цепи превращения классов органических соединений

- **Материальное обеспечение:**

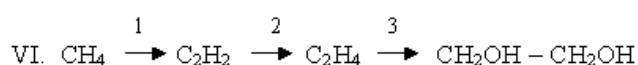
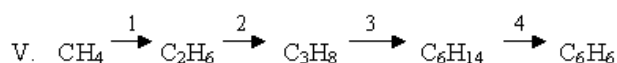
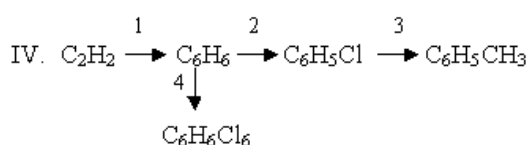
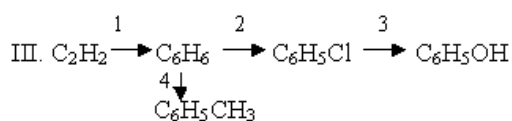
конспект лекции.

Ход работы:

1. Запишите уравнения реакций, иллюстрирующих следующие превращения



2. Составьте цепочки превращения



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

1.3 Классы неорганических соединений. Гидролиз солей

Лабораторная работа № 1

Реакции ионного обмена.

Цель работы: научиться 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 $Pb(NO_3)_2$ ($Pb(CH_3COO)_2$) и прилейте 1-2 капли раствора иодида калия KI. Наблюдайте образование желтого осадка иодида свинца (II) PbI_2 .
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 , H_2SO_4), 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 воды. Добавьте во все пробирки немного д. H_2O и по 1-2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте цвет раствора. Запишите в таблицу.
3. На полоску универсальной индикаторной бумажки нанесите по 1 капле раствора $Al_2(SO_4)_3$ ($FeCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$, $FeSO_4$), раствора Na_2CO_3 (K_2CO_3 , $NaCH_3COO$) и раствора $NaCl$ (KCl , Na_2SO_4). 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 $pH \approx 7$ – 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. H_2O 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_2SO_4)				
KOH (NaOH)				
H_2O				
$Al_2(SO_4)_3$ ($FeCl_3$)				
Na_2CO_3				
NaCl (Na_2SO_4)				

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

Процент результативности	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений
--------------------------	---

(правильных ответов)		
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо
70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно

1.3 Классы неорганических соединений. Гидролиз солей

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 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.

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

Лабораторная работа № 3
Металлы в агрессивной среде

Цель работы: научиться составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде; проводить реакции взаимодействия металлов с кислотами и основаниями.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде;
- проводить реакции взаимодействия металлов с кислотами и щелочами.

Материальное обеспечение:

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

Задание:

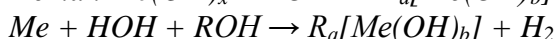
1. Вспомнить правила по технике безопасности при проведении лабораторных работ.
2. Прочитать инструкцию по проведению опытов.
3. Приготовить необходимую химическую посуду и оборудование для проведения опытов.
4. Провести опыты.
5. Оформить лабораторную работу.

Опыт №1. Взаимодействие металла с водным раствором щелочи.

В водных растворах щелочей окислительным действием обладают молекулы воды (за счет ионов H^+). Поэтому термодинамическая возможность окисления металлов в этих случаях определяется, как и при действии воды, положением металла в ряду напряжений относительно водорода. А практическую возможность осуществления данной реакции определяет растворимость полученного гидроксида в щелочах. **В щелочах растворяются гидроксиды, проявляющие амфотерные свойства (гидроксиды бериллия, цинка, олова(II), алюминия, хрома (III) и т.д.),**



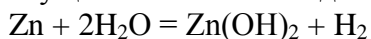
если амфотерный гидроксид, то



Оцените термодинамическую возможность взаимодействия в системе **ЦИНК И РАСТВОР ГИДРОКСИДА НАТРИЯ**. Проанализируйте практическую возможность взаимодействия в стандартных условиях, учитывая растворимость продукта реакции. Если реакция практически возможна, составьте уравнение реакции.

Решение. Взаимодействие металла с раствором щелочи состоит из двух этапов. На первом этапе взаимодействует металл с водой, и если образуется амфотерный гидроксид, то на втором этапе он взаимодействует со щелочью.

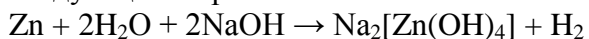
В водных растворах щелочей окислительным действием обладают молекулы воды (за счет ионов H^+). Поэтому термодинамическая возможность окисления металлов в этих случаях определяется, как и при действии воды (см. пример 5). В данном случае есть термодинамическая возможность осуществления взаимодействия цинка с водой.



Образовавшийся гидроксид цинка амфотерный, следовательно взаимодействует со щелочью, т.е. практически реакция осуществима.



Суммарно процесс взаимодействия цинка с раствором гидроксида натрия можно представить следующим образом:



восстановитель $1|\text{Zn} - 2\text{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ процесс окисления

окислитель $1|2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$ процесс восстановления

Опыт 2. Взаимодействие железа с кислотами.

Налейте в четыре пробирки по пять капель кислот: 2М HCl, 1М H₂SO₄, концентрированной H₂SO₄, 2М HNO₃. В каждую пробирку внесите кусочек железной стружки.

Пробирку с концентрированной серной кислотой нагрейте. Затем добавьте во все растворы по капле 0,01М раствора тиоцианата калия (KSCN) или аммония (NH₄NCS), которые образуют с ионами железа (III) соль Fe(NCS)₃, окрашенную в красный цвет. В каких пробирках образовались ионы Fe³⁺?

В тех пробирках, где раствор не окрашивается в красный цвет, при растворении железа образуются ионы Fe²⁺.

Напишите уравнения реакций растворения железа в различных кислотах.

Опыт 3. Восстановительные свойства меди.

В три пробирки внесите по кусочку меди и по 5 – 6 капель 1М растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью азотной. **(опыт проводить под тягой!).**

Во всех ли пробирках появилось голубое окрашивание, характерное для ионов меди Cu²⁺? Напишите уравнения реакций взаимодействия меди с азотной кислотой, принимая во внимание, что азотная кислота восстановилась преимущественно до оксида азота NO.

Слейте разбавленные кислоты, оставив в пробирках кусочки меди. Ополосните пробирки и внесите в них по 5 – 6 капель концентрированных растворов тех же кислот **(опыт проводить под тягой!).** Проследите сначала при комнатной температуре, потом при осторожном нагревании, во всех ли пробирках протекает реакция. Напишите уравнения протекающих реакций.

Обратите внимание на запах диоксида серы SO₂ и на окраску диоксида азота NO₂.

Опыт 4. Растворение цинка в кислотах и щелочах.

Поместите в пробирку 4 – 5 капель 2М раствора серной кислоты, добавьте один микрошпатель цинковой пыли и подогрейте. Какой газ выделяется? Тоже сделайте с концентрированной серной кислотой. Какой газ выделяется?

Проверьте растворимость цинка в 2М растворах соляной кислоты и едкой щелочи. Напишите уравнения всех сделанных реакций и объясните результаты опыта.

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

2.1 Неметаллы. Углерод и его аллотропия. Основные понятия органической химии. Теория строения органических веществ А.М. Бутлерова

Лабораторная работа № 4 Галогены и их качественные характеристики

Цель работы: изучить окислительно-восстановительные свойства галогенов и их важнейших соединений; провести качественные реакции на галогены и галогенид-ионы.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде;
- проводить качественные реакции с галогенами.

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.

Ход работы

Опыт 1. Исследование состава и свойств хлорной воды

Откройте пробирку с хлорной водой и отметьте запах свободного хлора (осторожно!). При растворении в воде хлор частично реагирует с водой по уравнению:



При этом равновесие сильно смещено влево. Поэтому хлорной водой можно пользоваться для всех реакций, где требуется свободный хлор. Под влиянием света увеличивается скорость реакции разложения непрочной хлорноватистой кислоты.



Реакция (2) вызывает постепенное смещение равновесия реакции (1) вправо. Поэтому хлорную воду следует хранить в склянке из темного стекла или в темном месте.

В чистую пробирку внести 4-5 капель синего лакмуса и несколько капель полученной хлорной воды. Что происходит с окраской раствора лакмуса? На что это указывает? Доказать присутствие в хлорной воде ионов Cl^- , добавив в пробирку с несколькими каплями хлорной воды 2-3 капли нитрата серебра. Выпадает ли белый творожистый осадок AgCl ?

Опыт 2. Окислительные свойства свободных галогенов (степень окисления равна 0)

а) Сравнительная характеристика окислительных свойств свободных галогенов. В одну пробирку налить бромид натрия, в две другие - раствор иодида калия. Во все три пробирки добавить немного органического растворителя-бензола. В две пробирки с раствором бромидов и иодида внести по 3-4 капли хлорной воды, с раствором иодида калия - столько же бромной воды. Содержимое пробирок перемешать стеклянной палочкой и по окраске полученного слоя органического растворителя определить, какой галоген выделяется в свободном виде в каждой из пробирок. Написать уравнения реакций взаимного вытеснения галогенов в молекулярной и ионной формах. Указать окислитель и восстановитель в каждом случае.

б) Окисление бромом цинка. Внести в пробирку 3-5 капель бромной воды и немного порошка цинка. Перемешать стеклянной палочкой. Отметить обесцвечивание бромной воды и указать причину этого явления. Написать соответствующее уравнение реакции.

Опыт 3. Сравнительная характеристика восстановительных свойств ионов галогенов (галогеноводородов)

а) восстановление серной кислоты. В одну пробирку положить 2 – 3 кристаллика хлорида натрия, во вторую - бромид натрия, в третью - иодида калия. Добавить к ним по 2 -3 капли концентрированной серной кислоты. Наблюдать выделение белого дыма во всех пробирках в первый момент (влажные галогеноводороды). Отметить выделение бурых паров брома и диоксида серы во второй пробирке, фиолетовых паров йода, серы и сероводорода в третьей пробирке, образующихся вследствие окислительно-восстановительных реакций между получившимися HBr и HI и избытком концентрированной серной кислоты. Протекала ли вторичная реакция в опыте получения хлороводорода? Написать:

- уравнения реакций взаимодействия: хлорида, бромида, иодида калия или натрия с серной кислотой в начале опыта,

- уравнения реакций взаимодействия полученных галогеноводородов с избытком серной кислоты.

Расположите галогеноводороды в порядке возрастания их восстановительной активности.

б) Восстановление хлорида железа (III). В 2 пробирки внести по 3–4 капли растворов: в одну – бромида калия, в другую – иодида калия. В обе пробирки добавить по 3–4 капли бензола и 1–2 капли хлорида железа (III).

Наблюдается ли изменение окраски органического растворителя? В каком случае произошло восстановление хлорида железа (III)? Написать соответствующее уравнение реакции. Пойдет ли аналогичная реакция с хлоридом калия? Объясните причину изменения восстановительных свойств ионов галогенов, исходя из их электронной структуры.

Опыт 4. Действие йода на крахмал (реактив на свободный йод)

В пробирку внести 5 – 6 капель свежеприготовленного крахмального раствора и добавить 1-2 капли йодной воды.

-отметить изменение окраски раствора.

-окрашивается ли крахмал бромной водой и хлорной водой?

Опыт 5. Реакция обнаружения ионов галогенов. а) Получение галогенпроизводных серебра (качественная реакция)

Внести в три пробирки по 3-4 капли растворов следующих солей: в первую – хлорида натрия, во вторую – бромида натрия, в третью – иодида калия. В каждую пробирку добавить по 1-2 капли раствора нитрата серебра до выпадения характерных творожистых осадков солей серебра галогеноводородных кислот.

Отметить окраску осадков галогенидов серебра, написать молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

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

Лабораторная работа № 5

Качественные реакции на одноатомные и многоатомные спирты

Цель работы: научиться исследовать химические свойства одноатомных и многоатомных спиртов, осуществить качественные реакции на гидроксильные соединения.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде;
- проводить качественные реакции со спиртами.

Материальное обеспечение:

Реактивный штатив с набором реактивов (одноатомные, многоатомные спирты, едкий натр, сульфат меди, изоамиловый спирт, дихромат калия, серная кислота), 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.

Ход работы

Опыт 1. Обнаружение присутствия воды в спирте и обезвоживание спирта

Реактивы и материалы: этанол (ректификат); сульфат меди безводный (порошок).

В сухую пробирку помещают несколько кристаллов безводного сульфата меди и добавляют 3-4 капли этанола спирта. Смесь хорошо встряхивают и слегка нагревают. Белый порошок быстро окрашивается в голубой цвет.

Спирты содержат примесь растворенной воды. В обычном спирте-ректификате содержится около 5% воды, которую нельзя удалить перегонкой, так как ректификат является азеотропной смесью. Безводный сульфат меди, связывая воду, переходит в синий кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. По изменению окраски судят о наличии воды в спирте и о ходе обезвоживания спирта.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 2. Свойства изоамилового спирта

Реактивы и материалы: изоамиловый спирт; раствор йода в KI, 0,1 н.

В сухую пробирку помещают 2 капли изоамилового спирта и отмечают его запах. Изоамиловый спирт имеет специфический запах, он раздражает дыхательные пути (вызывает кашель). К 2 каплям изоамилового спирта добавляют 5 капель воды и взбалтывают. Образуется мутная жидкость – эмульсия, которая быстро расслаивается.

В пробирку со смесью изоамилового спирта и воды добавляют каплю водного раствора йода в йодистом калии и взбалтывают. Йод растворяется в изоамиловом спирте лучше, чем в воде, поэтому при встряхивании переходит из водного в спиртовой слой, окрашивая его в желтый цвет.

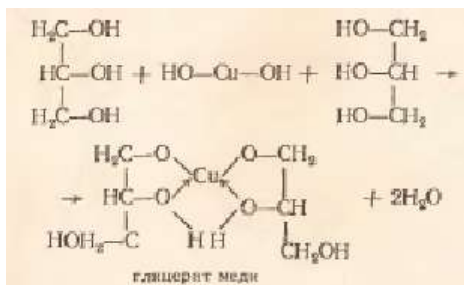
Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 3. Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II)

Реактивы и материалы: глицерин; сульфат меди, 0,2 н. раствор; едкий натр, 2 н. раствор.

Помещают в пробирку 2 капли раствора сульфата меди, 2 капли раствора едкого натра и перемешивают — образуется голубой студенистый осадок гидроксида меди (II). В пробирку добавляют 1 каплю глицерина и взбалтывают содержимое. Осадок растворяется и появляется темно-синее окрашивание вследствие образования глицерата меди.

Химизм процесса:



Глицерин – трехатомный спирт. Кислотность его больше, чем одноатомных спиртов: увеличение числа гидроксильных групп усиливает кислотный характер. Глицерин легко образует глицераты с гидроксидами тяжелых металлов.

Однако способность его образовывать металлические производные (глицераты) с многовалентными металлами объясняется не столько его повышенной кислотностью, сколько тем, что при этом образуются внутрикомплексные соединения, обладающие особой устойчивостью. Соединения такого типа часто называют *хелатными* (от греческого «хела» - клешня).

Опыт 4. Окисление этанола оксидом меди(II)

Реактивы и материалы: этанол; фуксинсернистая кислота; спираль из медной проволоки, пинцет.

В сухую пробирку помещают 2 капли этанола. Держа спираль из медной проволоки пинцетом, нагревают ее в пламени горелки до появления черного налета оксида меди (II). Далее горячую спираль опускают в пробирку с этанолом. Черная поверхность спирали немедленно становится золотистой вследствие восстановления оксида меди. При этом ощущается характерный запах этанала (запах яблок).

Подтверждением образования этанала может служить цветная реакция с фуксинсернистой кислотой. В пробирку помещают 3 капли раствора фуксинсернистой кислоты и пипеткой вносят 1 каплю полученного раствора. Появляется розово-фиолетовая окраска (цветная реакция на альдегид).

Химизм процесса:



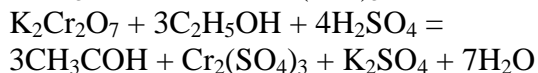
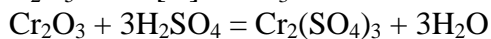
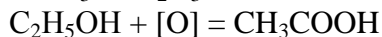
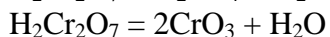
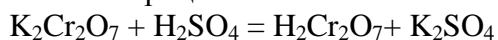
Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 5. Окисление этанола хромовой смесью

Реактивы и материалы: этанол; дихромат калия, 0,5 н. раствор; серная кислота, 2 н. раствор.

Окисление спиртов в лабораторных условиях чаще всего осуществляется хромовой смесью. В пробирку помещают 2 капли этанола, добавляют 1 каплю раствора серной кислоты и 2 капли раствора двуххромовокислого калия. Оранжевый раствор нагревают над пламенем горелки до начала изменения окраски на синевато-зеленую. Одновременно ощущается характерный запах этанала.

Химизм процесса:



Сформулируйте вывод по работе.

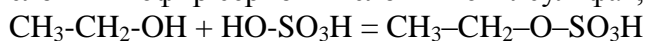
Опыт 6. Получение диэтилового эфира

Реактивы и материалы: этанол, 96%-ный; серная кислота.

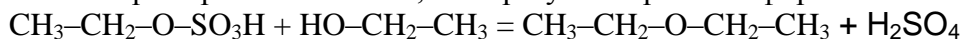
В сухую пробирку вносят 2 капли этанола и 2 капли серной кислоты. Смесь осторожно нагревают над пламенем горелки до побурения раствора. К горячей смеси очень осторожно добавляют еще 2 капли этанола. Ощущается характерный запах диэтилового эфира. Химизм процесса:



Реакция проходит в две стадии. Сначала спирт реагирует с серной кислотой, образуя кислый сложный эфир серной кислоты – этилсульфат, или этилсерную кислоту:



Если спирт берется в избытке, то образуется простой эфир:



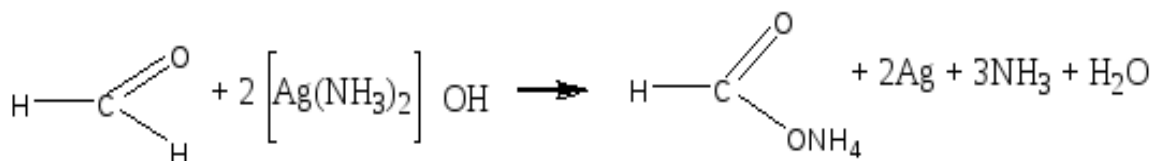
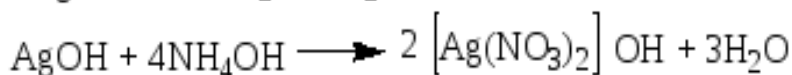
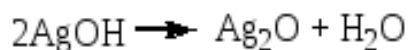
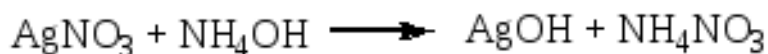
Форма предоставления результата

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

(комплексный ион металла восстанавливается до металлического серебра). Альдегид окисляется до кислоты, которая образует аммониевую соль. Химизм процесса:



Сформулируйт

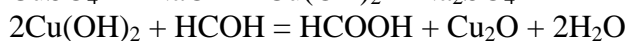
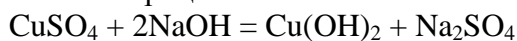
е вывод по работе.

Опыт 3. Окисление альдегидов гидроксидом меди (II)

Реактивы и материалы: формальдегид, 40%-ный водный раствор; сульфат меди CuSO_4 , 0,2 н. раствор; едкий натр, 2 н. раствор.

В пробирку помещают 4 капли раствора едкого натра, разбавляют 4 каплями воды и добавляют 2 капли раствора сульфата меди (II). К выпавшему осадку гидроксида меди (II) прибавляют 1 каплю раствора формальдегида и взбалтывают содержимое пробирки. Нагревают над пламенем горелки до кипения только верхнюю часть раствора так, чтобы нижняя часть оставалась для контроля холодной. В нагретой части пробирки выделяется желтый осадок гидроксида меди (I) (CuOH), переходящий в красный оксид меди (I) (Cu_2O), а иногда на стенках пробирки выделяется даже металлическая медь.

Химизм процесса:



Повторите этот опыт, заменив раствор формальдегида раствором этанала.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 4. Свойства ализарина.

Реактивы и оборудование: ализарин; алюминиевые квасцы, насыщенный водный раствор; едкий натр, 0,1 н. раствор; белая хлопчатобумажная ткань; фарфоровая чашка.

В пробирку помещают 3-5 капель ализарина, добавляют 6 капель щелочи и тщательно взбалтывают. Получается раствор, окрашенный в фиолетовый цвет.

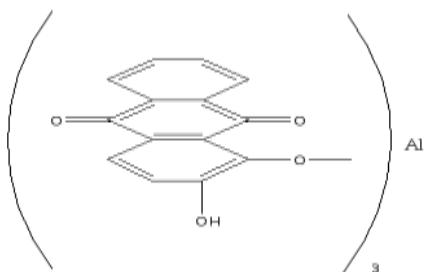
1. В пробирку помещают 2 капли раствора ализарина и добавляют 3 капли раствора квасцов. Образуется оранжево-красный осадок алюминиевого ализаринового лака.

2. Кусочек белой ткани стирают с мылом и тщательно прополаскивают в воде. В фарфоровую чашечку наливают раствор квасцов, пропитывают им ткань и отжимают.

В пробирку помещают 5 капель щелочного раствора ализарина, нагревают и в горячий раствор погружают кусочек «протравленной» ткани на 1—2 мин. Затем ткань, окрашенную в красный цвет, промывают водой.

Ализарин, или 1,2-диоксиантрахинон, образует оранжевые игольчатые кристаллы с т. пл. 290°C . Он нерастворим в воде и растворим в обычных органических растворителях. Растворяется он также в водном растворе едкого натра, причем раствор имеет пурпурную окраску.

Ализарин — протравной краситель. С алюминиевой протравой он дает ярко-красную окраску; с оловянной — фиолетово-красную; с железной — черно-фиолетовую. С ионами этих металлов ализарин образует хелатные соединения за счет групп $\text{C}=\text{O}$ и группы OH , находящейся в α -положении:



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 2.4 Карбоновые кислоты. Сложные эфиры и жиры

Лабораторная работа № 7

Качественные реакции на карбоновые кислоты

Цель работы: научиться исследовать химические свойства карбоновых кислот и осуществить качественные реакции на карбоксильные соединения.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде;
- проводить качественные реакции с карбоновыми кислотами.

Материальное обеспечение:

Реактивный штатив с набором реактивов (уксуснокислый натрий кристаллический; хлорид железа $FeCl_3$, молочная кислота; уксусная кислота концентрированная, фенол, муравьиная кислота безводная; серная кислота концентрированная, щавелевая кислота кристаллическая, раствор карбонат натрия), пробирки, пипетки.

Задание:

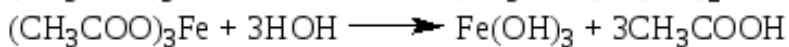
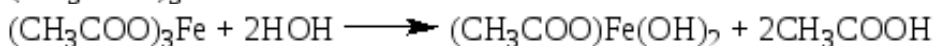
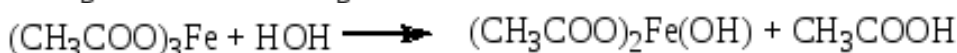
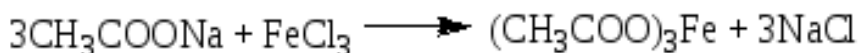
1. Вспомнить правила по технике безопасности при проведении лабораторных работ.
2. Прочитать инструкцию по проведению опытов.
3. Приготовить необходимую химическую посуду и оборудование для проведения опытов.
4. Провести опыты.
5. Оформить лабораторную работу.

Ход работы

Опыт 1. Образование и гидролиз уксуснокислого железа.

Реактивы и материалы: уксуснокислый натрий кристаллический; хлорид железа $FeCl_3$, 0,1 н. раствор.

В пробирку помещают несколько кристалликов уксуснокислого натрия, 3 капли воды и 2 капли раствора хлорида железа (III). Раствор окрашивается в желтовато-красный цвет в результате образования железной соли уксусной кислоты. Раствор нагревают до кипения. Тотчас же выпадают хлопья основных солей красно-бурого цвета. Химизм процесса:



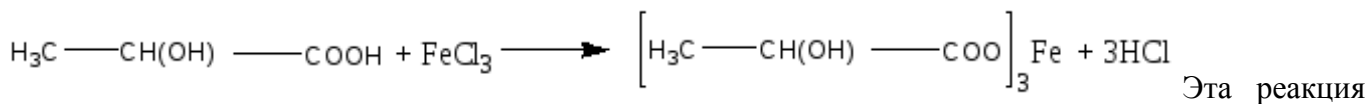
Уксусная кислота, как и большинство карбоновых кислот,— слабая кислота. Поэтому ее соли легко гидролизуются с образованием основных солей и продуктов водного гидролиза.

Опыт 2. Качественная реакция α -оксикислот с хлоридом железа (III)

Реактивы и материалы: хлорид железа (III), 0,1 н. раствор; фенол, водный раствор; молочная кислота; уксусная кислота концентрированная.

В две пробирки вводят по 1 капле раствора хлорида железа и добавляют по 2 капли раствора фенола. Растворы окрашиваются в фиолетовый цвет. В одну пробирку добавляют 2 капли молочной кислоты, а в другую— столько же капель уксусной кислоты. В пробирке с молочной кислотой появляется зеленовато-желтое окрашивание, в пробирке с уксусной кислотой цвет раствора не изменяется.

α -Оксикислоты вытесняют фенол из комплексного фенолята, и фиолетовая окраска раствора переходит в желтую. В присутствии молочной кислоты фиолетовый цвет железного комплекса изменяется на зеленовато-желтый вследствие образования лактата железа (молочнокислого железа):



Эта реакция

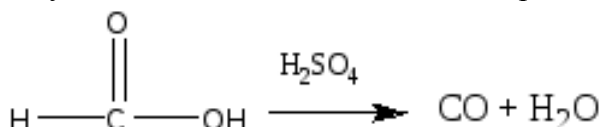
представляет большой интерес и используется в клинической практике для определения молочной кислоты (как патологического продукта) в желудочном соке.

Опыт 3. Разложение муравьиной и щавелевой кислот при нагревании с концентрированной серной кислотой

Реактивы и материалы: муравьиная кислота безводная; серная кислота концентрированная ($d = 1,84 \text{ г/см}^3$); щавелевая кислота кристаллическая; серная кислота ($d = 1,84 \text{ г/см}^3$); баритовая вода, насыщенный раствор.

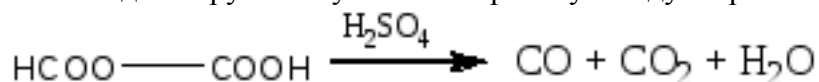
Оборудование: газоотводная трубка.

В пробирку приливают 3 капли муравьиной кислоты, 3 капли концентрированной серной кислоты и нагревают смесь в пламени горелки. Бурно выделяется газ. При поджигании газ горит голубоватыми вспышками. Химизм процесса:



Муравьиная кислота под действием концентрированной серной кислоты разлагается с образованием оксида углерода. Это свойство отличает муравьиную кислоту от остальных карбоновых кислот.

В пробирку помещают несколько кристаллов щавелевой кислоты и добавляют 2 капли серной кислоты. Пробирку закрывают пробкой с газоотводной трубкой и нагревают на пламени горелки. Поджигают выделяющийся газ — он горит голубоватыми вспышками. После этого конец газоотводной трубки опускают в баритовую воду. Баритовая вода мутнеет. Химизм процесса:



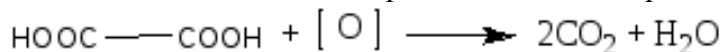
Под действием концентрированной серной кислоты щавелевая кислота в отличие от других двухосновных кислот разлагается.

Опыт 4. Окисление перманганатом калия щавелевой кислот и растительных масел

Реактивы и материалы: щавелевая кислота кристаллическая; перманганат калия, 0,1 н. раствор; серная кислота, 0,2 н. раствор; баритовая вода, насыщенный раствор; раствор карбонат натрия, 0,5 н. раствор.

Оборудование: газоотводная трубка.

В пробирку помещают несколько кристаллов щавелевой кислоты, добавляют 2 капли перманганата калия и 1 каплю серной кислоты. Отверстие пробирки закрывают пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опущен и пробирку с баритовой водой. Реакционную смесь нагревают. Розовый раствор перманганата калия обесцвечивается, а в пробирке с баритовой водой появляется белый осадок карбоната. Химизм процесса:



В отличие от высших гомологов щавелевая кислота обладает восстановительными свойствами: она количественно окисляется перманганатом калия в кислом растворе.

На этой реакции окисления щавелевой кислоты основано ее применение в аналитической химии для установления титра перманганата калия.

В пробирку помещают по 2 капли олеиновой кислоты, раствора карбоната натрия и раствора перманганата калия. При встряхивании смеси розовая окраска исчезает. Химизм процесса:

Тема 2.5 Углеводы и их классификация

Лабораторная работа № 8

Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди и другими веществами. Качественная реакция на крахмал

Цель работы: научиться исследовать химические свойства глюкозы и сахарозы, крахмала

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить несложные реакции по обнаружению глюкозы, сахарозы (альдегидов), крахмала в объектах;
- составлять схемы превращений веществ различных классов.

Материальное обеспечение:

Реактивный штатив с набором реактивов реактивный штатив, пробирки, пипетки, нагревательный элемент, растворы глюкозы, сахарозы, крахмала, растворы гидроксида натрия или калия, сульфата меди (II).

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. Обнаружение глюкозы

Порядок выполнения опыта

1. В тщательно вымытую пробирку налейте 0,5 мл раствора нитрата серебра.
2. Добавьте в нее разбавленный раствор аммиака до растворения образующегося осадка Ag_2O .
3. Затем добавьте в пробирку раствора формальдегида, ацетальдегида или глюкозы и осторожно нагрейте.
4. Наблюдайте образование «серебряного зеркала» на стенках пробирки.
5. Составьте схему превращения.
6. Во вторую пробирку налейте 0,5 мл сульфата меди (II) – CuSO_4 .
7. Добавьте раствора щелочи KOH или NaOH до образования голубого осадка.
8. Затем налейте раствор формальдегида, ацетальдегида или глюкозы, нагрейте.
9. Наблюдайте образование красного осадка оксида меди (I) Cu_2O .
10. Составьте схему превращений.

Опыт №2. Свойства сахарозы

Порядок выполнения опыта

1. В пробирку налейте 3–4 капли раствора сульфата меди (II) – CuSO_4 .
2. Добавьте раствора щелочи KOH или NaOH до образования голубого осадка.
3. Добавьте в пробирку 3 мл раствора сахарозы и смесь взболтайте.
4. При встряхивании наблюдайте растворение голубого осадка гидроксида меди (II) и образование синего раствора сахарата меди (II).
5. Сделайте вывод о свойствах сахарозы.

Опыт №3. Обнаружение крахмала

Порядок выполнения опыта

1. В пробирку налейте 0,5 мл раствора крахмала (крахмального клейстера).
2. Добавьте к нему несколько капель спиртового раствора иода.
3. Наблюдайте образование синего окрашивания.

4. Нагрейте пробирку и наблюдайте исчезновение окраски.
5. После охлаждения содержимого вновь наблюдайте появление синей окраски.

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 2.6 Азотсодержащие органические вещества. Амины. Аминокислоты

Лабораторная работа № 9 Качественный анализ органических соединений

Цель работы: научиться исследовать химические свойства глюкозы и сахарозы, крахмала

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить несложные реакции по обнаружению глюкозы, сахарозы (альдегидов), крахмала в объектах;
- составлять схемы превращений веществ различных классов.

Материальное обеспечение:

Оксид меди, парафин, безводного сульфата меди (II), вата, пробирка с газоотводной трубкой, раствор гидроксида бария, медная проволока, хлороформом или дихлорэтаном, горелка.

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. Определение углерода и водорода в органическом соединении (парафин)

Соберите прибор, как показано на рисунке учебника. Смесь 1-2 г оксида меди (II) и 0,2 г парафина хорошо перемешайте и поместите на дно пробирки. Сверху насыпьте еще немного оксида меди (II). В верхнюю часть пробирки введите в виде пробки небольшой кусочек ваты и насыпьте на нее тонкий слой белого порошка безводного сульфата меди (II). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. При этом конец трубки должен почти упираться в комочек ваты с сульфатом меди (II). Нижний конец газоотводной трубки должен быть погружен в пробирку с баритовой водой (раствор гидроксида бария) или известковой водой (раствор гидроксида кальция). Нагрейте пробирку в пламени спиртовки. Если пробка плотно закрывает пробирку, то через несколько секунд из газоотводной трубки начнут выходить пузырьки газа. Как только баритовая вода помутнеет, пробирку с ней следует удалить и продолжать нагревание, пока пары воды не достигнут белого порошка сульфата меди (II) и не вызовут его помутнения. После изменения окраски сульфата меди (II) следует прекратить нагревание.

Опыт №2. Обнаружение галогенов (проба Блейштейна)

Галогены можно обнаружить при помощи реакции окрашивания пламени, предложенную русским химиком Ф.Ф. Блейштейном.

Для проведения опыта требуется медная проволока длиной около 10 см, загнутая на конце петлей и вставленная другим концом в небольшую пробку.

Держа за пробку, прокалите петлю проволоки до исчезновения посторонней окраски пламени. Остывшую петлю, покрывшуюся черным налетом оксида меди (II), опустите пробирку с хлороформом или дихлорэтаном, затем смоченную веществом петлю вновь внесите в пламя горелки. Немедленно появляется характерная зеленовато-голубая окраска пламени, так как образующиеся при сгорании летучие галогениды меди окрашивают пламя спиртовки.

Отчет по лабораторной работе

Заполните таблицу наблюдений. Сделайте вывод.

Название опыта	Уравнения реакций	Ответы на вопросы
1. Оксид меди восстанавливается до		

металлической меди при определении углерода и водорода в органическом соединении (парафин)		
2. Взаимодействие баритовой воды (известковой воды) с углекислым газом.		Почему помутнел раствор баритовой воды (известковой воды)?
3. Взаимодействие безводного сульфата меди (II) с водой.		Почему белый порошок сульфата меди (II) стал голубым?
4. Обнаружение галогенов.		

Вывод: (Вы установили в исследованном веществе наличие углерода и водорода. Как вы это доказали?)

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 2.7 Белки. Полисахариды как биополимеры. Волокна

Лабораторная работа № 10 Качественные (цветные) реакции белков

Цель работы: научиться исследовать свойства белка. Проводить качественные (цветные) реакции с белком).

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить несложные реакции по обнаружению белка в объектах;
- определять по появлению соответствующего окрашивания наличие белка в объектах.

Материальное обеспечение:

реактивный штатив, пробирки, нагревательный элемент, растворы белка, растворы гидроксида натрия или калия, сульфата меди (Соли тяжелого металла (например, свинца), концентрированная азотная кислота, дистиллированная вода.

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

Порядок выполнения опытов

В три пробирки налейте по 0,5 мл раствора яичного белка.

Опыт №1. Обнаружение пептидных связей (биуретовая реакция)

1. В первую пробирку налейте по несколько капель щелочи (KOH или NaOH) и раствора CuSO_4 . Наблюдайте появление красно-фиолетового окрашивания.

Опыт №2. Обнаружение бензольных колец (ксантопротеиновая реакция)

1. Во вторую пробирку добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты HNO_3 (Осторожно!). Наблюдайте появление ярко-желтого осадка, доказывающего наличие бензольного кольца в молекуле белка.

Опыт №3. Обнаружение серы в молекулах белка (сульфгидрильная реакция)

1. В третью пробирку добавьте несколько капель раствора ацетата свинца (II) – $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ и щелочи, нагрейте. Наблюдайте выпадение черного осадка PbS , доказывающего наличие серы в молекуле белка.

2. Сделайте заключение о реакциях обнаружения белка в объектах.

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)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений
---------------------------------------	---

ответов)		
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо
70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно