

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

Многопрофильный колледж



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

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

**по учебному предмету
ПОО.03 ХИМИЯ**

**для обучающихся специальности
43.02.15 Поварское и кондитерское дело**

Магнитогорск, 2022

ОДОБРЕНО

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

Методической комиссией МпК

Протокол № 4 от 09.02.2022 г.

Составитель:

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

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	8
Практическая работа 3	10
Практическая работа 4	11
Практическая работа 5	13
Практическая работа 6	15
Практическая работа 7	18
Практическая работа 8	23
Практическая работа 9	26
Практическая работа 10	28

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

Практическое занятие № 1

Расчеты по химическим формулам и уравнениям

Цель работы: научиться осуществлять расчеты по химическим формулам: находить относительную молекулярную массу, массовые доли элементов в сложных веществах; решать задачи по химическим уравнениям.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- **связывать:** изученный материал со своей профессиональной деятельностью;
- **решать:** расчетные задачи по химическим формулам и уравнениям.

Материальное обеспечение:

Конспекты лекций, таблица Д.И. Менделеева.

Задание:

1. Даны формулы следующих веществ

а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

б) H_2CO_3

Определите молекулярные массы этих веществ и массовые доли кислорода в них.

Задание:

2. Массовая доля азота 63,64%, массовая доля кислорода 36,36%. Определите формулу вещества.

Задание:

3. Какова простейшая формула вещества, в котором массовые доли серы, железа и кислорода равны соответственно 24, 28 и 48 %.

Краткие теоретические сведения:

Расчеты по химическим уравнениям:

По уравнению химической реакции можно узнать:

а) количество реагирующих веществ и продуктов реакции (число моль определяем по коэффициентам)

б) массы реагентов и продуктов реакции $m = M$

с) объёмы, но только для газообразных продуктов реакции $V = V_M$

Алгоритм решения расчётных задач с использованием уравнений химических реакций:

1. Составить уравнение химической реакции (т.е. обязательно – расставить коэффициенты!)

2. Над соответствующими формулами в уравнении записать количественные данные о веществах с единицами измерения, которые известны или их можно рассчитать, исходя из условия задачи, и искомую величину X также с единицами измерения.

3. Под этими формулами записать соответствующие количественные величины, задаваемые самим уравнением, также с единицами измерения.

4. Составить и решить пропорцию.

5. Оформить ответ.

ПРИМЕР:

Рассчитайте массу воды, которая образуется в результате взаимодействия 0,5 моль оксида алюминия с серной кислотой при нагревании.

- Прочитайте задачу.
- Запишите условие задачи. (Дано, найти.)
- Далее решаем задачу согласно, имеющемуся у вас алгоритму.

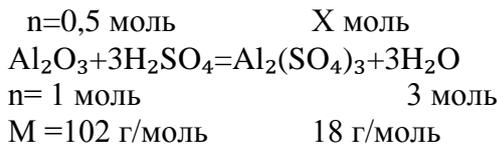
Дано:

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3)=0,5 \text{ моль}$$

Найти:

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Решение:



Расчет молекулярной массы:

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3)= 2 \cdot 27+3 \cdot 16= 54+48=102$$

$$M(\text{H}_2\text{O})= 2 \cdot 1+16=18$$

Составить и решить пропорцию.

$$\underline{0,5 \text{ моль}} = \underline{X \text{ моль}}$$

$$1 \text{ моль} \quad 3 \text{ моль}$$

$$X \text{ моль} = n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,5 \text{ моль} \cdot 3 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1,5 \text{ моль}$$

Найдём массу воды.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1,5 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 27 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{H}_2\text{O})=27 \text{ г}$$

Порядок выполнения работы:

1. Решение задач по химическим формулам.
2. Решение задач по химическим уравнениям.

Ход работы:

Задание №1. Определите объём хлора (н.у.), необходимый для получения 634 г хлорида алюминия по уравнению: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$.

Задание №2. Рассчитайте количество вещества и массу лития, необходимого для реакции с кислородом массой 128 г по уравнению: $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$.

Задание №3. Сожгли в избытке кислорода 0,4 моль оксида углерода (II). Рассчитайте количество вещества: прореагировавшего кислорода и образовавшегося в реакции оксида углерода (IV).

Задание №4. Сожгли в избытке кислорода 19,6 г CO. Рассчитайте массы: прореагировавшего кислорода и образовавшегося в реакции оксида углерода (IV).

Задание №5. При нагревании перманганата калия KMnO_4 образуется диоксид марганца, MnO_2 , манганат калия K_2MnO_4 и кислород O_2 . Рассчитайте массы продуктов реакции, если масса перманганата калия равна 15,8 г.

Задание №6. Рассчитайте объём водорода (н.у.), полученного при взаимодействии 13 г цинка с избытком соляной кислоты.

Задание №7. Рассчитайте массу и количество вещества фосфора, необходимого для реакции с кислородом объёмом 5,6 л.

Форма представления результата:

Выполненные задания.

Критерии оценки:

Оценка "5" ставится, если студент:

1. выполнил работу без ошибок и недочетов;
2. допустил не более одного недочета.

Оценка "4" ставится, если студент выполнил работу полностью, но допустил в ней:

1. не более одной негрубой ошибки и одного недочета;

2. или не более двух недочетов.

Оценка "3" ставится, если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил:

1. не более двух грубых ошибок;
2. или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета;
3. или не более двух-трех негрубых ошибок;
4. или одной негрубой ошибки и трех недочетов;
5. или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.

Оценка "2" ставится, если студент:

1. допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка "3";
2. или если правильно выполнил менее половины работы.

Тема 1.2 Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева. 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 гидроксид 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 подуровне в атоме фосфора, который заполняется электронами, p-подуровень, Фосфор относится к семейству p-элементов.

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

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

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

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

Форма предоставления результата

Выполненное упражнение

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

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

Тема 1.3.Строение вещества. Химическая связь

Практическое занятие № 3

Составление схем образования химической связи различного типа

Цель работы: развитие навыков составления электронных схем образования химических связей, соединений с ионным типом связи и определения количества электронов в ионах; развитие умений определения типа связи на основании анализа состава химического соединения.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять тип химической связи;
- составлять схему образования химической связи, схемы перехода электронов.

Краткие теоретические сведения:

Ионная связь – это связь между атомами резко отличающимися по электроотрицательности: у одного она очень высокая, у другого – низкая. В этом случае, атом с меньшей электроотрицательностью полностью отдает свои валентные электроны атому с большей электроотрицательностью. Ионная связь образуется между металлами и неметаллами.

Такой тип связи в NaCl, CsBr, NH₄Cl и др. При образовании ионной связи образуются заряженные частицы: ионы.

Катионы – положительно заряженные ионы. Их образуют атомы, в которых мало валентных электронов и они слабо связаны с ядром. Это атомы щелочных и щелочноземельных металлов.

Анионы – отрицательно заряженные ионы. Их легче всего образуют галогены. Элементы главной подгруппы 7 группы. До завершения валентного уровня им не хватает всего одного электрона.

Схема образования ионной связи на примере хлорида натрия.

Химическая связь, образующаяся в результате перекрывания атомных орбиталей, при котором пара электронов становится общей для обоих атомов, называется ковалентной связью

Обратите внимание: при ковалентной связи пара электронов становится общей для обоих атомов. Образование молекулы водорода – это пример ковалентной связи. При этом область повышенной электронной плотности находится посередине относительно центров ядер атомов, то есть пара электронов в равной степени принадлежит обоим атомам водорода. Такая связь называется ковалентной неполярной связью.

Химическую связь между атомами элементов, в результате которой электроны в равной степени принадлежат обоим атомам, называют ковалентной неполярной связью.

3. Ковалентная неполярная связь в молекуле хлора

Образование ковалентной неполярной связи в молекуле хлора Cl₂, F₂.

Ход работы:

Задание 1. Определите, какая химическая связь осуществляется между атомами в веществах: NaCl, HCl, Cl₂, AlCl₃, H₂O. Дайте пояснения.

Задание 2. Определите степени окисления в веществах: KMnO₄, R₂Cr₂O₇, HNO₃, H₂SO₄, составив простейшие уравнения.

Форма предоставления результата:

Выполненное упражнение

Критерии оценивания:

- Выполнение работы более 90% – оценка «5»,
- 70-90% - оценка «4»,
- 50 -70% - оценка «3»,
- Менее 50% - оценка «2»

Тема 1.4. Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация

Практическое занятие № 4

Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация»

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

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

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

Материальное обеспечение:

Конспект лекций, таблица растворимости.

Задание:

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

Ход работы:

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

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

1. Прodelайте реакции между растворами:

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

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

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

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

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

3. Пользуясь имеющимися реактивами, получите:

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

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

4. Осуществите превращения:

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

Напишите уравнение химических реакций.

По итогам проведенных опытов заполните таблицу, сделайте вывод.

Краткие теоретические сведения:

Раствор- это однородная система, состоящая из растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия. Растворителем чаще всего является то вещество, которое в чистом виде имеет тоже агрегатное состояние, что и раствор, либо присутствует в избытке.

По агрегатному состоянию различают растворы: жидкие, твердые, газообразные. По соотношению растворителя и растворенного вещества: разбавленные, концентрированные, насыщенные, ненасыщенные, перенасыщенные. Состав раствора обычно передается содержанием в нем растворимого вещества в виде массовой доли, процентной концентраций и молярности.

Массовая доля (безразмерная величина) – это отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора:

$$W_m \text{ д.} = m_{\text{раств. вещества}} / m_{\text{раствора}}$$

Процентная концентрация (%) – это величина показывающая сколько грамм растворенного вещества содержится в 100 гр. раствора:

$$W\% = \frac{m_{\text{раств. вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%$$

Молярная концентрация, или молярность (моль/литр)- это величина показывающая сколько молей растворимого вещества содержится в 1 литре раствора:

$$C_m = \frac{m_{\text{раств. вещес}}}{M_r(\text{раств. вещества}) \cdot V_{\text{раствора}}}$$

Ход работы:

Задание 1. Приготовление раствора соли с определенной массовой долей вещества.

Задача: определите, какую массу соли и воды потребуется взять для приготовления 20 г водного раствора поваренной соли с массовой долей соли 5 %.

Произведите расчеты и приготовьте раствор. Для этого:

–Отвесьте соль и поместите ее в стакан.

–Отмерьте измерительным цилиндром необходимый объем воды и вылейте в колбу с навеской соли.

Внимание! При отмеривании жидкости глаз наблюдателя должен находиться в одной плоскости с уровнем жидкости. Уровень жидкости прозрачных растворов устанавливают по нижнему мениску.

Задание 2. Приготовление раствора с заданной молярной концентрацией.

Задача: определите, какую массу соли и воды потребуется взять для приготовления 25 мл раствора хлорида калия, молярная концентрация которого 0,2 моль/л.

Произведите расчеты и приготовьте раствор.

В соответствии с расчетами возьмите навеску соли, поместите ее в мерный стакан и добавьте немного воды (примерно 7-10 мл). помешивая стеклянной палочкой, растворите полностью соль, а затем прилейте воды до необходимого по условию задачи объема.

Задание 3. Самостоятельно решите задачи.

1. Приготовлено 300 г 5%-ного раствора иода в этаноле. Рассчитайте массу (в граммах) использованного спирта.

2. Какой объем (в литрах, н. у.) метаноля необходимо растворить в 500 мл воды, чтобы приготовить 30 %-ный формалин.

3. Приготовлен раствор из 219 г кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и 1 л воды. Рассчитайте массовую долю (в %) безводной соли в этом растворе.

4. Определите количество гидроксида калия (моль), содержащееся в 3 л 25 %-ного раствора (плотность 1,24 г/мл).

5. Определите массовую долю (%) нитрита железа (II), если из 4 кг 15% раствора выпарили 1 кг.

Форма представления результата:

Выполненные задания.

Критерии оценивания:

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

Тема 1.5 Классификация неорганических соединений и их свойства

Практическая работа №5

“Гидролиз солей”

Цель работы: научиться прогнозировать и опытным путём определять при помощи индикаторов характер среды водных растворов солей различного состава.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- решать: расчетные экспериментальные задачи по определению веществ;
- составлять уравнения реакций гидролиза солей.

Материальное обеспечение:

Оборудование: пробирки, стакан с водой, воронка, фильтр (бумага или вата), коническая колба на 100 мл, стеклянная палочка с резиновым наконечником, стеклянные ложечки для сухих веществ.

Реактивы: сухие NaHCO_3 и Na_2CO_3 , растворы NaOH и Na_2CO_3 , растворы AlCl_3 и HCl , индикаторы в растворе, универсальный индикатор, Zn , р-р AgNO_3 , крист. NH_4NO_3 , силикатный клей, раствор хозяйственного мыла, сухая древесная зола (лучинки, если её нет).

Задание: решить экспериментальные задачи.

Ход работы:

Задача №1.

Выданы сухие соли: NaHCO_3 и Na_2CO_3 . Назовите соли. Укажите место каждой соли в системе классификации солей (средняя, кислая, основная, двойная, комплексная). Можно ли считать первую соль продуктом первой ступени гидролиза второй соли? Почему? Известно, что гидролиз любой соли при одних и тех же условиях по второй и третьей ступеням идёт труднее, чем по первой. На примере выданных солей докажете, что данное положение является верным. Составьте план эксперимента и осуществите его. Напишите уравнения гидролиза каждой из выданных солей по одной ступени в молекулярном и ионном видах.

Задача №2.

Выданы растворы NaOH и Na_2CO_3 без надписей. Можно ли при помощи индикатора распознать вещества? Почему? Подтвердите свой ответ опытным путём. Определите карбонат натрия при помощи качественной реакции на соответствующий анион этой соли.

Напишите уравнения всех реакций в молекулярном и ионном видах.

Задача №3.

Выданы растворы AlCl_3 и HCl без надписей. Можно ли при помощи индикатора распознать вещества? Почему? Подтвердите свой ответ опытным путём. Определите кислоту по её способности реагировать с металлами, стоящими в ряду активности до H . Докажите, что оба вещества (AlCl_3 и HCl) дают одну и ту же качественную реакцию на соответствующий анион. Напишите уравнения всех реакций в молекулярном и ионном видах. Записать уравнения всех ступеней гидролиза соли в молекулярном и ионном видах.

Задача №4

Определить при помощи индикаторов характер водных растворов веществ, применяемых в быту:

- стеарата натрия $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ (хозяйственное мыло),
- силиката натрия Na_2SiO_3 (компонент силикатного клея),
- карбоната калия (компонент древесной золы),
- NH_4NO_3 (азотное удобрение).

Форма представления результата:

Выполненные задания.

Критерии оценивания:

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

Тема 1.6 Химические реакции

Практическое занятие № 6

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

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

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

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

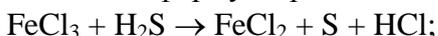
Материальное обеспечение:

Таблица Д.И. Менделеева, конспект лекции, таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде.

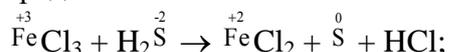
Краткие теоритические сведения:

Метод электронного баланса обычно используют для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих между газами, твердыми веществами и в расплавах. Последовательность операций следующая:

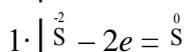
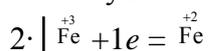
1. Записывают формулы реагентов и продуктов реакции в молекулярном виде:



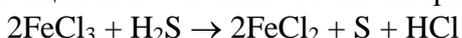
2. Определяют степени окисления атомов, меняющих ее в процессе реакции:



3. По изменению степеней окисления устанавливают число электронов, отдаваемых восстановителем, и число электронов, принимаемых окислителем, и составляют электронный баланс с учетом принципа равенства числа отдаваемых и принимаемых электронов:



4. Множители электронного баланса записывают в уравнение окислительно-восстановительной реакции как основные стехиометрические коэффициенты:



5. Подбирают стехиометрические коэффициенты остальных участников реакции:



Задание:

I. Коллективная работа (задачи для совместного решения):

1. Рассчитайте скорость реакции $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{газ})}$, 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 $2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2$, если
 - а) концентрация SO_3 с 1 моль/л увеличится до 3 моль/л;
 - б) температура снизится на 30°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:



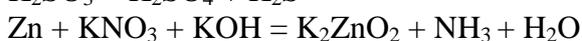
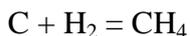
II. Самостоятельная работа (задачи для самостоятельного решения):

1. Рассчитайте скорость реакции $2\text{C} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}$, 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 $2\text{C} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}$, если:
 - а) концентрацию кислорода увеличить с 2 моль/л до 5 моль/л;
 - б) температуру снизить с 60°C до 20°C (температурный коэффициент скорости этой реакции принять $\gamma=2$).

3. Укажите, какие факторы (температура, давление, концентрации) и каким образом (повысить или понизить) нужно изменить, чтобы сдвинуть вправо химическое равновесие системы:



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



Задания:

Закончить составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионных полуреакций:

1. $\text{Cl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
2. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
3. $\text{I}_2 + \text{K}_2\text{SnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_3 + \dots$
4. $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
5. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
6. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$
7. $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KIO}_3 + \dots$
8. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \dots$
9. $\text{Sb} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \dots$
10. $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KIO}_3 + \dots$
11. $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
12. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
13. $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
14. $\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{AgNO}_3 + \dots$
15. $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
16. $\text{H}_2\text{S} + \text{KClO} \rightarrow \text{S} + \text{KCl} + \dots$
17. $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$
18. $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
19. $\text{NaIO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaI} + \dots$
20. $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
21. $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \dots$
22. $\text{Cl}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KIO}_3 + \dots$
23. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
24. $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
25. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
26. $\text{HCl} (\text{конц.}) + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
27. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \dots$
28. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \dots$
29. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{S} + \dots$



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 1.7 Металлы и неметаллы

Практическая работа № 7

По теме: «Общие свойства металлов и их соединений»

Цель работы: изучение химических свойств металлов и их соединений.

Задачи работы:

1. Закрепить знания о химических свойствах металлов: взаимодействие металлов с растворами кислот и солей.
2. Экспериментальным путем убедиться в различной химической активности металлов, доказать, что более активные металлы восстанавливают менее химически активные из водных растворов их солей.
3. Изучить общие свойства амфотерных гидроксидов.
4. Изучить общие свойства нерастворимых оснований.
5. Отработать навыки экспериментальной работы согласно правилам техники безопасности.

Краткие теоретические сведения.

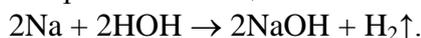
Металлы в периодической системе находятся в I, II, III группах, в побочных подгруппах всех групп. Кроме того, металлами являются наиболее тяжелые элементы IV, V, VI и VII групп. Особенностью строения атомов металлов является небольшое число электронов во внешнем электронном уровне, как правило, не превышающее трёх. Атомы металлов легко отдают электроны и являются хорошими восстановителями.

Металлы по их активности расположены в ряд, называемый электрохимическим рядом напряжений металлов.

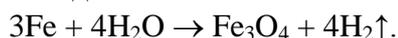
Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Sb Bi Cu Hg Ag Au

Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов до водорода, могут вытеснять его из растворов кислот, а всякий металл, стоящий ближе к началу ряда, может вытеснять (восстанавливать) последующие из растворов их солей.

1. Металлы, расположенные в начале ряда - от лития до магния –восстанавливают водород из воды с образованием щелочи:

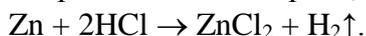


2. Металлы менее активные (от марганца до железа), восстанавливая из воды водород, образуют оксиды:



3. Металлы реагируют с кислотами. Взаимодействие металлов зависит от их активности (см. электрохимическим рядом напряжений металлов) и от концентрации кислоты:

а) кислоты HCl, H₃PO₄, H₂SO₄(разб.) реагируют со всеми металлами (кроме Pb), которые стоят в ряду напряжений до водорода, при этом выделяется водород;



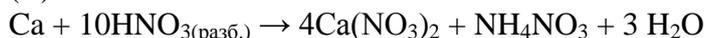
б) концентрированная H₂SO₄ при нагревании реагирует со всеми металлами (кроме Pt и Au), при этом водород не выделяется; с тяжелыми (плотность 5 г/см³) металлами образует газ SO₂ (оксид серы (IV)); с более активными легкими (плотность ³) металлами выделяется H₂S (сероводород):



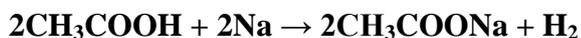
в) концентрированная HNO₃ с щелочными и щелочноземельными металлами образует газ N₂O – оксид азота (IV), с другими тяжелыми металлами – оксид азота (IV) NO₂:



г) разбавленная HNO₃ взаимодействует с щелочными и щелочно-земельными металлами, а также с Zn, Fe, Sn, при этом выделяется газ NH₃ (аммиак) или образуется соль аммония (NH₃ + HNO₃ = NH₄NO₃), при реакции с остальными металлами (плотность 5 г/см³) образуется оксид азота (II) NO:



д) кислоты H₂CO₃, H₂SO₃, CH₃COOH – слабые, взаимодействуют с активными металлами:



4. Каждый последующий металл может быть восстановлен из раствора соли предыдущим металлом: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$.

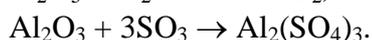
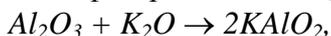
Переходные металлы расположены в Периодической системе с 4 по 7 период. Переходные металлы, символы которых расположены в самой таблице, называют d-элементами, а те элементы, символы которых расположены в нижней части Периодической системы, называют лантаноидами и актиноидами или f-элементами.

Амфотерные оксиды - оксиды переходных металлов.

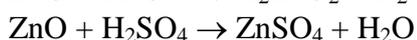
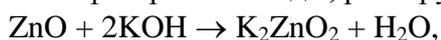
Свойства.

1. Амфотерные оксиды не растворяются в воде.

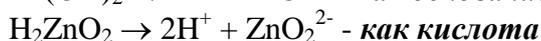
2. Амфотерные оксиды, реагируя с основными и с кислотными оксидами, дают соли:



3. Амфотерные оксиды, реагируя с основными или кислотными гидроксидами, дают соли:



4. Соответствующие амфотерным оксидам гидроксиды обладают амфотерными свойствами:



Амфотерные гидроксиды - это такие гидроксиды, где растворенная в воде часть, диссоциирует на катионы водорода, металла и анионы гидроксида и кислотного остатка.

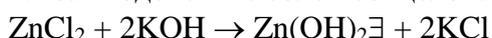


Получение:

1. Взаимодействием переходных металлов (после удаления оксидной пленки) с водой:



2. Взаимодействие солей со щелочами:

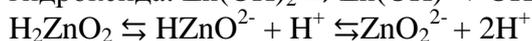


3. Взаимодействием солей с кислотами:

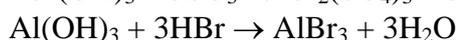


Свойства:

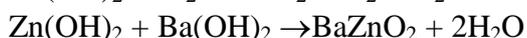
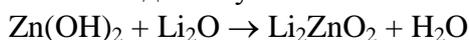
1. Диссоциирует на ионы растворенная в воде часть амфотерного гидроксида: $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$



2. Взаимодействие с кислотными оксидами, кислотами и кислыми солями:



3. Взаимодействуют с основными оксидами, основаниями и основными солями:



4. Подвергаются разложению при нагревании:



Приборы и реактивы:

- штатив с пробирками, пипетка, держатель для пробирок, спиртовки, спички, стеклянная палочка.

- растворы: серной кислоты, гидроксида натрия; растворы солей: сульфат меди (II), хлорид цинка, сульфат алюминия, сульфат натрия; кусочки: цинка, меди.

Порядок выполнения работы.

Опыт № 1. Взаимодействие металлов с растворами кислот.

Ход работы: В три пробирки положить: в первую кусочек магния, во вторую – гранулу цинка, в третью – медь (кусочек проволоки). Прилить во все пробирки 1 мл раствора серной кислоты.

Записать наблюдения в таблицу «Оформление отчета». Сравнить скорость происходящих реакций.

Почему в одной из пробирок реакция не идет? Дать объяснение. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт № 2. Взаимодействие металлов с солями.

Ход работы: В одну пробирку положить одну гранулу цинка и прилить раствор медного купороса, во вторую – кусочек медной проволоки и прилить раствор сульфата натрия.

Записать наблюдения в таблицу «Оформление отчета». Составить схему электронного баланса в окислительно–восстановительных реакциях.

Опыт № 3. Получение гидроксида цинка и испытание его амфотерных свойств.

Ход работы: В две пробирки налить по 5-6 капель раствора соли цинка и очень аккуратно по каплям добавить в них раствор щелочи до появления осадка.

Затем в одну пробирку добавить 2-3 капли раствора серной кислоты.

В другую пробирку добавить избыточное количество щелочи (до растворения осадка).

Записать наблюдения в таблицу «Оформление отчета». Составить уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт № 4. Получение гидроксида меди и изучение его свойств

Ход работы: Из имеющихся реактивов получить гидроксид меди (II). Указать цвет осадка. Нагреть полученное вещество.

Записать наблюдения в таблицу «Оформление отчета». Что произойдет с осадком при нагревании?

Составьте уравнения реакций в молекулярно и ионном виде.

Оформление отчета

Название работы. Условия проведения.	Наблюдения.	Уравнения реакции. Вывод.
---	-------------	------------------------------

Пример 1. На завод было доставлено 50 т фосфорита, содержащего 35 % пустой породы. Определите массу фосфата кальция в природном фосфорите.

Решение.

С п о с о б 1. Массовая доля фосфата кальция в руде составляет:

$$w(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 100\% - 35\% = 65\%,$$

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 50 \cdot 0,65 = 32,5 \text{ (т)}.$$

С п о с о б 2. $m(\text{примеси}) = 50 \text{ т} \cdot 0,35 = 17,5 \text{ т}$, тогда

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 50 \text{ т} - 17,5 \text{ т} = 32,5 \text{ т}.$$

Пример 2. Определите, какой объем ацетилен можно получить из карбида кальция массой 10 кг, массовая доля примесей в котором 15 %.

Решение.

1. Определяем массу примесей:

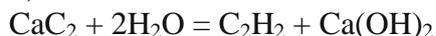
$$m(\text{примеси}) = 10 \cdot 0,15 = 1,5 \text{ (кг)}$$

2. Масса чистого карбида кальция равна

$$m(\text{CaC}_2) = 10 - 1,5 = 8,5 \text{ (кг)}.$$

3. Составляем уравнение реакции:

$$0,133 \text{ моль } x \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

4. Рассчитываем $v(\text{CaC}_2)$:

$$v(\text{CaC}_2) = \frac{8,5 \text{ кг}}{64 \text{ кг/моль}} = 0,133 \text{ моль}$$

5. По уравнению реакции определяем $v(\text{C}_2\text{H}_2)$:

$$v(\text{CaC}_2) = v(\text{C}_2\text{H}_2) \text{ и } v(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,133 \text{ моль}$$

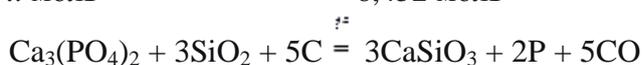
6. Определяем объем ацетилена:

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = v(\text{C}_2\text{H}_2) \cdot V_M = 0,133 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{моль} = 2,979 \text{ м}^3.$$

Пример 3. Вычислите, какая масса фосфорита с массовой долей примесей 12 % необходима для получения фосфора массой 200 кг.

Решение.

$$x \text{ моль} \quad 6,452 \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \quad 2 \text{ моль}$$

1. Определяем $v(\text{P})$: $v(\text{P}) = \frac{200}{31} = 6,452$ (моль).

2. По уравнению реакции определяем $v(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)$ чистого:

$$v(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) : v(\text{P}) = 1 : 2 \text{ и } v(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{6,452}{2} = 3,226 \text{ (моль)}.$$

3. Находим массу чистого фосфата кальция, необходимую для получения фосфора массой 200 кг:

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = v(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) \cdot M = 3,226 \cdot 310 = 1000 \text{ (кг)}.$$

4. Находим массовую долю чистого фосфата кальция:

$$w(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 100\% - w(\text{примесей}) = 100\% - 12\% = 88\%.$$

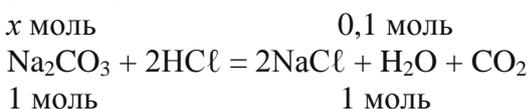
5. Определяем массу фосфорита, необходимую для получения фосфора массой 200 кг:

$$w(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)}{m(\text{фосфорита})} =$$

$$\text{и } m(\text{фосфорита}) = \frac{1000}{0,88} = 1136,4 \text{ (кг)}.$$

Пример 4. При взаимодействии кальцинированной соды массой 10,8 г с избытком соляной кислоты получили оксид углерода (IV) объемом 2,24 л (н. у.). Вычислите массовую долю (%) примесей в кальцинированной соде.

Решение.



1. Находим количество вещества CO_2 :

$$v(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_M} = \frac{2,24}{22,4} = 0,1 \text{ (моль)}$$

2. Вычисляем массу Na_2CO_3 в кальцинированной соде.

Из уравнения реакции следует:

$$v(\text{Na}_2\text{CO}_3) : v(\text{CO}_2) = 1 : 1 \text{ и } v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ моль, тогда}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \cdot 106 = 10,6 \text{ (г)}.$$

3. Находим массу примесей в кальцинированной соде:

$$m(\text{прим.}) = m(\text{кальц. сода}) - m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10,8 - 10,6 = 0,2 \text{ (г)}$$

4. Вычисляем массовую долю примесей:

$$w(\text{примесей}) = \frac{m(\text{примесей})}{m(\text{кальц. сода})} = \frac{0,2}{10,8} = 0,018, \text{ или } 1,8\%.$$

Реши самостоятельно:

1. Определите массу NaOH , которую можно получить при взаимодействии соды с известковым молоком, полученным из 5 кг известняка, содержащего 80 % CaCO_3 . (3,2 кг.)

2. Вычислите объем (в м^3) оксида углерода (IV) и массу жженой извести (CaO), которые можно получить при обжиге 500 кг известняка, содержащего 92 % карбоната кальция. (257,6 кг CaO и 103 $\text{м}^3 \text{CO}_2$.)

3. Какая масса раствора с массовой долей серной кислоты 70 % потребуется для получения фосфорной кислоты из фосфорита массой 200 кг, содержащего 70 % $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$? (189,7 кг.)

4. При взаимодействии 5,0 г технического магния с избытком соляной кислоты выделилось 3,36 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю (в %) чистого магния в техническом магнии. (72,0 %.)

5. Оксид углерода (IV), полученный при сжигании угля массой 50 г, пропустили через раствор гидроксида бария. Какая масса осадка образовалась, если массовая доля углерода в угле составляет 96 %? (788 г.)

6. Песок массой 2 кг сплавляли с избытком гидроксида калия, получив в результате реакции силикат калия массой 3,82 кг. Определите выход продукта реакции, если массовая доля оксида кремния (IV) в песке равна 90 %. (82,7 %.)

7. При сгорании технической серы массой 10 г выделился газ, который пропустили через избыток раствора гидроксида натрия. В реакцию вступил гидроксид натрия массой 24 г. Определите массовую долю серы в техническом продукте. (96 %.)

8. Вычислите массу раствора кислоты с массовой долей HCl 30 %, затраченную на растворение цинка массой 200 г с массовой долей примесей 35 %. (487 г.)

Форма представления результата:

Выводы по работе (ответить на вопросы).

Какими химическими свойствами обладают металлы. Указать, металлы, которые могут вытеснять водород из растворов кислот и металлы которые могут вытеснять другие металлы из растворов их солей.

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 2.2 Углеводороды и их природные источники

Практическое занятие № 8

Составление названий непредельных углеводородов по формулам и структурных формул по названиям. Решение расчетных задач.

Цель работы: научиться составлять изомеры для органических веществ и решать расчетные задачи. научиться находить молекулярные массы органических соединений.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять структурные формулы важнейших представителей предельных углеводородов;
 - называть предельные и непредельные углеводороды по систематической номенклатуре;
 - составлять простейшие схемы превращений предельных и непредельных углеводородов.
- уметь находить молекулярные формулы органических веществ

Материальное обеспечение:

Конспект лекций, учебник

Задание:

- 1) Составьте структурные формулы метана, этана, пропана, гексана, этилена, ацетилен, бензола и фенола.
- 2) Составьте структурные формулы изомеров гексана, имеющего формулу состава C_6H_{14} и октана (C_8H_{18}).
- 3) Составьте структурные формулы следующих веществ: 2-метилпентан; 2,2-диэтил-3-метилгексен-1; 3,4,5-триметил-4-этилгептадиен-1,6; 1,2-диметилбензол.
- 4) Составьте структурные формулы изомеров нонена и дайте им названия.
- 5) Составьте структурные формулы изомеров нонина и дайте им названия.
- 6) Составьте структурные формулы изомеров нонина и дайте им названия.
- 7) Определите плотность пропана по воздуху.
- 8) Определите формулу алкена, если его плотность по водороду равна 42.
- 9) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующий цикл превращений:
 - a. $CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow CHBr=CHBr$
 - б. $CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow CH_2=CH_2 \rightarrow CH_2Cl-CH_2Cl$
 - в. $CH_3-CH_3 \rightarrow HC \equiv CH \rightarrow NaC \equiv CNa$

1. В углеводороде массовая доля углерода равна 84%. Относительная плотность паров углеводорода по воздуху равна 3,45. Определите формулу углеводорода.
2. Массовая доля углерода в углеводороде составляет 83,33%. Плотность паров углеводорода по водороду равна 36. Определите формулу.
3. Массовая доля углерода в углеводороде составляет 85,7%. Плотность паров углеводорода по воздуху равна 1,931. Определите формулу.

Краткие теоретические сведения:

Алгоритм нахождения формулы органического вещества по массовой доле химических элементов и плотности вещества при нормальных условиях.

1) Выпишите в тетрадь основные формулы:

$$M = \rho \cdot V_m$$

где $V_m = 22,4$ л/моль (при н.у.);

M – молярная масса вещества (г/моль);

$\rho = m/V$ (плотность)

$W_{\text{элемента}} = (n \cdot A_r(\text{элемента}) \cdot 100\%) / M_r(\text{вещества})$,

где n – индекс, число атомов;

W – массовая доля элемента (%).

2) Разберите образец решения задачи:

Углеводород содержит 81,82% углерода. Масса 1 л этого углеводорода (н.у.) составляет 1,964 г. Найдите молекулярную формулу этого углеводорода.

Решение:

1. Определим молярную массу искомого вещества:

$$\rho = m/V, \text{ следовательно } M(C_xH_y) = \rho \cdot V_m = 1,964 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44$$

2. По формуле

$$n = (W_{\text{элемента}} \cdot M_r(\text{вещества})) / A_r \text{ элемента} \cdot 100\%$$

вычислим число атомов С, Н.

Здесь $M_r = M$.

$$n(C) = (81,82\% \cdot 44) / (12 \cdot 100\%) = 3$$

$$n(H) = (18,18\% \cdot 44) / (1 \cdot 100\%) = 8$$

Получаем $x:y = 3 : 8$, следовательно, вещество C_3H_8 .

Проверка, $M_r(C_3H_8) = 44$

Форма представления результата:

Выполненные упражнения и произведенные расчеты.

Критерии оценивания:

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 2.3 Кислородсодержащие органические вещества

Практическая работа №9

Составление структурных изомеров для ароматических углеводородов, кислородсодержащих органических веществ. Решение задач на нахождение истинной формулы вещества, определение продуктов химических реакций.

Цель работы: научиться составлять формулы гомологов ароматических углеводородов, составлять уравнения химических реакций, решать расчётные задачи.

Выполнив работу, Вы будете:

Уметь:

- объяснять электронное строение ароматических углеводородов;
- составлять уравнения реакций, характеризующих свойства и способы получения бензола;
- применять правила ориентации (замещения) при составлении уравнений реакций;
- приводить примеры химических реакций, демонстрирующих генетические связи между углеводородами;
- решать комбинированные расчетные задачи;
- объяснять влияние водородной связи в спиртах на их физические свойства;
- составлять структурные формулы изомеров спиртов и называть их;
- составлять уравнения реакций, характеризующие химические свойства и получение одноатомных, многоатомных, ароматических спиртов и фенола;
- объяснять взаимное влияние атомов в молекуле фенола и зависимость кислотных свойств спиртов и фенола от строения.

Основные понятия: арены, бензольное кольцо, ароматическая система, правила ориентации в бензольном кольце, алкилирование, спирты, виды спиртов, фенолы.

Материальное обеспечение:

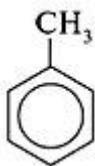
Конспект лекций, учебник

Алгоритм 1. Использование правила ориентации в бензольном кольце при составлении уравнений реакций.

Задание 1. Составить уравнение реакции бромирования толуола.

Решение:

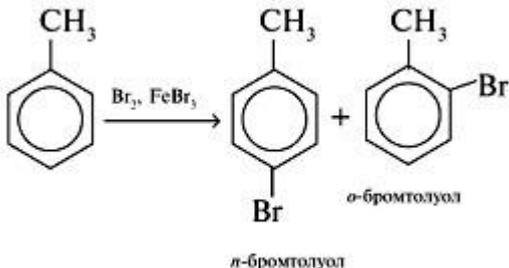
1. Составить структурную формулу толуола (метилбензола):



2. Определить характер имеющегося заместителя.

Радикал метил CH_3 , как и все алкилы, является заместителем 1-го рода и направляет вновь вводимый заместитель в орто- и паразположения. При бромировании толуола получится смесь орто- и парабромпроизводных.

3. Составить уравнение реакции и назвать образующиеся продукты:



Задание 2. Составить уравнение реакции бромирования нитробензола.

Решение:

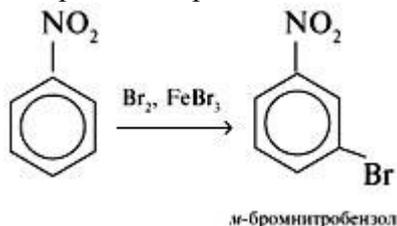
1. Составить структурную формулу нитробензола:



2. Определить характер группы NO₂.

Нитрогруппа NO₂ – заместитель 2-го рода, она направляет вновь вводимый заместитель в метоположение.

3. Уравнение реакции:

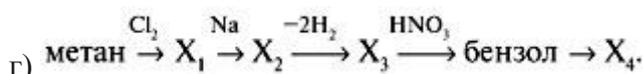


Контрольные вопросы:

1. Какие углеводороды называют ароматическими?
2. В чем особенность строения молекулы бензола?
3. Какие виды изомерии характерны для аренов?
4. В чем сходство и отличие химических свойства:
 - а) бензола и предельных углеводородов;
 - б) бензола и непредельных углеводородов? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
5. Каковы способы получения ароматических углеводородов?
6. На примере бензола и толуола покажите взаимосвязь ароматических углеводородов с другими классами соединений, составив схемы превращений и уравнения реакций по ним.
7. Поясните взаимное влияние атомов в молекуле толуола. Как оно сказывается на химических свойствах этого вещества? Составьте соответствующие уравнения реакций.
8. Каковы правила ориентации в бензольном кольце?

Задания:

1. Составить уравнения реакций нитрования бензола, бромбензола, нитробензола.
2. Осуществить превращения:
 - а) карбонат кальция оксид кальция карбид кальция ацетилен бензол гексахлоран;
 - б) метан пропан пропен кумол;



3. Какая масса брома прореагирует с толуолом массой 1,84 г при монобромировании? Ответ. 3,2 г.
4. Какой объем водорода (н.у.) образуется при дегидроциклизации 200 мл н-гептана ($\rho = 0,66$ г/мл), если реакция протекает с выходом 65%? Ответ. 76,9 л.
5. Сколько граммов тринитротолуола теоретически можно получить при взаимодействии 138 г толуола и 300 мл 90%-й азотной кислоты ($\rho = 1,4$ г/мл)? Ответ. 340,5 г.
6. Сожгли гомолог бензола массой 5,3 г и получили 8,96 л (н.у.) оксида углерода(IV). Определить формулу углеводорода и составить структурные формулы его изомеров. Ответ. C₈H₁₀, 4 изомерных гомолога бензола.
7. Бензол, полученный дегидрированием циклогексана объемом 151 мл и плотностью 0,779 г/мл, подвергли хлорированию при освещении. В результате получили хлорпроизводное массой 300 г. Определить выход продукта реакции. Ответ. 74%.
8. Смесь бензола и стирола обесцвечивает бромную воду массой 500 г с массовой долей брома 3,2%. При сжигании той же массы смеси выделился оксид углерода(IV) объемом 44,8 л (н.у.). Определить массовые доли бензола и стирола в смеси. Ответ. 60% бензола и 40% стирола.

Алгоритм 2. Решение расчетных задач по теме «Спирты и фенолы»

Задача 1. Определить массу альдегида, образовавшегося при окислении этанола (выход 75% от теоретического), если известно, что при взаимодействии такого же количества спирта с металлическим натрием выделилось 5,6 л (н.у.) водорода.

Решение:

1. Записать условие задачи.

Дано:

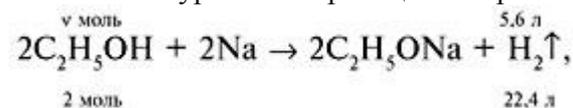
$V(\text{H}_2) = 5,6 \text{ л}$,

$(\text{CH}_3\text{COH}) = 75\%$.

Найти:

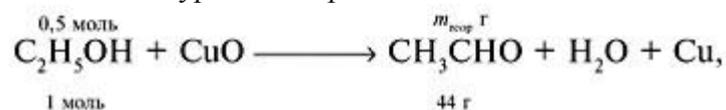
$m(\text{CH}_3\text{COH})$.

2. Написать уравнение реакции спирта с натрием и найти количество вещества спирта ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$):



$$\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 0,5 \text{ моль.}$$

3. Написать уравнение реакции окисления этанола и найти теоретическую массу альдегида $m_{\text{теор}}$:



$m_{\text{теор}} = 22 \text{ г}$.

4. Найти практическую массу альдегида: $= m_{\text{практ}}/m_{\text{теор}}$,

$m_{\text{практ}}(\text{CH}_3\text{CHO}) = 0,75 \cdot 22 = 16,5 \text{ г}$.

Ответ. $m(\text{CH}_3\text{CHO}) = 16,5 \text{ г}$.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называют спиртами?

2. Каковы общие формулы: а) предельных одноатомных спиртов; б) многоатомных спиртов; в) фенолов?

3. Приведите примеры различных классификаций спиртов.

4. Какие виды изомерии характерны для: а) предельных одноатомных спиртов; б) многоатомных спиртов; в) фенолов?

5. Каков алгоритм составления названий спиртов?

6. Какие виды химических связей есть в спиртах?

7. Каковы причины возникновения водородной связи в спиртах и каково ее влияние на физические свойства спиртов?

8. Каковы химические свойства: а) предельных одноатомных спиртов; б) многоатомных спиртов; в) фенолов?

9. В чем сходство и отличие химических свойств: а) одноатомных и многоатомных спиртов; б) одноатомных спиртов и фенола; в) бензола и фенола?

10. В чем сходство и отличие (по строению и химическим свойствам) фенола и ароматических спиртов?

11. Каковы качественные реакции на: а) многоатомные спирты; б) фенолы?

12. Каковы способы получения: а) спиртов; б) фенола?

13. Дайте определения, что такое: первичные (вторичные, третичные) спирты, водородная связь, реакция этерификации, реакция поликонденсации, простые эфиры, сложные эфиры, ароматические спирты.

Задания:

1. Составить структурные формулы третичных спиртов, содержащих 7 углеродных атомов, и

назвать соединения.

2. Составить формулы изомерных двухатомных фенолов, назвать вещества.

3. Составить уравнения реакций, характеризующие двойственность свойств спирта:
 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}$.

4. Как получить этанол из этана двумя способами?

5. Как из бутанола-1 получить бутанол-2?

6. Какие углеводороды можно получить внутримолекулярной дегидратацией спиртов:

а) 2-метилпропанола-2;

б) бутанола-2;

в) 2,3-диметилбутанола-2? Составить уравнения реакций.

7. Какие одноатомные спирты нужно взять для получения углеводородов:

а) бутена-2;

б) триметилэтилена;

в) 3-метилгексена-1? Составить уравнения реакций.

Форма представления результата:

Выполненные упражнения и произведенные расчеты.

Критерии оценивания:

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

2.4 Азотсодержащие органические соединения. Полимеры.

Практическая работа №10.

Составление структурных изомеров для аминов и аминокислот. Решение задач на

определение массы веществ, определение продуктов химических реакций

цель: изучить основные химические свойства аминов и аминокислот.

Выполнив работу, Вы будете:

Уметь:

- составлять структурные формулы аминов и аминокислот;

- решать задачи с участием аминов и аминокислот.

Материальное обеспечение:

Конспект лекций, учебник, таблица Д.И. Менделеева

Краткие теоретические сведения:

Амины - органические производные аммиака, в молекулах которого один, два или все три атома водорода замещены органическими радикалами.

По числу радикалов амины делятся на первичные, вторичные и третичные.

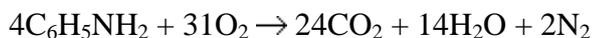
Общая формула первичных аминов	Общая формула вторичных аминов	Общая формула третичных аминов
$R^1-\ddot{N}H_2$	$R^1-\ddot{N}H-R''$	$R^1-\ddot{N}-R'''$ R''

По типу простейших радикалов амины делятся на предельные, непредельные и ароматические.

Простейшие амины - газы с запахом аммиака, более сложные – жидкости с запахом рыбы, высшие – твердые нерастворимые в воде вещества. Температуры кипения и растворимость в воде у аминов меньше, чем у соответствующих спиртов.

Химические свойства аминов

1. Горение:



2. Взаимодействие с водой:

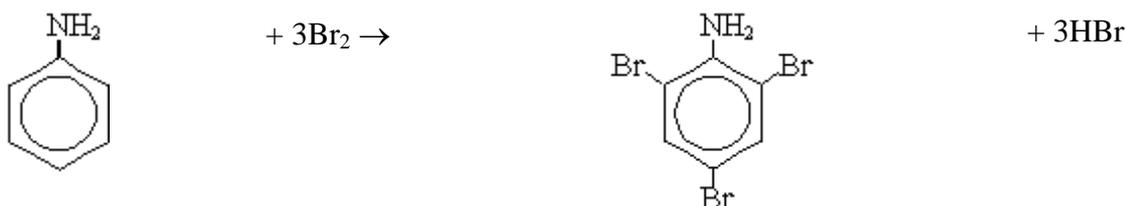


Анилин с водой практически не реагирует.

3. Взаимодействие с кислотами (основные свойства):

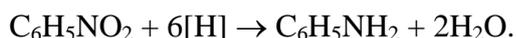


4. Реакции замещения в ароматических аминах (реакция анилина с бромной водой или с азотной кислотой):



В этих реакциях (бромирование и нитрование) преимущественно образуются орто- и пара-производные.

Получение анилина:



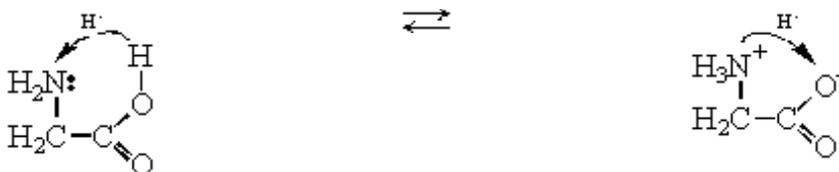
В промышленности эта реакция протекает при нагревании нитробензола с водяным паром в присутствии железа. В лаборатории водород «в момент выделения» образуется по реакции цинка со щелочью или железа с соляной кислотой. В последнем случае образуется хлорид анилина.

Аминокислоты - органические вещества, в молекулах которых содержатся две функциональные группы: аминогруппа и карбоксильная группа.

Общая формула молекул аминокислот: $-\text{NH}_2-\text{R}-\text{COOH}$,

где R - двухвалентный радикал.

В твердом состоянии и частично в растворах аминокислоты представляют собой «внутренние соли», то есть состоят из биполярных ионов $+\text{NH}_3-\text{R}-\text{COO}^-$, образующихся при обратимом переносе протона (H^+) от карбоксильной группы к аминогруппе, например:



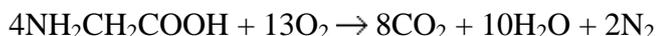
Молекула аминокислоты

биполярный ион аминокислоты

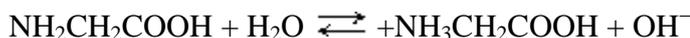
Общая формула предельных аминокислот с одной карбоксильной и одной аминогруппой – $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NO}_2$.

Химические свойства аминокислот

1. Горение:

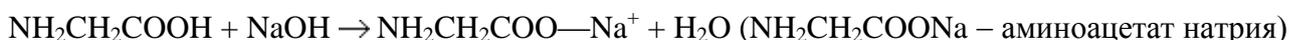


2. Взаимодействие с водой:

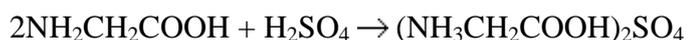


Аминокислоты – амфотерные органические вещества. В водных растворах большинства аминокислот среда слабокислотная.

3. Реакции с растворами щелочей:



4. Реакции с растворами кислот:



4. Отчитаться о выполненной работе преподавателю.

Построить структурные формулы следующих аминов:

Задание 1

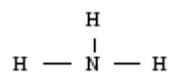
Вариант 1	Вариант 2
Метиламин	Пропиламин
Метилэтиламин	Метилпропиламин
Триметиламин	Триэтиламин

Образец решения задания

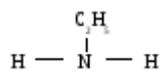
Построить структурную формулу этиламина.

Алгоритм решения

1. Записывают структурную формулу аммиака (NH₃):



2. Замещают один водород на одну этильную группировку:



Этиламин

Аналогично строят структурные формулы других аминов, замещая один, два и три атома водорода в аммиаке на углеводородные радикалы.

Задание 2

Вариант 1	Вариант 2
Написать уравнение реакции, подтверждающие химические свойства анилина	Написать уравнение реакции, подтверждающие химические свойства аминокислоты.

Задание 3

Вариант 1	Вариант 2
Вычислите массу соляной кислоты (HCl), которая потребуется для полного взаимодействия со 102 г 2%-го раствора анилина.	Вычислите массу бромной воды с массовой долей брома 3,5%, которая потребуется для полного взаимодействия со 150 г 2%-го раствора метиланилина.

Образец решения задания

Вычислите массу бромной воды с массовой долей брома 2%, которая потребуется для полного взаимодействия со 186 г 1%-го раствора анилина.

Алгоритм решения

Дано:

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 186 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 1\% \text{-ый раствор}$$

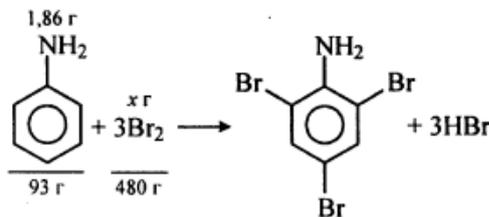
$$\omega(\text{Br}_2) = 2\%$$

Найти: m (бромной воды).

1) Вычислим массу анилина, вступившего в реакцию:

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = \omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) \cdot m_{\text{раствора}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 0,01 \cdot 186 = 1,86 \text{ г.}$$

2) Запишем уравнение реакции взаимодействия анилина с бромной водой:



3) составляем пропорцию для расчета массы брома, вступившего в реакцию:

$$93 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \text{ — } 480 \text{ г } \text{Br}_2$$

$$1,86 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \text{ — } x \text{ г } \text{Br}_2$$

$$M_r(\text{Br}) = 160 \text{ а.е.м.}$$

$$M_r(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 12 \cdot 6 + 7 + 14 = 93 \text{ а.е.м. } M_r(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 93 \text{ г/моль.}$$

$$x = \frac{1,86 \cdot 480}{93} = 9,62$$

4) Рассчитаем массу 2% раствора бромной воды:

Ответ: потребуется 480 г бромной воды.

Вопросы для контроля

1. Какими свойствами обладают амины: основными, кислотными или амфотерными?
2. В чем проявляется двойственность химических реакций аминокислот?

Форма контроля выполнения практического задания:

Выполненная работа представляется преподавателю в тетради для выполнения практических и контрольных работ по дисциплине «Химия».

Форма представления результата:

Выполненные упражнения и произведенные расчеты.

Критерии оценивания:

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