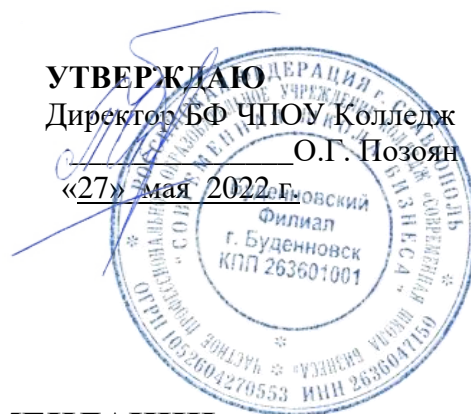


Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Позоян Оксана Георгиевна
Должность: директор филиала
Дата подписания: 07.12.2022 12:45:01
Уникальный программный ключ:
f420766fb84d98e07cffb62ea5e5a7814d505ef5

**ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
КОЛЛЕДЖ «СОВРЕМЕННАЯ ШКОЛА БИЗНЕСА»
БУДЕННОВСКИЙ ФИЛИАЛ**

УТВЕРЖДАЮ
Директор БФ ЧПОУ Колледж «СШБ»
О.Г. Позоян

«27» мая 2022 г.



МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

для обучающихся по выполнению практических занятий и самостоятельной
работы по учебной дисциплине

ПД.02 ХИМИЯ

Специальность

34.02.01 Сестринское дело

Программа подготовки

базовая

Форма обучения

очная

г. Буденновск, 2022

Настоящие методические указания составлены в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования по специальности 34.02.01 Сестринское дело и программой дисциплины ПД.02 Химия.

Организация - разработчик: БФ Частное профессионально - образовательное учреждение Колледж «Современная школа бизнеса», г. Буденновск.

Разработчик: Сессорова Е.А., преподаватель филиала Колледжа.

Рассмотрены и одобрены на заседании цикловой методической комиссии математических и медико – биологических дисциплин, протокол № 9 от 26.05.2022 г.

1. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

Прочность, осознанность и действенность знаний учащихся наиболее эффективно обеспечивается при помощи активных методов. Среди них важное место занимают практические занятия по решению задач и конкретных организационных управленческих ситуаций. Следует подчеркнуть, что само содержание учебной программы при ограничении времени, отведенном на изучение предмета, требует не столько запоминания, сколько развития умений и навыков самостоятельной работы с учебной литературой.

Решая эти задачи, организуется проведение практических занятий, в ходе которых вырабатываются практические навыки применения знаний.

Методические рекомендации направлены, прежде всего, на оказание методической помощи обучающимся при проведении практических занятий по дисциплине ПД.02 «Химия». В данном пособии систематизированы задания по решению задач и ситуаций, охватывающих наиболее значимые темы учебной дисциплины.

Для решения предлагаемых заданий практической работы требуется хорошо знать учебный теоретический материал.

При выполнении практических работ необходимым является наличие умения анализировать, сравнивать, обобщать, делать выводы. Решение задачи должно быть аргументированным, ответы на задания представлены полно.

Методические рекомендации по выполнению практических занятий по дисциплине ПД.02 «Химия», разработаны в помощь обучающимся для выполнения ими практических работ, предусмотренных рабочей программой.

Практические занятия проводятся после изучения соответствующих разделов и тем учебной дисциплины. Так как учебная дисциплина имеет прикладной характер, то выполнение обучающимися практических работ позволяет им понять, где и когда изучаемые теоретические положения и практические умения могут быть использованы в будущей практической деятельности.

Целью практических занятий по дисциплине ПД.02 «Химия» является закрепление обучающимися теоретического материала по специальности и выработка навыков самостоятельной профессиональной и научно-исследовательской деятельности в области менеджмента.

Задачи практических занятий обусловлены необходимостью получения выпускником знаний, умений, навыков согласно требованиям ФГОС, на основе которых формируются соответствующие компетенции.

2. МЕТОДИКА ПРОВЕДЕНИЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

Начинать работу на занятии рекомендуется с ознакомления с кратким теоретическим материалом, касающимся практического занятия. Затем осуществляется контроль понимания обучающимися наиболее общих терминов. Далее следует разбор решения типовой задачи практического занятия. В том случае, если практическое занятие не содержит расчетного задания, а связано с изучением и анализом теоретического материала, необходимо более подробно остановиться на теоретических сведениях и

ознакомиться с источниками литературы, необходимыми для выполнения данного практического занятия.

В ходе выполнения расчетных заданий обучающиеся научатся реализовывать последовательность действий при использовании наиболее распространенных методов и делать выводы, вытекающие из полученных расчетов.

Каждое из практических занятий может представлять небольшое законченное исследование одного из теоретических вопросов изучаемой дисциплины.

В конце каждого занятия необходим контроль. Контрольные вопросы должны способствовать более глубокому изучению теоретического курса, связанного с темой практического занятия. Также контрольные вопросы должны помочь в решении поставленных перед учащимся задач и подготовке к сдаче практического занятия.

В общем виде методика проведения практических занятий включает в себя рассмотрение теоретических основ и примера расчета, выдачу многовариантного задания и индивидуальное самостоятельное выполнение обучающимся расчетов. Освоение методики расчета осуществляется во время проведения практических занятий, далее самостоятельно обучающиеся выполняют расчетные работы в соответствии заданиями.

3. ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Практическое занятие № 1 Правила безопасной работы в кабинете.

Строение атомов в свете электронных представлений. Составление электронных конфигураций атомов. Составление формул соединений, определение валентности, степени окисления и типов химических связей в молекуле.

Практическое занятие № 2 Самостоятельная работа на тему «Основные понятия и законы химии»

Практическое занятие № 3

Растворы. Решение задач на способы выражения количественного состава растворов. Алгоритмы расчетов при приготовлении растворов: по заданной концентрации, разбавлением концентрированных растворов водой, смешиванием растворов одного и того же вещества с различной концентрацией.

Практическое занятие № 4

Основные положения теории электролитической диссоциации (ЭД). Основания с точки зрения теории ЭД.

Практическое занятие № 5

Основные положения теории электролитической диссоциации (ЭД). Основания с точки зрения теории ЭД.

Практическое занятие № 6

Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой.

Практическое занятие № 7

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Практическое занятие № 8 Окислительно-восстановительные реакции в опытах.

Практическое занятие № 9 Азотная кислота и ее химические свойства.

Практическое занятие № 10 Жесткость воды и способы ее устранения.

Практическое занятие № 11 Свойства чистого углерода и карбонатов.

Практическое занятие № 12 Общие свойства металлов.

Практическое занятие № 13 Электрохимический ряд напряжения металлов и выводы, исходящие из него.

- Практическое занятие № 14** Электрохимический ряд напряжений металлов и выводы, исходящие из него.
- Практическое занятие № 15** Металлы побочных подгрупп. Хром и марганец и их соединения.
- Практическое занятие № 16** Электролиз расплавов и растворов солей.
- Практическое занятие № 17** Электрохимический ряд напряжений металлов и выводы, исходящие из него.
- Практическое занятие № 18** Основные классы неорганических соединений. Оксиды.
- Практическое занятие № 19** Основные классы неорганических соединений. Основания.
- Практическое занятие № 20** Основные классы неорганических соединений. Кислоты.
- Практическое занятие № 21** Основные классы неорганических соединений. Соли.
- Практическое занятие № 22** Основные положения теории строения органических соединений А.М.Бутлерова.
- Практическое занятие № 23** Моделирование молекул органических соединений. Работа над номенклатурой.
- Практическое занятие № 24** Решение задач
- Практическое занятие № 25** Решение задач
- Практическое занятие № 26** Алканы и циклоалканы.
- Практическое занятие № 27** Решение задач
- Практическое занятие № 28** Алкены - непредельные углеводороды
- Практическое занятие № 29** Получение этилена и опыты с ним.
- Практическое занятие № 30** Диеновые углеводороды
- Практическое занятие № 31** Диеновые углеводороды
- Практическое занятие № 32** Арены. Ароматические углеводороды.
- Практическое занятие № 33** Генетическая связь между углеводородами.
- Практическое занятие № 34** Одноатомные спирты.
- Практическое занятие № 35** Многоатомные спирты
- Практическое занятие № 36** Фенолы.
- Практическое занятие № 34** Одноатомные спирты.
- Практическое занятие № 35** Многоатомные спирты
- Практическое занятие № 36** Фенолы.
- Практическое занятие № 39** Аминокислоты.

4. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

Практическое занятие № 1

Строение атомов в свете электронных представлений. Составление электронных конфигураций атомов. Составление формул соединений, определение валентности, степени окисления и типов химических связей в молекуле.

Учебная цель: обобщить знания об электронном строении атомов химических элементов; закрепить умения и навыки составления электронных формул атомов химических элементов, а также их графических изображений. Отработать основные понятия: «электронное облако», «атомная орбиталь», «радиус».

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Обучающийся должен знать:

- Периодический закон Д.И. Менделеева, структуру периодической таблицы: периоды (малые и большие), группы (главная и побочная), строение атома и атомного ядра, строение электронных оболочек атомов элементов малых и больших периодов, электронные конфигурации атомов химических элементов.

Обучающийся должен уметь:

- характеризовать: элементы малых и больших периодов в Периодической системе, строить электронные конфигурации атомов, определять количество протонов и нейтронов в ядре.

Задачи практического занятия:

1. Закрепить теоретические знания о Периодическом законе и периодической системе Д.И. Менделеева.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить практические задачи. Закрепить практику построения электронного строения атомов химических элементов и их графическое изображение.
4. Ответить на вопросы для контроля.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Какое строение имеет атом?
2. Какие элементарные частицы входят в состав ядра атома? Как определяется заряд ядра атома?
3. Что определяет сумма протонов и нейтронов?
4. Дайте определение химического элемента.
5. Как определить число протонов, нейтронов и электронов в атоме? Докажите, что атом – электронейтральная частица.
6. Дайте определение изотопа.

Задания для практического занятия:

1. Решить предложенные задачи.
2. Правильно оформить их в тетрадь для практических и контрольных работ.
3. Ответить на вопросы для контроля.
4. Отчитаться о выполненной работе преподавателю.

Задание 1

Указать элемент, в атоме которого:	
Вариант 1	Вариант 2
а) 25 протонов	а) 41 протон
б) 13 электронов	б) 20 электронов

Образец решения задания № 1

Указать элемент, в атоме которого 30 протонов.

Алгоритм решения

Дано: $N(p^+) = 30$.

Найти: элемент.

Решение

Известно, что число протонов $N(p^+)$ равно заряду ядра (Z) и порядковому номеру элемента в естественном ряду элементов (и в периодической системе элементов) $N(p^+) = Z$.

Определяемый элемент имеет $N(p^+) = Z = 30$.

В Периодической таблице Д.И. Менделеева это цинк (Zn).

Ответ: цинк (Zn)

Задание 2

Назвать два элемента, в атоме которых:	
Вариант 1	Вариант 2
3 энергетических уровня	5 энергетических уровней

Образец решения задания № 2

Назвать два элемента, в атоме которых 4 энергетических уровня.

Алгоритм решения

Дано: 4 энергетический уровень.

Найти: 2 элемента.

Решение

Номер периода в Периодической системе химических элементов им. Д.И. Менделеева указывает, сколько энергетических уровней имеет тот или иной элемент. Поэтому любой элемент из 4 периода относится к атомам, у которых 4 энергетических уровня.

Выберем два элемента из 4 периода Периодической системы химических элементов им. Д.И. Менделеева, например это могут быть калий (K), порядковый номер 19 и цинк (Zn), порядковый номер 30.

Ответ: калий (K), порядковый номер 19 и цинк (Zn), порядковый номер 30.

Задание 3

Определить два элемента, в атоме которых на последнем энергетическом уровне:	
Вариант 1	Вариант 2
4 валентных электрона	7 валентных электронов

Образец решения задания № 3

Определить два элемента, в атоме которых на последнем энергетическом уровне 5 валентных электронов.

Алгоритм решения

Дано: 5 валентных электронов.

Найти: 2 элемента.

Решение

Число валентных электронов определяют с помощью Периодической таблицы Д.И. Менделеева, а именно, по номеру группы, в которой находится элемент (подгруппу при этом не учитывают).

Таким образом, найдем два элемента из 5 группы, пусть это будут: азот (N, порядковый номер 7) и фосфор (P, порядковый номер 15).

Ответ: азот и фосфор.

Задание 4

Указать местоположение элементов в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, напишите электронные формулы атомов данных элементов:	
Вариант 1	Вариант 2
а) № 37	а) № 24
б) № 30	б) № 50

Образец решения задания № 4

Указать местоположение элементов в периодической системе химических элементов, напишите электронные формулы атомов данных элементов:

а) № 41

б) № 68

Алгоритм решения

Дано: элементы с порядковыми номерами 41 и 68.

Найти: 1) месторасположение элементов в периодической системе химических элементов;

2) электронные формулы атомов элементов.

Решение

Элемент с порядковым номером 41 – это ниобий (Nb). Элемент расположен в 5 периоде, значит у атома 5 энергетических уровней, в 6 ряду, следовательно у него 6 подуровней, 5 группе, побочной подгруппе, следовательно у элемента 5 валентных электронов.

Электронная конфигурация Nb: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^4$.

Проверяем сумму электронов в атоме:

$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 6 + 1 + 4 = 41$$

Следовательно, электронная конфигурация атома написана верно.

Элемент с порядковым номером 68 – это эрбий (Er). Элемент расположен в 6 периоде, значит у атома 6 энергетических уровней, в 8 ряду, следовательно у него 8 подуровней, в 3 группе, подгруппе лантаноидов, у элемента 14 валентных электронов.

Электронная конфигурация Er:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 6f^{12}$

Проверяем сумму электронов в атоме:

$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 6 + 2 + 10 + 6 + 2 + 12 = 68$$

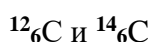
Следовательно, электронная конфигурация атома написана верно.

Задание 5

Чем сходны и чем отличаются по составу изотопы:	
Вариант 1	Вариант 2
$^{40}_{19}\text{K}$ $^{39}_{19}\text{K}$	$^{35}_{17}\text{Cl}$ $^{37}_{17}\text{Cl}$

Образец решения задания № 5

Чем сходны и чем отличаются по составу изотопы:



Алгоритм решения

Дано: изотопы: $^{12}_6\text{C}$ и $^{14}_6\text{C}$

Найти: сходства и различия изотопов.

Решение

Изотопы $^{12}_6\text{C}$ и $^{14}_6\text{C}$ отличаются массовым числом (A), но имеют одинаковый заряд ядра (Z), т.е. число протонов ($N(p^+) = 6$) и число электронов ($N(e^-) = 6$). Также изотопы отличаются числом нейтронов ($N(n^0)$).

Изотоп $^{12}_6\text{C}$: Массовое число $A = 12$, число протонов $N(p^+) = 6$, число электронов $N(e^-) = 6$, число нейтронов $N(n^0) = 12 - 6 = 6$.

Изотоп $^{14}_6\text{C}$: Массовое число $A = 14$, число протонов $N(p^+) = 6$, число электронов $N(e^-) = 6$, число нейтронов $N(n^0) = 14 - 6 = 8$.

Вопросы для контроля

1. Какое строение имеет электронная оболочка атома? Как определяется число электронов в ней?
2. Как определить максимальное количество электронов на энергетическом уровне?
3. Как определяется количество электронов на внешнем энергетическом уровне?
4. Что такое орбиталь? Какую форму имеют s- и p-орбитали? Какие электроны называются s- и p-электронами?
5. Что такое электронная формула?

Практическое занятие № 2 .

Основные понятия и законы химии (самостоятельная работа)

Цель практической работы:

- вспомнить важнейшие понятия и законы химии

Материально – техническое оснащение рабочего места:

- учебно - методическая литература

Содержание и последовательность выполнения заданий

Часть А

1 вариант.

1. Наименьшая частица химического элемента, которая является носителем его свойств:

- а) атом; б) молекула; в) позитрон; г) нуклон.

2. Укажите формулу сложного вещества:

- а) вода; б) азот; в) кислород.

3. Даны простые вещества: уголь, алмаз, графит, кислород, озон. Сколько всего химических элементов входит в состав этих веществ:

- а) 2 б) 3 в) 4

4. Закон объемных отношений нашел объяснение в гипотезах:

- а) Авогадро; б) Гей-Люссака;
в) Ломоносова; г) Менделеева.

5. Какой из указанных процессов относится к химическим:

- а) горение калия;
б) вытягивание алюминиевой проволоки; в) перегонка нефти.

6. Какой из указанных процессов относится к физическим:

- а) испарение воды с поверхности тела;
б) ржавление гвоздя;
в) образование оксида азота в атмосфере в процессе грозы.

7. Каждое химически чистое вещество, независимо от способа получения имеет один и тот же постоянный состав. Такую формулировку имеет закон:

- а) кратных отношений; б) постоянства состава;
в) эквивалентов; г) объемных отношений.

8. Процесс разложения солей под действием воды, называется:

- а) гидролиз; б) гидратация;
в) диссоциация; г) сублимация.

9. Частица, имеющая положительный заряд, называется:

- а) анион; б) катион; в) атом; г) молекула.

10. Из приведенных ниже формул солей выберите основную соль:

- а) K_2SO_4 ; б) $(NH_4)_2[Fe(SO_4)_2]$; в) $(CuOH)_2CO_3$; г) NaH_2PO_4 .

11. Диссоциация каких солей помимо образования катиона металла и аниона кислотного остатка дает еще и гидроксил-анион? Укажите верный вариант ответа.

а) основных; б) кислых; в) средних; г) таких солей нет.

12. Отрицательно заряженный электрод в химии называют:

а) катод; б) анод; в) соленид; г) гидрат.

13. Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых образуются:

- а) катионы металлы и гидроксид - ион;
б) катион водорода и анион кислотного остатка;
в) катион металла и анион кислотного остатка.

14. Реакция $MgCO_3 + H_2SO_4 = MgSO_4 + 2H_2O + CO_2$ протекает до конца, т. к. выделяется:

а) вода; б) осадок; в) соль; г) газ.

15. Из приведенных ниже реакций выберите ту, которая не протекает до конца:

- а) $LiCl + NaNO_3 = \dots$; б) $K_2CO_3 + HCl = \dots$;
в) $CuO + HNO_3 = \dots$; г) $NaOH + H_2SO_4 = \dots$.

16. Какая из солей не подвергается гидролизу?

а) KNO_3 ; б) K_2CO_3 ; в) Al_2S_3 ; г) Na_2S .

17. В растворе какой соли индикатор метиловый оранжевый не изменяет окраску?

а) $AlCl_3$; б) Na_2CO_3 ; в) K_2S ; г) Na_2SO_4 .

18. Масса 46 г натрия соответствует количеству этого вещества (в моль), равному

а) 1; б) 2; в) 1,5; г) 12.

18. Относительная молекулярная масса вещества Na_2SO_4 равна:

а) 142; б) 158; в) 119; г) 110.

19. При н.у. 2 моль кислорода занимает объем (в литрах), равный

а) 11,2 б) 112 в) 22,4 г) 44,8.

20. Реакция $HCl + KOH = \dots$ называется реакцией:

а) окисления-восстановления; б) гидролиза; в) нейтрализации.

2 вариант.

1. Наименьшая частица вещества, обладающая всеми его химическими свойствами, – это:

а) атом; б) молекула; в) позитрон; г) нуклон.

2. Сложные вещества отличаются от простых:

а) количеством атомов в молекуле б) порядком связывания атомов в молекуле в) другим признаком (каким?)

3. Даны простые вещества: сажа, озон, графит, кислород, алмаз, красный фосфор. Сколько всего химических элементов входит в состав этих веществ:

- а) 6 б) 3 в) 4 г) 2

4. Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массы одного элемента, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого элемента, соотносятся между собой как небольшие целые числа. Такую формулировку имеет закон:

- а) кратных отношений; б) постоянства состава;
в) эквивалентов; г) объемных отношений.

5. Автор закона сохранения массы веществ:

- а) Менделеев б) Ломоносов в) Пруст

6. Какой из указанных процессов относится к химическим:

- а) горение магниевой ленты б) вытягивание медной проволоки
в) перегонка нефти

7. Какой из указанных процессов относится к физическим:

- а) ржавление гвоздя б) испарение воды с поверхности водоема
в) образование озона в атмосфере в процессе грозы.

8. Процесс распада электролита на ионы при его растворении или расплавлении называется:

- а) гидролиз; б) гидратация; в) диссоциация; г) сублимация.

9. Положительно заряженный электрод в химии называют:

- а) катод; б) анод; в) соленоид; г) гидрат.

10. Частица, имеющая отрицательный заряд, называется:

- а) анион; б) катион; в) атом; г) молекула.

11. Из приведенных ниже формул солей выберите кислую соль:

- а) K_2SO_4 ; б) $(NH_4)_2[Fe(SO_4)_2]$; в) $(CuOH)_2CO_3$; г) NaH_2PO_4 .

12. Кислотами называются электролиты, при диссоциации которых образуются:

- а) катионы металлы и гидроксид-ион;
б) катион водорода и анион кислотного остатка;
в) катион металла и анион кислотного остатка.

13. Из приведенных ниже реакций выберите ту, которая не протекает до конца:

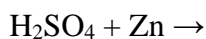
- а) $KCl + NaNO_3 = \dots$; б) $K_2CO_3 + HCl = \dots$;
в) $CuO + HNO_3 = \dots$; г) $NaOH + H_2SO_4 = \dots$.

- 1) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- 2) SiO_2
- 3) ZnCl_2
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 5) NaCl
- 6) HF
- 7) NaOH
- 8) H_2SO_4
- 9) ZnO
- 10) H_2SiO_3
- 11) HNO_3
- 12) AgCl

выберите формулы:

- а) оксидов;
- б) кислот;
- в) гидроксидов;
- г) кислот.

2. Продолжите уравнения реакций:



Практическое занятие № 3

Тема: Растворы. Решение задач на способы выражения количественного состава растворов. Алгоритмы расчетов при приготовлении растворов: по заданной концентрации, разбавлением концентрированных растворов водой, смешиванием растворов одного и того же вещества с различной концентрацией.

Цель: научиться производить расчеты, необходимые для приготовления растворов

Сделайте записи в рабочей тетради по плану:

- дата;
- номер занятия;
- тема занятия;
- цель занятия;
- перечень учебных вопросов занятия

1. Учебные вопросы занятия:

1. Растворы: определение, классификация; биологическая роль, применение растворов в медицине.

2. Вода- универсальный биорастворитель.

3. Способы выражения концентрации вещества в растворе

- массовая доля растворенного вещества в растворе;
- молярная концентрация растворенного вещества в растворе;
- молярная концентрация эквивалента вещества в растворе;
- молярная концентрация вещества;
- титр раствора

4. Химический эквивалент вещества, фактор эквивалентности. Молярная концентрация эквивалента вещества.

5. Решение задач

3. Теоретическая часть (аннотация)

Растворы – это гомогенные (однофазные) системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов. Растворы имеют большое значение в биологии, физиологии, медицине и фармации. Растворами являются биологические жидкости организма: кровь, лимфа, спинномозговая и другие жидкости. Усвоение пищи связано с переходом питательных веществ в растворенное состояние. Биохимические реакции в живых организмах протекают в растворах. Лекарственные вещества эффективны лишь в растворенном состоянии или переходят в растворенное состояние в организме.

Концентрация вещества (компонента раствора) – количественная характеристика раствора-физическая величина, размерная или безразмерная, измеряемая количеством (массой) растворенного вещества, содержащегося в определенной массе, объеме раствора или массе растворителя.

В связи с введением в действие СИ, применяются следующие способы выражения концентрации растворов.

1. Массовая доля растворённого вещества – отношение массы растворённого вещества к массе раствора выражают в долях единицы или %-.

$$W_B = m_B / m_P$$

W_B – массовая доля растворённого вещества;

m_B – масса растворённого вещества (г, кг);

m_P – масса раствора (г, кг).

2. Молярная концентрация, $C(X)$ – показывает число молей растворенного вещества в одном литре раствора: $C(X) = n(X) / V$, (моль/дм³, моль/л, М),

Где $n(X)$ – число моль вещества X; V – объём раствора (дм³, л).

Молярное соотношение реагирующих веществ определяется стехиометрическими коэффициентами в уравнении реакции. В связи с этим вводится понятие «**химический эквивалент**». **Химический эквивалент** – реальная или условная частица вещества, которая в обменной реакции эквивалентна одному протону, а в о/в реакции – одному электрону. **Фактор эквивалентности $1/z$ или (фэкв.)** показывает, какая доля реальной частицы вещества соответствует эквиваленту.

Для кислоты z = основности; для основания z = кислотности;

для соли z = |заряд катиона| · число катионов; для восстановителя z = число отданных электронов; для окислителя z = число принятых электронов.

Например:

Для HCl $z=1$, фэкв= $1/1=1$; H₂SO₄ $z=2$, фэкв= $1/2$

Для NaOH $z=1$, фэкв= $1/1=1$; Ca(OH)₂ $z=2$, фэкв= $1/2$

Для I

Одно и то же вещество может иметь разные эквиваленты в разных химических реакциях, поэтому эквивалент вещества может быть определён только для конкретной реакции. Например, в реакциях обмена с участием H₃PO₄ может происходить замещение одного или двух протонов. В зависимости от этого эквивалент серной кислоты меняется:

а) H₃PO₄ + NaOH = NaH₂PO₄ + H₂O $z = 1 \Rightarrow 1/z = 1$

б) H₃PO₄ + 2NaOH = Na₂HPO₄ + 2H₂O $z = 2 \Rightarrow 1/z = 1/2$

в) H₃PO₄ + 3NaOH = Na₃PO₄ + 3H₂O $z = 3 \Rightarrow 1/z = 1/3$

3. Молярная концентрация эквивалента вещества, $C(1/z X)$ – показывает число моль эквивалента вещества в одном л раствора (моль/дм³, моль/л)

Молярная концентрация эквивалента вещества связана с молярной концентрацией соотношением: $C(1/zX) = z \cdot C(X)$

Молярная масса эквивалента вещества $M(1/z X)$ - это масса одного моль эквивалента вещества: $M(1/z X) = M(X) \cdot 1/z$

Из самого определения понятия химического эквивалента вытекает, что в химической реакции обязательно участвует равное число эквивалентов двух веществ (кислоты и основания, окислителя и восстановителя и т. д.).

Равными оказываются и количества вещества эквивалента тех же веществ:

$$n(1/zX_1) = n(1/zX_2)$$

это равенство представляет собой **математическое выражение закона эквивалентов**.

4. Титр – отношение массы растворённого веществ (m) к объёму раствора (V).

$$T = m / V, \text{ (г/мл; г/см}^3\text{)}$$

Молярная концентрация вещества X в растворе, $c_m(X)$ – это величина, равная отношению количества вещества к массе растворителя:

$$c_m(X) = n(X) / m_{\text{р-ля}} \text{ (моль) (моль/кг)}$$

Таким образом для освоения темы занятия необходимо знать следующие понятия и их обозначения:

m_b – масса растворённого вещества (г, кг);

m_p – масса раствора (г, кг);

W_b – массовая доля вещества (доля единицы, %);

$M(X)$ – молярная масса вещества (г/моль, кг/моль);

$1/z$ – фактор эквивалентности (безразмерная величина);

$n(X)$ – количество вещества (моль);

$n(1/z X)$ – количество вещества эквивалента (моль);

$C(X)$ – молярная концентрация (моль/дм³, моль/л);

$C(1/z X)$ – молярная концентрация эквивалента (моль/дм³, моль/л);

ρ – плотность раствора (г/см³, г/мл);

V – объём раствора (дм³, см³, м);

T – титр раствора (г/см³).

дл

$$m_p = \rho_p V_p;$$

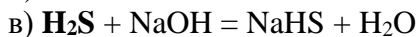
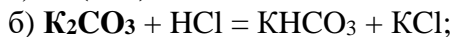
$$n(X) = m(X) / M(X);$$

$$m(X) = C(X) M(X) V;$$

$$m(X) = C(1/zX) M(1/zX) V$$

2. Практическая часть

Задача № 1 Определите фактор эквивалентности, молярную массу эквивалента, вещества указанного в уравнении и схеме реакций первым:



Решение: Значение фактора эквивалентности определяется природой реагирующих веществ и характером данной реакций.

а) $f(\text{Ba(OH)}_2) = 1/2$, т.к. одна молекула Ba(OH)_2 является акцептором двух ионов водорода.

б) $f(\text{K}_2\text{CO}_3) = 1$, т.к. замещается один катион натрия, что эквивалентно замещению одного иона водорода.

в) $f(\text{H}_2\text{S}) = 1$, т.к. замещается один ион водорода.

Задача 2. Определите фактор эквивалентности, молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя в окислительно- восстановительной реакции, представленной схемой: $\text{KI} +$



Решение

$f(\text{KI}) = 1$, т.к. из полуреакции окисления восстановителя $2\text{I}^- - 2e \rightarrow \text{I}_2$ видно, что две частицы восстановителя (иодид-ионы) отдают 2 электрона, значит I^- отдает 1 e , следовательно, эквивалентом является реальная частица I^- .

Ответ: $f(\text{KI}) = 1$.

Задача 3.

Определите молярную концентрацию раствора натрия гидроксида с массовой долей 30%, плотность раствора 1,29 г/см³.

Дано:

Решение:

$$W(\text{NaOH}) = 30 \%$$

$$\rho_p(\text{NaOH}) = 1,29 \text{ г/см}^3$$

$$C(\text{NaOH}) = ?$$

1. Найти массу 1 дм³ раствора:

$$(1 \text{ дм}^3 = 1000 \text{ см}^3)$$

$$m_p = V_p \cdot \rho_p = 1000 \cdot 1,29 = 1290 \text{ (г)}$$

2. Найти массу NaOH в 1 дм³ раствора:

$$m(\text{NaOH}) = \frac{W(\text{NaOH}) \cdot m_p}{100} = \frac{30 \cdot 1290}{100} = 387 \text{ (г)}$$

3. Определить молярную массу натрий гидроксида:

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль}$$

4. Определить молярную концентрацию раствора натрий гидроксида:

$$C(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot V_p} = \frac{387}{40 \cdot 1} = 9,68 \text{ (моль/дм}^3\text{)}$$

Ответ: $C(\text{NaOH}) = 9,68 \text{ моль/дм}^3$

Задача 4. Какова массовая доля (%) пероксида водорода в растворе, применяемом наружно как кровоостанавливающее и дезинфицирующее средство, если молярная концентрация этого раствора составляет 0,89 моль/дм³, плотность раствора 1 г/см³?

Дано:

$$C(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,89 \text{ моль/дм}^3$$

$$\rho_p(\text{H}_2\text{O}_2) = 1 \text{ г/см}^3$$

--

$$W(\text{H}_2\text{O}_2) = ?$$

Решение:

1. Найти массу 1 дм³ раствора:

$$m_p = V_p \cdot \rho_p = 1000 \cdot 1 = 1000 \text{ (г)}$$

2. Определить молярную массу пероксида водорода:

$$M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34 \text{ г/моль}$$

3. Найти массу H₂O₂:

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = C(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot M(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot V_p = 0,89 \cdot 34 \cdot 1 = 30,26 \text{ (г)}$$

4. Найти массовую долю (%) пероксида водорода в растворе:

$$W(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}_2)}{m_p} \cdot 100 = \frac{30,26 \cdot 100}{1000} \cdot 100 = 3,03 \%$$

Ответ: $W(\text{H}_2\text{O}_2) = 3,03 \%$

Задача 5. Определите молярную концентрацию эквивалента раствора гептагидрата сульфата магния MgSO₄ · 7H₂O, применяемого внутривенно для снижения давления крови, если массовая доля соли в растворе составляет 20 %, плотность раствора 1,22 г/см³.

Дано:

$$W(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 20 \%$$

$$\rho_p(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 1,22 \text{ г/см}^3$$

$$C(1/z \text{ MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Решение:

1. Найти массу 1 дм³ раствора:

$$m_p = V_p \cdot \rho_p = 1000 \cdot 1,22 = 1220 \text{ (г)}$$

2. Найти массу соли в 1 дм³ раствора:

$$m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = \frac{W(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) \cdot m_p}{100} = \frac{20 \cdot 1220}{100} = 244 \text{ (г)}$$

3. Определить молярную массу эквивалента соли:

$$M(\frac{1}{2} \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 246/2 = 123 \text{ г/моль}$$

4. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора:

$$C(\frac{1}{2} \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\frac{1}{2} \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})}{M(\frac{1}{2} \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) \cdot V_p} = \frac{244}{123 \cdot 1} = 1,98 \text{ (моль/дм}^3\text{)}$$

Ответ: $C(\frac{1}{2} \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 1,96 \text{ моль/дм}^3$

Задача 6. Определите титр изотонического раствора натрия хлорида, если в 150 см³ раствора содержится 1,3163 г NaCl.

Дано:

$$V_p(\text{NaCl}) = 150 \text{ см}^3$$

$$m(\text{NaCl}) = 1,3163 \text{ г}$$

$$t(\text{NaCl}) = ?$$

Решение:

$$t(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{V_p} = \frac{1,3163}{150} = 8,775 \cdot 10^{-3} \text{ (г/см}^3\text{)}$$

Ответ: $T(\text{NaCl}) = 8,775 \cdot 10^{-3} \text{ г/см}^3$

Задача 7. Определите массовую долю (%) раствора кальция хлорида, применяемого перорально, молярная концентрация эквивалента которого составляет 2 моль/дм³, плотность раствора 1,11 г/см³.

Дано:

$$C(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2) = 2 \text{ моль/дм}^3$$

$$\rho_p(\text{CaCl}_2) = 1,11 \text{ г/см}^3$$

$$W(\text{CaCl}_2) = ?$$

Решение:

1. Найти массу 1 дм³ раствора:

$$m_p = V_p \cdot \rho_p = 1000 \cdot 1,11 = 1110 \text{ (г)}$$

2. Определить молярную массу эквивалента кальций хлорида:

$$M(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2) = M(\text{CaCl}_2) : 2 = 111 : 2 = 55,5 \text{ г/моль}$$

3. Найти массу кальций хлорида в 1 дм³ раствора:

$$m(\text{CaCl}_2) = C(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2) \cdot M(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2) \cdot V_p = 2 \cdot 55,5 \cdot 1 = 111 \text{ (г)}$$

4. Найти массовую долю (%) кальций хлорида в растворе:

$$W(\text{CaCl}_2) = \frac{m(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2)}{m_p} \cdot 100 = \frac{111}{1110} \cdot 100 = 10 \%$$

Ответ: $W(\text{CaCl}_2) = 10 \%$

3. Вопросы и задания для самоконтроля

1. Растворы: значение и применение.

2. Понятие эквивалента. Фактор эквивалентности.

3. Расчет молярной массы эквивалента соединений.

4. Способы выражения концентрации раствора:

- массовая доля растворенного вещества в растворе;
- молярная концентрация растворенного вещества в растворе;
- молярная концентрация эквивалента вещества в растворе;
- молярная концентрация вещества;
- титр раствора.

Практическое занятие № 4

Тема: Основные положения теории электролитической диссоциации (ЭД). Основания с точки зрения теории ЭД.

Цель: ознакомиться с методами приготовления растворов требуемой концентрации

1. Учебные вопросы занятия:

1. Химическая посуда и оборудование.
2. Правила приготовления и хранения реактивов.
3. Инструктаж по выполнению лабораторной работы: соблюдать правила техники безопасности в химической лаборатории при работе с лабораторным оборудованием и концентрированными кислотами
4. Выполнение лабораторной работы.
 - 4.1. Приготовление раствора путем разбавления концентрированного раствора
 - 4.2. Приготовление раствора из фиксанала
 - 4.3. Приготовление раствора из навески твердого вещества
3. Защита лабораторной работы

Химическая посуда и реактивы: Мерные цилиндры вместимостью ,10-25 мл; стеклянные колбы вместимостью 100-250 мл; стеклянные пипетки, капельницы, ареометры; аналитические весы, шпатель; воронки, стеклянные палочки; концентрированный раствор HCl; $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ (х.ч.), дистиллированная вода

5. Теоретическая часть (аннотация)

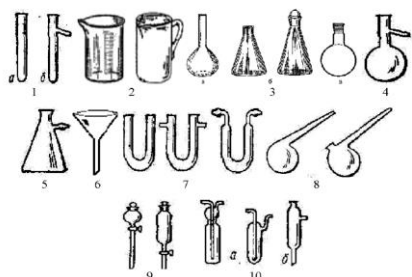
Химическая посуда и обращение с нею

Для проведения различных опытов применяется специальная химическая посуда, изготовленная из тонкостенного или толстостенного лабораторного стекла или фарфора. Посуда из тонкостенного стекла должна быть устойчива по отношению к химическому взаимодействию и к колебаниям температуры. Посуда, в которой проводятся реакции при нагревании, изготавливается из жаростойкого пирексного стекла и кварца.

Пирексное стекло содержит ~ 80 % двуокиси кремния, ~ 5 % щелочей и обладает низким коэффициентом расширения; посуда из него обладает высокой термической устойчивостью. Температура размягчения стекла около 620°C.

Для проведения реакций при более высокой температуре химическая посуда изготавливается из кварцевого стекла. Кварцевое стекло содержит ~ 99,95 % двуокиси кремния, отличается высокой термической стойкостью, инертностью по отношению к ряду химических реагентов (кроме плавиковой и фосфорной кислот). Температура размягчения кварцевого стекла около 1650 °С.

1. *Стеклопосуда.* Наиболее часто в химических лабораториях употребляется стеклянная посуда, изображённая на рис. 1.



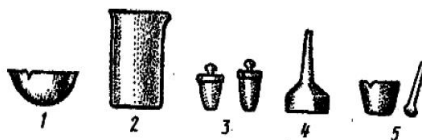
1 – химическая пробирка (а), пробирка Вюрца (б); 2 – стаканы;

- 3 – колбы: плоскодонная (а), конические (б), круглодонная (в);
 4 – колба Вюрца; 5 – склянка для отсасывания; 6 – воронка;
 7 – U-образные трубки; 8 – реторты; 9 – капельные воронки
 10 – промывные склянки (а) и осушительная колонка (б);

Рисунок 1 – Стеклопосуда

2. Фарфоровая посуда

Кроме стеклянной посуды в лабораторной практике применяется фарфоровая посуда, основные типы которой изображены на рис. 2.



- 1 – чашка; 2 – керамический стакан; 3 – тигли с крышками;
 4 – воронка Бюхнера; 5 – ступка с пестиком

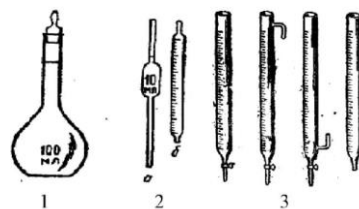
Рисунок 2 – Фарфоровая посуда

Для работы с небольшими количествами веществ применяется химическая посуда малых размеров и ёмкостей, например, колбы ёмкостью 10, 25 мл; стаканы – 5, 10, 20 мл и т.д.

3. Мерная посуда

В лабораторных работах обычно используется следующая мерная посуда: колбы, пипетки, бюретки, мензурки.

Мерные колбы (рис. 3, 1) служат для приготовления раствора точной концентрации и представляют собой плоскодонные колбы с длинным и узким горлом, на котором нанесена тонкая черта. Эта отметка показывает границу жидкости, которая при определенной температуре занимает указанный на колбе объем. Граничная поверхность «жидкость – воздух» называется мениском. Горло мерной колбы делают узким, поэтому сравнительно небольшое изменение объема жидкости в колбе заметно отражается на положении мениска. Отчёт уровня жидкости определяется положением нижнего уровня мениска. Мерные колбы имеют притёртые пробки. Обычно применяются колбы на 50, 100, 250, 500 и 1000 мл. *Пипетки* служат для точного отмеривания определённого объёма жидкости и представляют собой стеклянные цилиндрические, оттянутые сверху и снизу узкие трубки (рис. 3, 2а). В верхней части пипетки имеется отметка, показывающая, до какого уровня нужно заполнить снизу пипетку, чтобы вылитая из неё жидкость имела объем, указанный на пипетке. Чаще всего пользуются пипеткой ёмкостью 10 или 20 мл. Существуют мерительные пипетки, имеющие вид узкой градуированной трубки (рис. 3, 2б). *Бюретки* (рис. 3, 3) предназначены для выливания из них строго определённых объёмов жидкости. Они представляют собой длинные стеклянные трубки, на которые нанесена шкала с делениями. Чаще всего пользуются бюретками ёмкостью 50 или 100 мл, градуированными на десятые доли миллилитра. В нижней части бюретки имеется кран. Иногда в бюретках нет крана, тогда на конец ее надевают отрезок резиновой трубки со стеклянным шариком внутри и стеклянной оттянутой внизу трубкой. Оттягивая пальцами резиновую трубку от шарика, можно спускать жидкость из бюретки. Необходимо следить за тем, чтобы оттянутый конец трубки был нацело заполнен сливаемой жидкостью.



1 – мерная колба;

2 – пипетки: а) стеклянные цилиндрические и б) мерительные;

3 – бюретки

Рисунок 3 – Мерная посуда

Мерные градуированные цилиндры и мензурки (рис. 4) применяются для грубого отмеривания жидкостей и бывают различных ёмкостей: 5, 10, 25, 50, 100, 150, 250, 500, 1000 и 2000 мл.



Рисунок 4 – Мерные цилиндры и мензурка

Важно помнить, что точность измерения объема достигается не только точностью градуировки, но и соблюдением правил пользования мерной посудой:

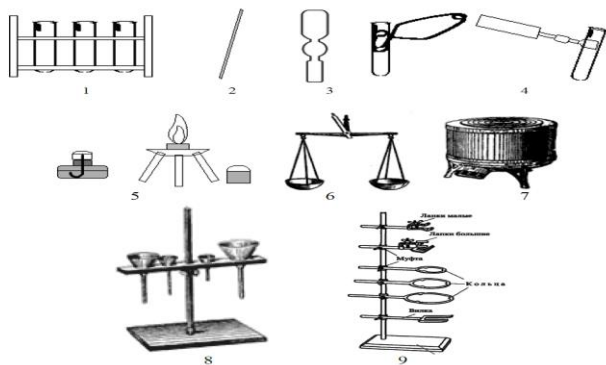
1. Глаз экспериментатора должен находиться на одном уровне с мениском отмериваемой жидкости.

2. Объем прозрачных жидкостей отмеривают по нижнему мениску (рис. 5а), объемы интенсивно окрашенных жидкостей - по верхнему (рис. 5б).



Рис. 5. Правильное измерение объемов неокрашенных (а) и окрашенных (б) жидкостей

Кроме этого, в химических лабораториях используются такие вспомогательные средства, как штативы для пробирок, стеклянные палочки, шпатели, пробиркодержатели, железные штативы с держателями, а также необходимые для работы устройства: спиртовки, химические весы и электрические водяные бани (рис. 6).



1 – штатив для пробирок, 2 – стеклянная палочка, 3 – шпатель,

4 – пробиркодержатели, 5 – спиртовки, 6 – весы, 7 – электрическая водяная баня,

8 – химические воронки и их крепление, 9 – железный штатив с держателем

Рисунок 5 – Вспомогательные средства в химической лаборатории

Химическую посуду никогда не вытирают полотенцем изнутри, в случае надобности ее высушивание производят в сушильном шкафу (кроме мерной посуды, которую никогда не высушивают нагреванием).

4. Мытье посуды Химическая посуда перед проведением опыта должна быть тщательно вымыта. Вначале ее промывают водопроводной водой; если при этом загрязнения не удаляются, нужно применить специальную щётку-ёрш. Ни в коем случае не разрешается мыть посуду водой с песком, так как на стекле могут появиться царапины, вследствие чего оно теряет свою прочность. Удалить загрязнения можно и химическим путём – промыванием посуды хромовой смесью. Это обеспечивает хорошую смачиваемость стекла. После промывания посуды хромовую смесь выливают обратно в склянку (но не в водопроводную раковину), посуду тщательно моют водопроводной водой, а затем 2-3 раза ополаскивают дистиллированной. Иногда для мытья посуды применяют спиртовой раствор щелочи.

В биохимической, лабораторной, аналитической, санитарно-гигиенической, фармацевтической практике, исследователю, врачу, фармацевту приходится готовить различные растворы. Для правильного приготовления растворов заданной концентрации необходимо владеть определенными знаниями и умениями. Основной операцией в приготовлении растворов является измерение объема раствора, выполненное с помощью измерительной посуды определенной вместимости. Существует 3 способа приготовления растворов заданных концентраций:

- Из навески твердого вещества.
- Разбавлением более концентрированного раствора.
- Из фиксанала.

Концентрацию приготовленного раствора уточняют количественным химическим анализом, например титрованием. **Титрование**- процесс медленного приливания, по каплям, раствора с точно известной концентрацией - **титранта**, к точному объему раствора определяемого вещества, с целью установления их объемных соотношений. Титрование проводят до установления **момента эквивалентности**- состояния системы, в котором аналитическая реакция прошла полностью. Момент эквивалентности фиксируется с помощью свидетелей-индикаторов.

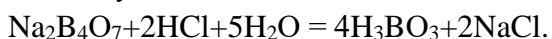
4.Выполнение лабораторной работы

1. Приготовление раствора из навески твердого вещества

Алгоритм действий

1.Сделать расчет навески.

Пример 1. Рассчитать массу натрия тетрабората $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления раствора объемом 250 мл с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л, используемого для кислотно-основного титрования соляной кислотой по реакции:



Решение.

Из уравнения видно, что эквивалентом натрия тетрабората является условная частица, равная половине его молекулы (одному иону водорода эквивалентна половина молекулы). Количество эквивалента натрия тетрабората, необходимое для приготовления заданного раствора:

$$n(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = V \cdot C(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7)$$

Подставляем данные из условия задачи:

$$n(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,25\text{л} \cdot 0,1\text{моль/л} = 0,025\text{моль}$$

$$m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = M(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot n(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \cdot 381,4 \text{ г/моль} \cdot 0,025 \text{ моль} = 4,7675 \text{ г.}$$

Далее, имея массу навески исходного вещества, легко рассчитать титр (по выше предложенным формулам) и далее перейти на расчет концентрации рабочего раствора.

$$C(1/ZX) = T(X) \cdot 1000/M(1/ZX).$$

2. Взвесить на аналитических весах (для приготовления первичного стандартного раствора) или на технических весах (для приготовления вторичного стандартного раствора).
3. Перенести навеску в мерную колбу нужного объема.
4. Добавить воду в колбу до метки и перемешать.
5. Стандартизировать вторичный стандартный раствор.

2. Приготовление раствора из фиксанала

Фиксанал (стандарт-титр, первичный стандарт) – запаянная ампула, содержащая точное количество химически чистого вещества, взятого или в виде навески, или в виде его раствора, и предназначен для быстрого приготовления растворов с заранее известной концентрацией

Алгоритм действий

1. Выбрать мерную колбу в соответствии с требуемым объемом приготавливаемого раствора.
2. Обмыть ампулу фиксанала и разбить бойком над воронкой в колбе.
3. Перенести содержимое ампулы через воронку в выбранную мерную колбу.
4. Промыть ампулу через воронку в колбу.
5. Добавить воду в колбу до метки и перемешать.

3. Приготовление раствора путем разбавления концентрированного раствора

Алгоритм действий

1. Определить плотность исходного концентрированного раствора с помощью ареометра.
2. Сделать расчет объема концентрированного раствора.

Пример 2. Какие объемы соляной кислоты плотностью 1,07 г/мл и воды необходимо взять для приготовления раствора HCl объемом 100 мл с молярной концентрацией 0,1 моль/л?

Плотность исходного раствора HCl измеряют ареометром и в справочниках по плотности определяют массовую долю HCl в растворе: $w(\text{HCl}) = 14\%$ или $w(\text{HCl}) = 0,14$.

Решение.

а) Рассчитать количество (моль) и массу (г) HCl, необходимые для приготовления заданного раствора:

$$n(\text{HCl}) = C(\text{HCl}) \cdot V(\text{р-р}) = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ моль}, m(\text{HCl}) = M(\text{HCl}) \cdot n(\text{HCl}) = 36,5 \cdot 0,01 = 0,365 \text{ г.}$$

б) рассчитать массу исходного раствора HCl, содержащего требуемую массу HCl (0,365 г).

$$m(\text{р-р}) = m(\text{HCl})/w(\text{HCl}) = 0,365 / 0,14 = 2,6 \text{ г.}$$

Зная массу и плотность раствора, рассчитать его объем:

$$V(\text{р-р}) = m(\text{р-р})/\rho(\text{HCl}) = 2,6 \text{ г} / 1,07 \text{ г/мл} = 2,5 \text{ мл.}$$

3. Отмерить необходимый объем концентрированного раствора цилиндром.
4. Перенести концентрированный раствор: а) в мерную колбу нужного объема; б) в немерную химическую посуду для приготовления раствора с массовой долей вещества в растворе.
5. Добавить: а) воды в мерную колбу до метки; б) рассчитанный объем воды в соответствующую химическую посуду.
6. Раствор перемешать.

Практические занятия: № 4- 5 .

Приготовление растворов с заданной концентрацией.

Концентрация растворов

Цель практической работы: решение задач по теме «Концентрация растворов»

Содержание и последовательность выполнения заданий

1. Процентная концентрация.

Задача 1. Сколько граммов сульфата натрия потребуется для приготовления 200 г 20% раствора?

Задача 2. В 150 г воды растворили 25 г аммиачной селитры. Определить процентную концентрацию полученного раствора.

Задача 3. Сколько граммов гидроксида натрия потребуется для приготовления 300 мл 10% раствора с плотностью 1,1 г/мл?

Задача 4. Какой объем 30% раствора КОН пл. 1,29 г/мл потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 24,5 г серной кислоты?

Задача 5. Определить молярность раствора в 50 мл которого содержится 5,6 г КОН.

Задача 6. Плотность 35% раствора серной кислоты равна 1,26 г/мл. Определить молярность раствора.

Задача 7. К раствору гидроксида натрия добавили 200 мл 0,3 М раствора сульфата меди. Определить массу выделившегося осадка.

Задача 8. Какой объем 2 М раствора серной кислоты необходим для реакции с раствором, содержащим 10,4 г хлорида бария?

Задача 9. В 400 мл раствора содержится 19,6 г H_3PO_4 . Определить нормальность раствора.

Задача 10. Какой объем 20% раствора K_2CO_3 пл. 1,19 г/мл потребуется для приготовления 500 мл 0,5 н раствора?

Задача 11. К 250 мл 0,5 н раствора карбоната натрия добавили некоторый объем нитрата кальция. Определите массу образовавшегося осадка.

Содержание и последовательность выполнения заданий

Опыт 1. Приготовление раствора №1.

Рассчитайте массу вещества и воды, необходимые для приготовления раствора №1. С помощью весов отмерьте необходимое количество твердого вещества и перенесите его в стакан. Рассчитайте объем воды, необходимый для приготовления раствора (плотность воды 1 г/мл). Мерным цилиндром отмерьте вычисленный объем воды и прилейте его к веществу в стакане. Перемешивая содержимое стакана стеклянной палочкой, добейтесь полного растворения вещества

Опыт 2. Приготовление раствора №2.

Рассчитайте объем воды, который необходимо добавить к раствору №1 для приготовления раствора №2. Мерным цилиндром отмерьте вычисленный объем воды и прилейте его к раствору №1. Определите массу полученного раствора №2.

Опыт 3. Приготовление раствора №3.

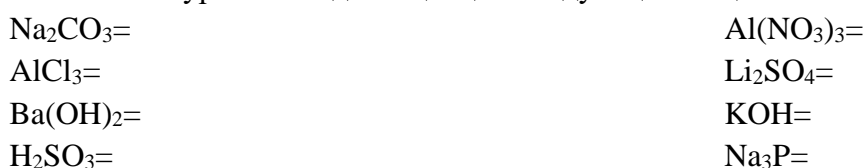
Рассчитайте массу вещества, которую необходимо добавить к раствору №2 для приготовления раствора №3. С помощью весов отмерьте необходимое количество твердого вещества и добавьте его к раствору №2. Перемешивая содержимое стакана стеклянной палочкой, добейтесь полного растворения вещества в воде. Определите массу полученного раствора №3.

Практические занятия: №6. Реакции ионного обмена (самостоятельная работа)

Цель практической работы: вспомнить важнейшие понятия и законы химии

Содержание и последовательность выполнения заданий

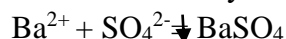
1. Напишите уравнения диссоциации следующих веществ:



2. Напишите уравнения следующих реакций в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде. Укажите реакцию, которая не идет в растворе, объясните почему?



3. Напишите возможные полные ионные и молекулярные уравнения реакций, для которых имеются следующие сокращенные ионные уравнения.



Молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения реакций

Название и химический символ химического элемента		Валентность химического элемента в соединениях	Химическая формула	Название
Калий	K	I	KOH	Гидроксид калия
Натрий	Na	1	NaOH	Гидроксид натрия
Железо	Fe	2	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Гидроксид железа 2
Железо	Fe	3	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Гидроксид железа 3
Медь	Cu	1	CuOH	Гидроксид меди 1
Алюминий	Al	3	$\text{Al}(\text{OH})_3$	Гидроксид алюминия

Кальций	Ca	2	Ca(OH) ₂	Гидроксид меди
Барий	Ba	2	Ba(OH) ₂	Гидроксид бария

4. Напишите уравнения процессов диссоциации ортофосфорной кислоты, гидроксида калия, сульфата алюминия.

Ортофосфорная кислота $H_3PO_4 = 3H^+ + PO_4^{3-}$ (степень окисления H + ; PO₄ 3-)
 Гидроксид калия $KOH = K^+ + OH^-$ Степень окисления K + ; OH- Сульфат алюминия
 $Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$ степень окисления Al 3+ SO₄ 2-

5. Напишите химические формулы известных вам оснований и назовите их. Определите валентность химического элемента в соединениях.

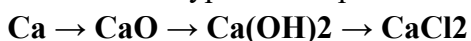
Название и химический символ химического элемента		Валентность химического элемента в соединениях	Химическая формула	Название
Калий	K	I	KOH	Гидроксид калия
Натрий	Na	1	NaOH	Гидроксид натрия
Железо	Fe	2	Fe(OH) ₂	Гидроксид железа 2
Железо	Fe	3	Fe(OH) ₃	Гидроксид железа 3
Медь	Cu	1	CuOH	Гидроксид меди 1
Алюминий	Al	3	Al(OH) ₃	Гидроксид алюминия
Кальций	Ca	2	Ca(OH) ₂	Гидроксид меди
Барий	Ba	2	Ba(OH) ₂	Гидроксид бария

6. Составьте уравнения реакций:

1. Гидроксида натрия с соляной кислотой. $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ – хлорид натрия+вода

2. Гидроксида железа (III) с серной кислотой.
 $2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$ – сульфат железа 3 + вода.

7. Напишите уравнения реакция для следующих превращений:



Подпишите названия получившихся веществ.

$Ca + O_2 = CaO$ – кальций+кислород=оксид калиция

$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ – оксид кальция+вода=гидроксид кальция

$Ca(OH)_2 + HCl = CaCl_2 + H_2O$ – гидроксид кальция+соляная кислота=хлорид кальция+вода

8. Объясните, какое свойство гашёной извести позволяет её использовать в строительстве, в технике как связующий материал. Ответ подтвердите уравнением реакции.

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ гашёная известь реагирует с углекислым газом воздуха и получается нерастворимый мел (известняк).

9. Где ещё применяются основания в машиностроении?

В машиностроении, в строительстве кислород используется для сварки и резки металлов. Горючий газ ацетилен, сгорая в токе кислорода позволяет получить температуру в 300°C .

$2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{теплота ацетилен}$.

Главными потребностями кислорода, конечно, является энергетика, металлургия и химическая промышленность.

Электрические и тепловые станции, работающие на угле нефти или природном газе, используют атмосферный кислород для сжигания топлива.

Практическая работа №6

По теме: «Гидролиз солей»

Цель работы: изучение гидролиза солей разных типов.

Задачи работы:

1. Научиться определять реакцию среды растворов солей различных типов.
2. Исследовать растворы различных солей на протекание реакций гидролиза. Отработать навыки составления уравнений реакций гидролиза.
3. Отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Краткие теоретические сведения.

Распад электролитов на ионы при растворении в воде или расплавлении называется электролитической диссоциацией. Электролиты – вещества, проводящие электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии. К электролитам относятся вещества, имеющие ионную связь: соли, основания, полярные молекулы кисло. Классификация электролитов приведена в таблице 1. Вещества, которые в растворенном или расплавленном состоянии не проводят электрического тока, называются неэлектролитами.

Таблица 1. Классификация электролитов

Степень электролитической диссоциации	Сила электролита		Примеры
$\alpha > 3 \%$	сильные	кислоты	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}$

		основания	$Me^{n+}(OH)_n$ Р., М. в воде
		соли	Р. в воде
$3\% < \alpha < 30\%$	средние	кислоты	HF, H_2SO_3, H_3PO_4
		основания	$Fe(OH)_3$
$\alpha < 3\%$	слабые	кислоты	$H_2S, H_2CO_3, H_2SiO_3, CH_3COOH$
		основания	$Me^{n+}(OH)_n$ Н. в воде и NH_4OH
		соли	М. в воде

Гидролиз соли - взаимодействие ионов соли с водой, когда образуется слабый электролит $[H^+] = [OH^-]$ - среда нейтральная, $[H^+] > [OH^-]$ - среда кислая, $[OH^-] > [H^+]$ - среда щелочная. В зависимости от своего состава соли по-разному реагируют с водой, поэтому можно выделить 4 типа гидролиза солей, которые представлены в таблице 2.

Таблица 2. Типы гидролиза солей

<p>1. Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. ($CuCl_2, NH_4Cl, Fe_2(SO_4)_3$ — гидролиз по катиону) $CuCl_2 \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2Cl^-$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $Cu^{2+} + 2Cl^- + H^+ + OH^- \rightleftharpoons CuOH^+ + H^+ + 2Cl^-$ <u>Выводы:</u> $[H^+] > [OH^-] \Rightarrow pH < 7 \Rightarrow$ среда раствора кислая \Rightarrow окраска индикаторов изменяется</p>	<p>2. Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. (K_2CO_3, Na_2S — гидролиз по аниону) $K_2CO_3 \rightleftharpoons 2K^+ + CO_3^{2-}$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $2K^+ + CO_3^{2-} + H^+ + OH^- \rightleftharpoons HCO_3^- + 2K^+ + OH^-$ <u>Выводы:</u> $[H^+] < [OH^-] \Rightarrow pH > 7 \Rightarrow$ среда раствора щелочная \Rightarrow окраска индикаторов изменяется</p>
<p>3. Соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты. ($(NH_4)_2CO_3, CH_3COONH_4, Na_2CO_3$ — гидролиз по катиону и по аниону) $Fe_2(CO_3)_3 \rightleftharpoons 2Fe^{3+} + 3CO_3^{2-}$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$</p>	<p>4. Соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты. (гидролизу не подвергаются ($NaCl, K_2SO_4, Ba(NO_3)_2$)). $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$</p>

$2\text{Fe}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <u>идёт до конца</u> <u>Выводы:</u> Характер среды определяется относительной силой кислоты и основания.	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{OH}^-$ <u>Выводы:</u> $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} = 7 \Rightarrow$ среда раствора нейтральная \Rightarrow окраска индикаторов не изменяется
---	--

Приборы и реактивы:

- растворы солей: карбонат калия, карбонат натрия, нитрат калия, сульфат алюминия, сульфат железа (III), сульфат меди (II), хлорид железа (III), хлорид натрия, хлорид цинка;
- универсальная индикаторная бумажка, штатив с пробирками, предметные стёкла, пипетка, стеклянная палочка.

Порядок выполнения работы.

Опыт № 1. Испытание растворов солей индикатором. Гидролиз солей.

Ход работы: На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести пипеткой по одной капли раствора каждой соли (*из списка реактивов*).

Оформление отчета: результаты наблюдений занести в таблицу №3.

Таблица 3. Определение среды растворов солей

Формула соли	Цвет индикатора			Какими основаниями и кислотами <i>сильными (↑) или слабыми (↓)</i> <i>к↑ основания и а↓ кислоты</i>
	Нейтральн	Кислая	Щелочная	
1. K_2CO_3			синий	
2. Na_2CO_3				
3. KNO_3				
4. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$				
5. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$				
6. CuSO_4				
7. FeCl_3				
8. NaCl				
9. ZnCl_2				

Задание. После заполнения таблицы составьте уравнения реакций гидролиза солей, растворы которых имели, кислую или щелочную среду раствора. С помощью уравнений реакций объясните происходящие реакции.

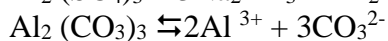
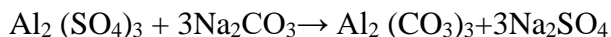
Опыт № 2. Получение соли карбоната алюминия и наблюдение за её гидролизом.

Ход работы: К 1 мл раствора соли алюминия прилейте 1 мл раствора карбоната натрия.

Оформление отчета: записать наблюдения и уравнение гидролиза в таблицу:

Условия проведения.	Наблюдения	Уравнения гидролиза. Вывод

Уравнение гидролиза:



Опыт № 3. Экспериментальная задача.

Ход работы: В трёх, пронумерованных, пробирках находятся растворы солей: K_2SO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, NaCl . Определите, в какой пробирке находятся данные соли.

Алгоритм проведения опыта по определению веществ:

1. Дотронуться стеклянными палочками из пронумерованных пробирок до индикаторной бумага, записать цвет индикаторной бумага и сделать заключение о реакции среды раствора.

2. Записать уравнение гидролиза предложенных солей и сделать выводы (назовите среду раствора каждой соли).

3. Сопоставить формулы солей и цвет индикаторной бумаги.

Оформление отчета: записать наблюдения и уравнение гидролиза в таблицу:

Формулы солей	Цвет индикаторной бумаги	Уравнение гидролиза, среда раствора
1. K_2SO_3		
2. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$		
3. NaCl .		

Выводы по работе (ответить на вопрос).

Как реакция среды растворов зависит от типов солей?

Практическая работа 7-8

Составление уравнений реакций окисления–восстановления, Подбор коэффициентов в них

Цель работы: составление окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, определение окислителя, восстановителя (ОК03, ОК05)

Задачи работы: закрепить знания по составлению уравнений ОВР методом электронного баланса.

Пояснения к работе:

В результате изучения химии на базовом уровне студент должен:

знать/понимать:

- важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, степень окисления, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление;

уметь:

- определять: степень окисления химических элементов, окислитель и восстановитель, принадлежность веществ к различным классам органических соединений;

- использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для:

- понимания взаимосвязи учебного предмета с особенностями профессий и профессиональной деятельности, в основе которых лежат знания по данному учебному предмету.

Оснащение занятия:

1. Габриелян О.С. Химия для профессий и специальностей технического профиля [Текст]: учебник/О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов.-2-е изд; стер.-М.: Издательский центр «Академия»,-2016.- с.97;

2. Раздаточный материал.

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

1. **Какие соединения и простые вещества могут проявлять только окислительные свойства? Выпишите такие вещества из предложенного перечня, укажите степень окисления элемента-окислителя:**

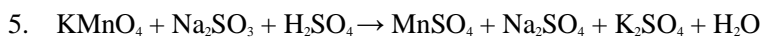
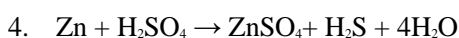
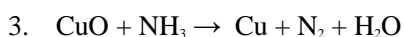
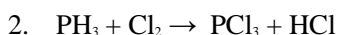
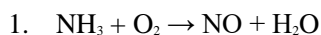
Вариант 1	Вариант 2
NH ₃ , CO, SO ₂ , KMnO ₄ , Cl ₂ , HNO ₂ .	H ₂ S, SiO, P ₂ O ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₂ SO ₃ , N ₂

1. **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
H ₂ S, HMnO ₄ , Mg, Al ₂ O ₃ , KNO ₃	H ₂ SO ₃ , NH ₃ , SiO ₂ , P ₂ O ₅ , Fe

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

1. **вариант**



1. **вариант**

1. $P + N_2O \rightarrow N_2 + P_2O_5$
2. $H_2S + Cl_2 \rightarrow S + HCl$
3. $HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$
4. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
5. $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O$

Предварительная подготовка. Краткие теоретические сведения по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

Степень окисления элемента - это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только их ионов.

Реакции, в ходе которых происходит изменение степени окисления элементов, называются окислительно-восстановительными.

Например: $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$

$Zn^0 - 2e = Zn^{+2}$ процесс окисления; Zn^0 - восстановитель

$2H^{+1} + 2e = H_2^0$ процесс восстановления; H^{+1} - окислитель

Металлический цинк **Отдает** электроны, **Окисляется**, а сам является **Восстановителем** (восстановитель – это тот, кто электроны отдает).

Катионы водорода **Взяли** электроны, **Восстановились**, а сами являются **Окислителями**.

Соединение, содержащее элемент в высшей степени окисления, может быть только окислителем (например: $KMnO_4$).

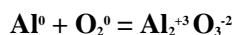
Соединение, содержащее элемент в низшей степени окисления, может быть только восстановителем (например: H_2S).

Соединение, содержащее элемент в промежуточной степени окисления, может быть и окислителем, и восстановителем в зависимости от его роли в конкретной химической реакции (например: H_2SO_3).

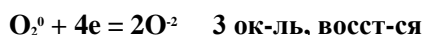
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

Алгоритм составления уравнений

Напишем уравнение реакции между алюминием и кислородом и определим степени окисления элементов



Чтобы получить степень окисления +3, атом алюминия должен отдать 3 электрона. Молекула кислорода, чтобы превратиться в кислородные атомы со степенью окисления -2, должна принять 4 электрона:



Чтобы количество отданных и принятых электронов выровнялось, первое уравнение надо умножить на 4, а второе – на 3. Для этого достаточно переместить числа отданных и принятых электронов против верхней и нижней строчки так, как показано на схеме вверху.

Если теперь в уравнении перед восстановителем (Al) мы поставим найденный нами коэффициент 4, а перед окислителем (O_2) – найденный нами коэффициент 3, то количество отданных и принятых электронов выравнивается и становится равным 12.

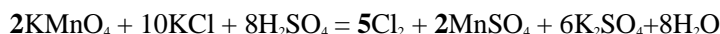
Электронный баланс достигнут. Видно, что перед продуктом реакции Al_2O_3 необходим коэффициент 2. Теперь уравнение окислительно-восстановительной реакции уравнено: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$

Все преимущества метода электронного баланса проявляются в более сложных случаях:



|

Электронный баланс: $\text{Mn}^{+7} + 5\text{e} = \text{Mn}^{+2}$ 2 ок-ль, восст-ся



Требования к содержанию и оформлению отчёта по практической работе

Запишите в журнал лабораторно-практических занятий:

1. Наименование работы и её цель
2. Ход работы: решение задач оформить в соответствии с образцом.
3. Письменно ответить на задания контрольных вопросов для самопроверки.

Контрольные вопросы для самопроверки:

1. Высшая степень окисления элемента определяется:

- а) по номеру периода б) по номеру группы
- в) по порядковому номеру г) по подгруппе

2. Степень окисления восстановителя в окислительно-восстановительной реакции:

- а) повышается б) понижается
- в) остается без изменения г) сначала повышается, затем понижается

3. Схема, отражающая процесс окисления:

- а) $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{-2}$ б) $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{+4}$
- в) $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{+6}$ г) $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{-2}$

4. Укажите вещество, в котором атом углерод имеет наибольшую степень окисления:

- а) CO_2 б) CH_4
- в) CO г) CaC_2

5. Степень окисления атома азота в ионе аммония NH_4^+ :

- а) -3 б) -4
- в) +3 г) +4

Практическое занятие № 9

Азотная кислота и ее химические свойства.

Цель работы: познакомиться с физическими и химическими свойствами [азотной](#) кислоты.

Оборудование и реактивы: пробирки, раствор азотной кислоты HNO_3 , раствор гидроксида натрия NaOH , растворы солей (сульфата меди (II) CuSO_4 , сульфата никеля (II) NiSO_4 , сульфата кобальта (II) CoSO_4 , хлорида железа (III) FeCl_3 , карбоната натрия Na_2CO_3), метиловый оранжевый (м/о), фенолфталеин (ф/ф), универсальная индикаторная бумага.

Ход работы:

Вспомните и перечислите химические свойства азотной кислоты.

Опыт 1. В три пробирки приливаем несколько капель раствора азотной кислоты. В первую добавляем несколько капель м/о, во вторую – несколько капель ф/ф, в третью – кусочек универсальной индикаторной бумаги. Записываем наблюдения, делаем вывод о среде в растворе, записываем примерное значение рН. Пробирки оставляем для опыта 2.

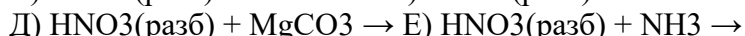
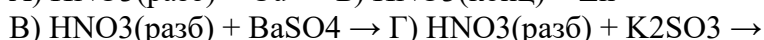
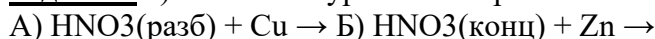
Опыт 2. В пробирки после опыта 1 добавляем по каплям раствор гидроксида натрия. Отмечаем цвет раствора. Записываем уравнения реакции и наблюдения.

Опыт 3. В пробирку наливаем небольшое количество раствора сульфата меди (II). Отмечаем цвет раствора. В эту же пробирку по каплям начинаем добавлять раствор гидроксида натрия. Что происходит? В эту же пробирку добавляем по каплям раствор азотной кислоты. Записываем уравнения реакции и наблюдения. Повторите эксперимент с растворами сульфата никеля (II), сульфата кобальта (II), хлорида железа (III).

Опыт 4. В пробирку наливаем небольшое количество раствора карбоната натрия. Отмечаем цвет раствора. В эту же пробирку по каплям начинаем добавлять раствор кислоты. Записываем уравнение реакции и наблюдения в таблицу.

Делаем общий вывод по работе

Задание: 1) Закончите уравнения практически осуществимых реакций:



2) Определите массу азотной кислоты, которая содержится в растворе азотной кислоты объемом 200 мл с концентрацией 2 моль/л.

Лабораторная работа «Азотная кислота»

Цель работы: познакомиться с физическими и химическими свойствами азотной кислоты.

Оборудование и реактивы: пробирки, раствор азотной кислоты HNO_3 , раствор гидроксида натрия NaOH , растворы солей (сульфата меди (II) CuSO_4 , сульфата никеля (II) NiSO_4 , сульфата кобальта (II) CoSO_4 , хлорида железа (III) FeCl_3 , карбоната натрия Na_2CO_3), метиловый оранжевый (м/о), фенолфталеин (ф/ф), универсальная индикаторная бумага.

Ход работы:

Вспомните и перечислите химические свойства азотной кислоты.

Опыт 1. В три пробирки приливаем несколько капель раствора азотной кислоты. В первую добавляем несколько капель м/о, во вторую – несколько капель ф/ф, в третью – кусочек универсальной индикаторной бумаги. Записываем наблюдения, делаем вывод о среде в растворе, записываем примерное значение рН. Пробирки оставляем для опыта 2.

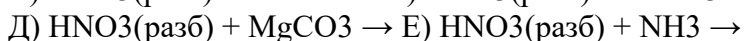
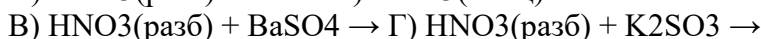
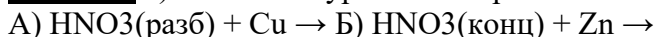
Опыт 2. В пробирки после опыта 1 добавляем по каплям раствор гидроксида натрия. Отмечаем цвет раствора. Записываем уравнения реакции и наблюдения.

Опыт 3. В пробирку наливаем небольшое количество раствора сульфата меди (II). Отмечаем цвет раствора. В эту же пробирку по каплям начинаем добавлять раствор гидроксида натрия. Что происходит? В эту же пробирку добавляем по каплям раствор азотной кислоты. Записываем уравнения реакции и наблюдения. Повторите эксперимент с растворами сульфата никеля (II), сульфата кобальта (II), хлорида железа (III).

Опыт 4. В пробирку наливаем небольшое количество раствора карбоната натрия. Отмечаем цвет раствора. В эту же пробирку по каплям начинаем добавлять раствор кислоты. Записываем уравнение реакции и наблюдения в таблицу.

Делаем общий вывод по работе

Задание: 1) Закончите уравнения практически осуществимых реакций:



2) Определите массу азотной кислоты, которая содержится в растворе азотной кислоты объемом 200 мл с концентрацией 2 моль/л.

Практическое занятие № 10 Жесткость воды и способы ее устранения.

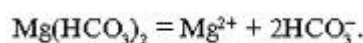
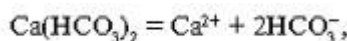
Цели. Закрепить понятия об общей жесткости воды и ее разновидностях, напомнить способы устранения жесткости воды в условиях лабораторного эксперимента.

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками, держатель для пробирок, спиртовка, спички, стеклянная трубка, санитарная склянка; прозрачный раствор мыла ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$), дистиллированная вода, растворы $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, Na_2CO_3 (сода), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (гипс), $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (известковая вода).

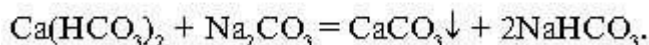
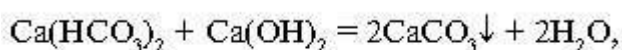
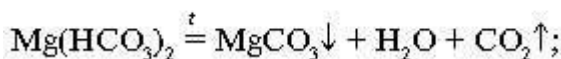
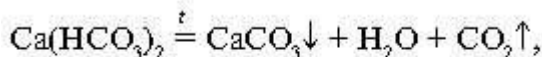
Жесткость воды выражают суммой ммоль эквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} на литр воды. Так, 1 ммоль экв/л жесткости отвечает содержанию 20 мг/л катионов Ca^{2+} или 12 мг/л катионов Mg^{2+} .

Общая жесткость воды складывается из карбонатной и некарбонатной жесткости.

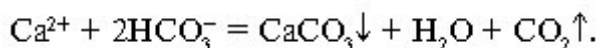
♦ **Карбонатная жесткость** (временная, устранимая) обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния:



Устраняется кипячением, действием известкового «молока» или соды:

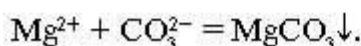
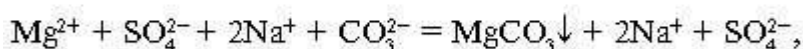
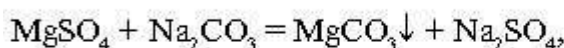
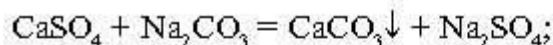


Образующийся карбонатный продукт реакции оседает на стенках сосуда (накипь):



♦ **Некарбонатная жесткость** (постоянная) обусловлена присутствием в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния.

Устраняют некарбонатную жесткость чаще всего добавлением соды:

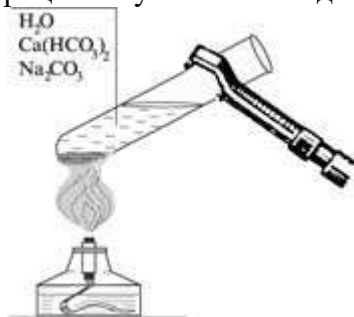


В настоящее время широкое применение находят и ионнообменные смолы.

Применение жесткой воды нарушает нормальную работу паровых установок (образование накипи). Накипь имеет плохую теплопроводность, а это создает аварийную обстановку и увеличивает расход топлива (слой в 1 мм повышает расход на 5%).

Задание 1. Как объяснить, почему в жесткой воде мыло плохо мылится (образуются хлопья, мало пены), если учесть, что мыло – это натриевые или калиевые соли высших органических кислот, например стеарат натрия $C_{17}H_{35}COONa$?

Задание 2. Испытать на опыте наличие карбонатной жесткости в водопроводной воде лаборатории. Написать (как результаты опытного испытания) молекулярные и ионные уравнения всех происходящих процессов умягчения воды.



Задание 3. В четыре пробирки налить по 2 мл дистиллированной воды, затем во 2-ю прилить раствор сульфата кальция, в 3-ю и 4-ю – гидрокарбонат кальция. Раствор в 4-й пробирке прокипятить, потом взять пробы из всех четырех пробирок и в каждую добавить по несколько капель прозрачного раствора мыла, взболтать. В каких пробах происходит помутнение? Объяснить. В оставшиеся после отбора пробы порции растворов добавить: во 2-ю – раствор соды (Na_2CO_3), в 3-ю – известкового «молока», прокипятить эти смеси, а затем во все четыре снова добавить мыло и взболтать. Наблюдения обосновать молекулярными и ионными уравнениями реакций.

Задание 4. Какова жесткость 5 л воды, выраженная количеством ммоль экв/л катионов Ca^{2+} , если в ней растворено 16,2 г бикарбоната кальция? (Для удобства расчета 1 ммоль экв/л принять равным 20 мг/л катионов Ca^{2+} .)

Практическое занятие № 11

Свойства чистого углерода и карбонатов.

Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств.

Распознавание карбонатов.

Реактивы и оборудования: пробирки, стойка для пробирок, пробка с газоотводной трубкой, хим.стаканчик, $CaCO_3$, HCl , H_2O , $Ca(OH)_2$, $NaOH$, K_2CO_3 , Na_2SiO_3 , Na_2SO_4 , $BaCl_2$, $ZnCl_2$, $AgNO_3$.

Что делали?

Что наблюдали?

№1. Помещаем в пробирку кусочки мрамора и приливаем HCl . Пробирку закрываем пробкой с газоотводной трубкой, свободный конец которой опускаем в пробирку с известковой водой – $Ca(OH)_2$.

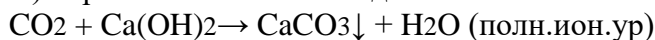
Наблюдали выделение пузырьков газа – $CO_2 \uparrow$



-
-

При пропускании газа через известковую воду происходит две последовательные реакции:

А) образование белого осадка:



-

Б) растворение осадка:



-

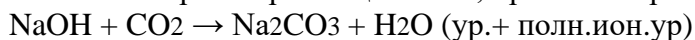
№2. Пропускаем углекислый газ через дистиллированную воду и добавляем раствор лакмуса.

Лакмус краснеет, так как образуется слабая кислота:



№3. Пропускаем CO₂ через раствор NaOH с ф/ф.

Малиновый раствор обесцветился, произошла реакция нейтрализации:



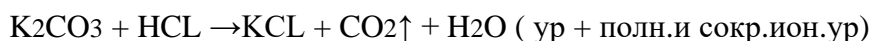
-

-



-

-



-

-



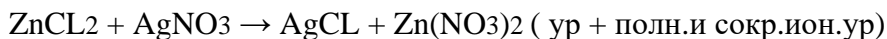
-

-



-

-



-

-

Вывод: в ходе выполнения практической работы мы получили CO₂↑, рассмотрели его свойства и с помощью характерных реакций распознали неизвестные вещества.

Практическое занятие: № 12 Реакции ионного обмена

Цель практической работы:

- обобщить и систематизировать имеющиеся знания у обучающихся о различных типах химических реакций
- продолжить формирование коммуникативной и информационной компетенций, умений анализировать, сравнивать, обобщать, делать выводы
- способствовать развитию умений применять полученные знания на практике

Содержание и последовательность выполнения заданий

Опыт 1. Реакций с образованием газа.

Подойдите соляной кислотой на раствор карбоната натрия и на кусочек мела. Опишите результаты опытов. Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной форме.

Опыт 2. Реакции с образованием осадков.

Смешайте растворы хлорида кальция и карбоната натрия, хлорида железа (3) и гидроксида натрия. Опишите результаты опытов. Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной форме.

Опыт 3. Реакций с образованием слабых электролитов.

Проделайте в присутствии индикаторов реакции между:

- а) соляной кислотой и гидроксидом калия;
- б) азотной кислотой и гидроксидом натрия;

Опишите результаты опытов. Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной и такой и сокращенной ионной форме.

Упражнения: Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между:

- а) сульфидом натрия и хлоридом цинка;
- б) нитратом свинца и иодидом натрия;
- в) фосфатом калия и хлоридом кальция;
- г) гидроксидом алюминия и серной кислотой;
- д) оксидом железа (3) и азотной кислотой

Практические занятия: №13 .

Окислительно-восстановительные реакции в опытах.

Цель: познакомить учителей химии с использованием технологии развития критического мышления для чтения и письма.

Используемые приемы: “верные и неверные утверждения”, “зигзаг-1”, кластеры.

Стадия вызова

На стадии вызова используется прием “верные и неверные утверждения”.

Утверждения		
1 Восстановление – это присоединение кислорода к какому-либо веществу.	-	
2. Окисление – присоединение водорода к какому-либо веществу.	+	
3. Неметаллы способны удалять элементы с отрицательными степенями окисления из их соединений с металлами.	-	
4. Влажная индикаторная бумага, пропитанная крахмалом и йодидом калия окрашивается окислителями в красный цвет.	+	
5. Свободные радикалы возникают в результате гетеролитического разрыва малополярной связи.	+	
6. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса осуществляется в 8 стадий.	+	

Стадия осмысления

1. Организация деятельности в рабочих группах, участники которых получают тексты по четырем основным темам “зигзага”:

- 1) Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления
- 2) Окислители и восстановители
- 3) Типы окислительно-восстановительных реакций
- 4) Расстановка коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

Идет первоначальное знакомство с текстом, первичное чтение.

2. Работа в экспертных группах.

В экспертные группы объединяются “специалисты” по отдельным вопросам. Их задача – внимательное чтение текста, выделение ключевых фраз и новых понятий либо использование кластеров и различных схем для графического изображения содержания текста (работа ведется индивидуально).

3. Отбор материала, его структурирование и дополнение (групповая работа)

4. Подготовка к трансляции текста в рабочих группах

1-я группа экспертов составляет опорный конспект “Степень окисления”

2-я группа экспертов составляет схему “Окислители и восстановители”

3-я группа экспертов составляет схему “Типы окислительно-восстановительных реакций”

4-я группа экспертов составляет схему электронного баланса

5. Подготовка к презентации (плакат)

Стадия рефлексии

Возвращение в рабочие группы

1. Трансляция в группе тем 1-4 последовательно.
2. Обсуждение результатов работы с текстами.
3. Презентация отдельных тем.
4. Возвращение к “верным и неверным утверждениям”. Проверка своих первоначальных предположений. Расстановка новых значков.

Это может выглядеть так:

Утверждения		
1 Восстановление – это присоединение кислорода к какому-либо веществу.		-
2. Окисление – присоединение водорода к какому-либо веществу.		-
3. Неметаллы способны удалять элементы с отрицательными степенями окисления из их соединений с металлами.		+
4. Влажная индикаторная бумага, пропитанная крахмалом и йодидом калия окрашивается окислителями в красный цвет.		-
5. Свободные радикалы возникают в результате гетеролитического разрыва малополярной связи.		+

6. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса осуществляется в 8 стадий.		-
--	--	---

Тексты по четырем основным темам “зигзага”

I. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления

Термин *окисление* можно определить тремя способами:

- как присоединение кислорода к какому-либо веществу;
- как удаление водорода из какого-либо вещества;
- как потерю электронов каким-либо веществом.

Термин *восстановление* тоже можно определить тремя способами:

- как удаление кислорода из какого-либо вещества;
- как присоединение водорода к какому-либо веществу;
- как приобретение электронов каким-либо веществом.

Нас будут интересовать главным образом процессы *электронного переноса*. Поэтому мы будем рассматривать окисление как потерю электронов, а восстановление – как приобретение электронов.

В тех случаях, когда происходит окисление, одновременно с ним непременно происходит и восстановление, и наоборот, если происходит восстановление, оно обязательно сопровождается одновременным окислением. Эти одновременно протекающие реакции называются *окислительно-восстановительными*.

В результате окислительно-восстановительных реакций изменяется степень окисления, по крайней мере, пары атомов.

Степенью окисления принято называть заряд атома в молекуле, рассчитываемый в предположении, что все связи в молекуле носят ионный характер. Следовательно, степень окисления атома того или иного элемента – условная величина, формально оцениваемая с использованием следующих правил:

- 1) Степень окисления атома в молекуле может быть равна нулю или выражена отрицательным или положительным числом (целочисленным или дробным).
- 2) Молекула всегда электронейтральна: сумма всех положительных и всех отрицательных формальных зарядов, которые характеризуют степень окисления атомов, образующих молекулу, равна нулю.
- 3) При оценке степени окисления атомов в сложных ионах заряд иона, естественно, учитывается. При этом алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, составляющих сложный ион, равна заряду последнего.
- 4) атомы кислорода во всех соединениях имеют степень окисления -2. исключения составляют:
 - а) пероксиды типа H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2 , в которых степень окисления кислорода равна -1;
 - б) надпероксиды типа KO_2 , RbO_2 , CsO_2 , в которых степень окисления -1 имеет сложный надпероксидный ион $[\text{O}_2]^{-1}$ и, следовательно, формально степень окисления атома кислорода равна -1/2;
 - в) озониды типа KO_3 , RbO_3 , CsO_3 , в которых степень окисления -1 имеет сложный озонид-ион $[\text{O}_3]^{-1}$ и, следовательно, формально степень окисления атома кислорода равна -1/3;
 - г) смешанные пероксид-надпероксидные соединения типа M_2O_3 , где $\text{M}=\text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}$, в

которых атомы кислорода формально характеризуются двумя степенями окисления -1 и -1/2;

д) оксид и пероксид фтора (F₂O и F₂O₂) в которых степень окисления кислорода равно +2 и +1 соответственно.

5) Атомы водорода во всех соединениях имеют степень окисления +1; исключение составляют гидриды, в которых степень окисления атома водорода равна -1.

б) степень окисления атомов металлов металлов в соединениях с неметаллами всегда положительна, при этом целый ряд металлических атомов имеет постоянную степень окисления. Так, например, атомы щелочных металлов (+1), атомы щелочноземельных металлов (+2) и др.; атомы большинства переходных металлов, напротив, могут изменять свою степень окисления; исключение составляют так называемые интерметаллиды – соединения, образованные при взаимодействии двух или более металлов, степень окисления компонентов в которых, как правило, не оценивается.

7) Степень окисления атомов элементов в простом соединении равна нулю.

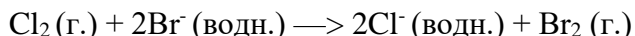
8) Степень окисления кислорода в органических молекулах и ионах равна -2 (встречающиеся исключения в органике необходимо рассматривать в каждом конкретном случае).

II. Окислители и восстановители

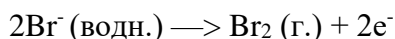
Окислители

Окислителем называется вещество, которое вызывает окисление другого вещества. Вызывая окисление какого-либо вещества, сам окислитель при этом восстанавливается. Наиболее распространенные окислители подразделяются на три типа.

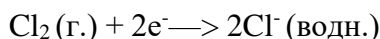
Неметаллические элементы. Такие окислители присоединяют электроны. Образуют анионы. Примером окислителя подобного типа является хлор. Он окисляет, например, бромид-ионы. Ионное уравнение полной окислительно-восстановительной реакции, протекающей в данном случае, имеет вид



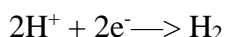
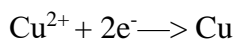
Таким образом, происходит окисление брома:



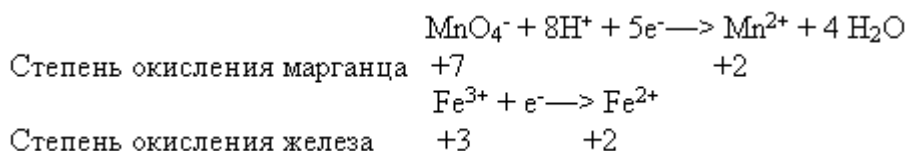
При окислении брома хлор восстанавливается:

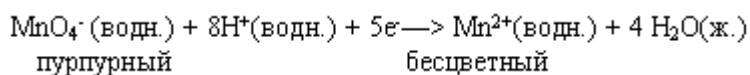


Катионы. К числу катионов, выступающих в роли окислителей, относятся обычно ионы металлов. Они присоединяют к себе электроны, образуя нейтральные атомы или молекулы. Примеры:



Ионы, содержащие какой-либо элемент с высокой степенью окисления. Вызывая окисление какого-либо вещества, ион такого элемента переходит в состояние с более низкой степенью окисления. Например,

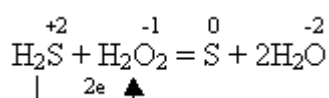




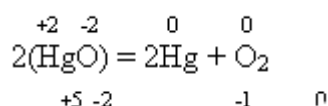
III. Типы окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные реакции разделяют на межмолекулярные и внутримолекулярные, в зависимости от того, в состав каких веществ входят окислитель и восстановитель.

Межмолекулярные ОВ реакции характеризуются тем, что окислителем и восстановителем являются различные вещества:

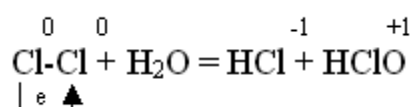


Внутримолекулярные ОВ реакции характеризуются тем, что окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества, но представляют собой атомы разных элементов. К ним относится большинство реакций термического разложения:



Реакции самоокисления-самовосстановления. Существует много ОВ реакций, в которых и окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента. Эти реакции также могут быть внутри- и межмолекулярными. Такие реакции называются по-разному: самоокисления-самовосстановления, окислительно-восстановительной двойственности, диспропорционирования, дисмутации.

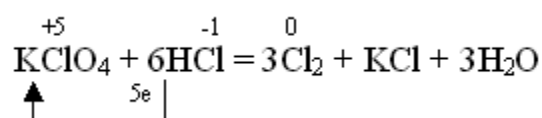
Реакции внутримолекулярной ОВ дисмутации характеризуются тем, что атомы элемента, проявляющего окислительно-восстановительную двойственность, входят в состав одной молекул одного и того же вещества:



Атомы одного и того же элемента, участвующего в реакции ОВ дисмутации, могут иметь одинаковые степени окисления или разные.

В органической химии и в живой природе широко распространены реакции ОВ дисмутации за счет атомов углерода.

Реакции межмолекулярной ОВ дисмутации характеризуются тем, что окислитель и восстановитель входят в состав разных молекул, но являются атомами одного и того же элемента:

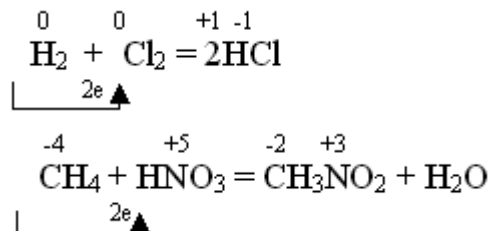


По механизму протекания ОВ реакции разделяют на *электрофильно-нуклеофильные* и *свободнорадикальные*.

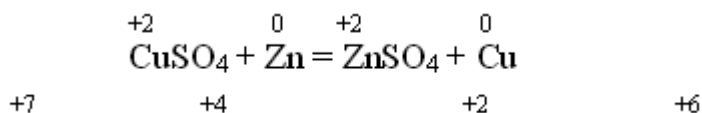
Свободнорадикальный механизм характеризуется гетеролитическим разрывом неполярной и малополярной связи, в результате чего возникают свободные радикалы – частицы с неспаренными электронами. Радикалы, в зависимости от их средства к

электрону и свойств партнера, могут принимать электроны (т.е. быть окислителями) и могут отдавать электроны (т.е. быть восстановителями).

Свободнорадикальный механизм характерен для ОВ реакций, протекающих преимущественно при высокой температуре и в газовой фазе. Прежде всего это реакции горения веществ, т.е. их взаимодействие с кислородом и другими сильными окислителями:



Электрофильно-нуклеофильный механизм характерен для ОВ реакций, протекающих в растворах при отсутствии радикальных частиц. В ОВ реакциях окислители (акцепторы электронов) являются *электрофилами*, а восстановители (доноры электронов) – *нуклеофилами*.



IV. Расстановка коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций наибольшую трудность вызывает расстановка коэффициентов. Существует несколько методов их нахождения. Одним из них является метод электронного баланса, основным требованием которого является соблюдение закона сохранения заряда, т.е. число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем. В методе электронного баланса всегда указываются степени окисления атомов элементов, а не заряды реально существующих ионов.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса осуществляется в несколько стадий:

- 1) записывают уравнение реакции со всеми участвующими в ней веществами без коэффициентов;
- 2) выделяют элементы, изменяющие степени окисления в результате реакции, и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем;
- 3) уравнивают число электронов, приобретаемых и отдаваемых элементами, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления;
- 4) подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.

Практическое занятие: №10.

Непредельные углеводороды

Цель практической работы: закрепление знаний

Содержание и последовательность выполнения заданий

Опыт 1. Получение этилена и изучение его свойств.

В пробирку насыпьте 1-2 г кварцевого песка, налейте 2-3 мл смеси этилового спирта с серной кислотой. Смесь нагрейте до кипения. Выделяющийся этилен пропустите последовательно в пробирки с раствором перманганата калия и бромной водой. Затем поверните газоотводную трубку отверстием вверх и подожгите выделяющийся газ. Зарисуйте прибор для получения этилена, опишите результаты опытов, напишите уравнения реакций.

Опыт 2. Получение ацетилена и изучение его свойств.

В пробирку положите 2-3 небольших кусочка карбида кальция, добавьте 3-4 мл воды. Быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Пропустите выделяющийся газ в раствор перманганата калия и в бромную воду. Затем поверните газоотводную трубку отверстием вверх и подожгите выделяющийся газ. Опишите результаты опытов, напишите уравнения реакций.

Практическое задание: № 10.

Жесткость воды и способы ее устранения

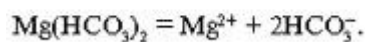
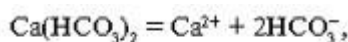
Цели. Закрепить понятия об общей жесткости воды и ее разновидностях, напомнить способы устранения жесткости воды в условиях лабораторного эксперимента.

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками, держатель для пробирок, спиртовка, спички, стеклянная трубка, санитарная склянка; прозрачный раствор мыла ($\text{Ca}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$), дистиллированная вода, растворы $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, Na_2CO_3 (сода), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (гипс), $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (известковая вода).

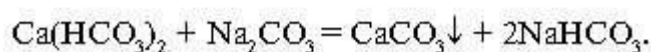
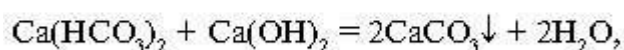
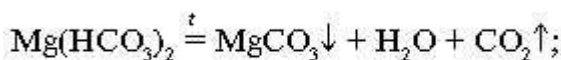
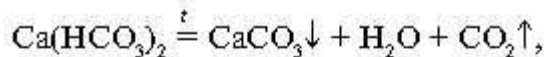
Жесткость воды выражают суммой ммоль эквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} на литр воды. Так, 1 ммоль экв/л жесткости отвечает содержанию 20 мг/л катионов Ca^{2+} или 12 мг/л катионов Mg^{2+} .

Общая жесткость воды складывается из карбонатной и некарбонатной жесткости.

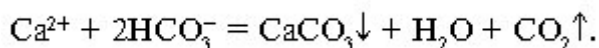
♦ **Карбонатная жесткость** (временная, устранимая) обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния:



Устраняется кипячением, действием известкового «молока» или соды:



Образующийся карбонатный продукт реакции оседает на стенках сосуда (накипь):



♦ **Некарбонатная жесткость** (постоянная) обусловлена присутствием в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния.

Вариант №2

Часть I.

1. Общая формула алкенов:



2. Молекулы алкинов содержат:

а) только одинарные связи

б) 1 двойную связь.

3. Угол связи в молекуле метана:

а) 120°

б) $109^\circ 28'$

4. В какой молекуле угол связи равен 120° ?

а) этилен

б) этан

5. Тип гибридизации атомов углерода в молекуле ацетилена:

а) sp^2

б) pp

6. Чем отличается друг от друга бутен-1 и бутен-2:

а) местом разветвления углеродной цепи

б) относительной молекулярной массой

7. Взаимодействие метана с хлором – это реакция:

а) разложения

б) соединения

в) обмена

г) замещения

8. Реакция гидрирования:

а) $C_2H_6 + O_2 \rightarrow$; в) $C_2H_4 + H_2O \rightarrow$;

б) $C_3H_8 \rightarrow$; г) $C_2H_4 + H_2 \rightarrow$

9. 2 - метилбутен -1 не взаимодействует:

а) с азотом

б) с водородом

10. Характерные для алкинов реакции, обусловленные наличием двух π - связей в молекулах, относятся к типу реакции:

а) соединения

б) замещения

11. С раствором перманганата калия реагирует

а) пропен

б) бутан

12. Основной целью крекинга нефтепродуктов является получение

а) бензина

б) фенола

Часть II.

1. Составьте формулы четырех изомеров гептана, назовите их. (4 балла)

раскалите на спиртовке медную проволоку, погрузите в этанол медную проволоку. Повторите процедуру несколько раз. Какой ощущается запах?

Опыт 2. Качественная реакция на глицерин

Реактивы: глицерин, раствор сульфата меди (II), раствор гидроксида натрия, вода.

Оборудование: 2 пробирки.

Методика. В пробирку наливают раствор сульфата меди (II) и раствора гидроксида натрия. К выпавшему осадку гидроксида меди (II) добавляют немного глицерина. Почему происходит растворение осадка образовавшегося гидроксида меди (II)?

Напишите вывод.

Самостоятельная работа

Вариант 1.

1. Составьте уравнения реакций, протекающих при нагревании смеси метанола и бутанола в присутствии серной кислоты.

2. Составьте формулы по названиям:

- а) 2,5-дихлорпентен-2
- б) 2-метил-3-этилгексанол-2
- в) 1,2-диметил-4-этиленбензол

Вариант 2.

1. Составьте уравнения реакций, протекающих при нагревании смеси метанола и пентанола в присутствии серной кислоты.

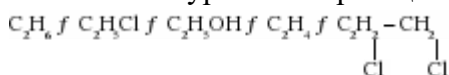
1. Составьте формулы по названиям:

- а) 2-метилпропанол-2
- б) 2,4,5-триметилгексанол-2
- в) 3-этилбутанол-2

Вариант 3.

1. Составьте уравнения четырех реакций, протекающих при нагревании смеси пропанола и бутанола в присутствии серной кислоты.

2. Составьте уравнения реакций по схеме:



Вариант 4.

1. Составьте уравнения четырех реакций протекающих при нагревании смеси этанола и пентанола в присутствии серной кислоты.

2. Составьте уравнения реакций по схеме:



Вариант 5.

1. Составьте уравнения четырех реакций, протекающих при нагревании смеси этанола и пропанола в присутствии серной кислоты.

2. Составьте формулы по названиям:

- а) 2-метил-4-этилгексанол-3
- б) 3,3-диметилпентанол-1
- в) 2-метилбутанол-1

Вариант 6.

1. Составьте уравнения четырех реакции, протекающих при нагревании смеси бутанола и пентанола в присутствии серной кислоты.
2. Составьте формулы по названиям:
 - а) 5-метил-3-этилпентанол-1
 - б) 2,3-диметилбутандиен-1,3
 - в) гексанол-2

Практическое занятие: № 35. Многоатомные спирты

Цель практической работы:

- вспомнить важнейшие понятия и законы химии

Материально – техническое оснащение рабочего места:

- учебно - методическая литература

Форма контроля знаний: самостоятельная работа

Содержание и последовательность выполнения заданий

Вариант 1.

1. Составьте формулы по названиям:
 - а) 3-метилбутантриол-1,2,4.
 - б) 2,3-диэтилпентандиол-1,5
2. Составьте уравнения реакций получения этанола из метана.
3. Из 156 кг бензола получили 200 кг хлорбензола. Вычислить выход хлорбензола в % от теоретически возможного.
4. Составьте уравнения реакций по схеме:
 $C_4H_{10} \rightarrow C_4H_8 \rightarrow C_4H_9Cl \rightarrow C_4H_9OH$

Вариант 2.

1. Составьте формулы по названиям:
 - а) 2-метил-4-этилгександиол-1,5
 - б) 3-метилпентантриол-1,3,5
2. Составьте уравнения реакций получения этанола из карбида кальция.
3. Из 225 кг хлорбензола получили 170 кг фенола. Вычислите выход фенола в % от теоретического.
4. Составьте уравнения реакций по схеме:
 $C_5H_{12} \rightarrow C_5H_{10} \rightarrow C_5H_{11}Cl \rightarrow C_5H_{11}OH$

Вариант 3.

1. Составьте уравнения реакций получения гликолята меди исходя из этана.
2. Составьте формулы по названиям:
 - а) 3-этилгександиол-1,5
 - б) 2,3-диметилпентанол-3

3. При гидролизе хлорбензола получили 158,4 кг фенола, что составляет 80 % от теоретически возможного выхода. Сколько кг хлорбензола ввели в реакцию гидролиза?

4. Составьте уравнения реакций по схеме:



Вариант 4.

1. Составьте уравнения реакций получения этиленгликоля исходя из метана.

2. Составьте формулы по названиям:

а) 2-метилбутандиол-1,4

б) 2-метил-4,4-диэтилгексанол-2

3. При хлорировании бензола получили 18 кг хлорбензола, что составляет 80 % от теоретически возможного выхода. Сколько кг бензола ввели в реакцию с хлором?

4. Составьте уравнения реакций по схеме:



Практическое занятие: № 36. Многоатомные спирты

Цель практической работы: вспомнить важнейшие понятия и законы химии

Содержание и последовательность выполнения заданий

1. Напишите структурные формулы этанола, этиленгликоля и фенола. Как изменяется кислотность (подвижность гидроксильных атомов водорода) этих соединений?
2. Чем отличаются многоатомные спирты от одноатомных: а) по строению; б) по химическим свойствам?
3. С какими из указанных веществ: гидроксид натрия, хлор, бензол, азотная кислота — будет реагировать фенол? Составьте уравнения возможных реакций и назовите их продукты.
4. Почему бромирование фенола происходит значительно легче, чем бромирование бензола? Напишите соответствующие уравнения реакций и укажите условия их протекания.
5. Объясните проявление глицерином слабо выраженных кислотных свойств. Ответ подтвердите уравнениями реакций.
6. Составьте структурные формулы трехатомных спиртов, молекулы которых содержат четыре атома углерода. Назовите все вещества.
7. С какими из приведённых веществ: иод, водород, натрий, азотная кислота — будет взаимодействовать глицерин? Напишите уравнения возможных реакций.
8. Каково влияние бензольного кольца на гидроксильную группу в молекуле фенола? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
9. Составьте структурную формулу 2, 4, 6-тринитрофенола. Для каких целей используют это вещество?
10. Дайте сравнительную характеристику фенола и этанола по плану: а) что общего в строении и какие общие свойства; б) чем различаются их строение и свойства. Ответ подтвердите структурными формулами веществ и уравнениями реакций.

11. Как различить опытным путём этиленгликоль и этиловый спирт? Опишите ход опыта и предполагаемые наблюдения.

12. Составьте структурные формулы двухатомных спиртов, молекулы которых содержат три атома углерода. Назовите их.

Расчётные задачи

1. Вычислите объём водорода, выделившегося при взаимодействии натрия массой 4,6 г с этиловым спиртом массой 30 г.

2. При действии избытка натрия на раствор пропилового спирта в бензоле массой 200 г выделился водород объёмом 8,4 л (н. у.). Вычислите массовую долю спирта в растворе.

3. Рассчитайте массу пропилата натрия, который образуется при взаимодействии пропанола-1 массой 35 г с натрием массой 9,2 г.

4. Массовые доли углерода, водорода и кислорода в спирте равны соответственно 52,18, 13,04 и 34,78%. Выведите формулу спирта и вычислите его молярную массу.

5. Метанол количеством вещества 0,5 моль нагрели с избытком бромида калия и серной кислоты, получили бромметан массой 38 г. Определите выход бромметана.

6. Сколько изомерных спиртов и простых эфиров отвечают общей формуле C_3H_8O ? Напишите их структурные формулы.

7. Рассчитайте массу алкоголята, которая образуется при взаимодействии калия массой 6 г с пропанолом-1 массой 15 г.

8. Рассчитайте массу азотной кислоты, затраченную на нитрование фенола массой 18,8 г, считая, что образуется 2, 4, 6-тринитрофенол.

9. При бромировании фенола массой 28,2 г получен осадок массой 79,44 г. Вычислите массовую долю (в %) выхода продукта.

10. Вычислите массу фенолята натрия, полученную при взаимодействии фенола массой 9,4 г с натрием массой 1,6 г.

11. Фенолят калия получен взаимодействием фенола массой 4,7 г и раствора массой 120 г с массовой долей KOH, равной 14%. Какова масса фенолята?

12. Составьте уравнения реакций, идущих по схеме:

метан \rightarrow

ацетилен \rightarrow бензол \rightarrow хлорбензол \rightarrow фенол. Вычислите массу фенола, полученного из метана объёмом 672 л (н. у.), если массовая доля выхода продукта составляет 40%. Ответ: 188 г

13. Какой объём водорода (н. у.) выделится при взаимодействии этиленгликоля массой 8 г с натрием массой 2,3 г?

14. При взаимодействии раствора фенола в бензоле массой 200 г с избытком бромной воды получили бромпроизводное массой 66,2 г. Рассчитайте массовую долю фенола в растворе.

15. Какой объём (в мл) азотной кислоты ($\rho = 1,45$ г/мл) с массовой долей азотной кислоты 80% потребуется для получения тринитрата глицерина массой 22,7 г?

16. Какую массу этандиола-1, 2 можно получить из оксида этилена массой 250 г и воды массой 90 г?

17. Какую массу фенолята калия можно получить из гидроксида калия массой 20 г и фенола массой 20 г?

18. Какой объем водорода (н. у.) выделится в результате взаимодействия 30 г натрия и 1 моль глицерина?

Практическое занятие: № 14. Свойства спиртов и альдегидов

Цель практической работы: закрепление знаний

Содержание и последовательность выполнения заданий

Опыт 1. Растворение глицерина в воде и взаимодействие его с гидроксидом меди.

1. К 1 мл воды добавьте 2-3 капли глицерина, взболтайте, обратите внимание на растворимость глицерина в воде.

2. К 0,5 мл раствора сульфата меди добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия. К полученной смеси добавьте полученный ранее раствор глицерина в воде.

Опишите наблюдения, составьте уравнения реакций.

Опыт 2. Окисление спирта в альдегид.

1. Окисление этилового спирта дихроматом калия.

В пробирку налейте последовательно по 1 мл растворы дихромата калия, серной кислоты и этилового спирта. Смесь нагрейте на водяной бане до изменения окраски. Опишите результаты опыта, составьте уравнение реакции.

2. Окисление этилового спирта оксидом меди.

В пробирку налейте 0,5 мл этанола. Нагрейте в пламени спиртовки медную спираль до образования черного налета оксида меди. Спираль быстро опустите в пробирку со спиртом. Опыт повторите несколько раз. Опишите наблюдения, составьте уравнения реакций.

Опыт 3. Окисление альдегида.

1. Окисление аммиачным раствором оксида серебра (реакция «серебряного зеркала»).

В пробирку, вымытую щелочью, налейте 0,5 мл аммиачного раствора оксида серебра и такой же объем формалина. Смесь нагрейте на водяной бане. Опишите наблюдения, составьте уравнение реакции.

2. Окисление гидроксидом меди.

К 0,5 мл раствора сульфата меди добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия и 1 мл формалина. Смесь нагрейте на водяной бане. Опишите наблюдения, составьте уравнения реакций.

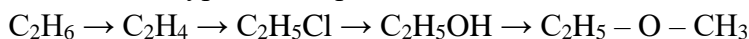
Практическое занятие: № 15. Альдегиды (самостоятельная работа)

Цель практической работы: вспомнить важнейшие понятия и законы химии, контроль знаний и умений по теме «Альдегиды»

Содержание и последовательность выполнения заданий

Вариант 1.

1. Составьте уравнения реакций по схеме:



2. Составьте уравнения реакций, подтверждающих химические свойства масляного альдегида.

3. Какой объем кислорода необходим для окисления метанола, если при этом получили 500 г 20 % раствора формальдегида?

4. Получить метилэтиловый эфир исходя из метана.

5. Напишите формулы следующих веществ:

а) 2,3,3-триметил пентаналь

б) 2-метил бутаналь

в) гептаналь

6. Напишите уравнения реакций:

а) окисления гидроксидом меди(2) бутанала

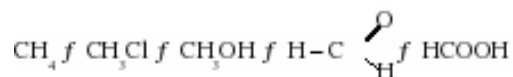
б) окисления аммиачным раствором оксида серебра

2-метилпропаналя

в) гидрирования пропаналя

Вариант 2.

1. Составьте уравнения реакций по схеме:



2. Составьте уравнения реакций, подтверждающих химические свойства муравьиного альдегида.

3. Какой объем ацетилен необходим для получения 500 г 40 % раствора уксусного альдегида?

4. Получить этиловый спирт исходя из этана.

5. Напишите формулы следующих веществ:

а) 2,3- диметил гексаналь

б) 4-метилпентаналь

в) пропаналь

6. Напишите уравнения реакций:

а) окисления гидроксидом меди(2) пропаналя

б) окисления аммиачным раствором оксида серебра

3-метилбутанала

в) гидрирования пентанала.

Практическое занятие: № 16. Кислосодержащие органические вещества

Цель практической работы:

– вспомнить важнейшие понятия и законы химии

Материально – техническое оснащение рабочего места:

– учебно - методическая литература

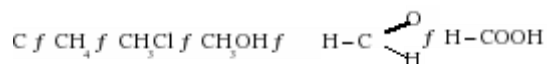
Содержание и последовательность выполнения заданий

Вариант 1.

1. Составьте формулы по названиям:

- а) пропандиол-1,3
- б) 2-метилбутанол-2
- в) 3-этилпентанол-2

2. Составьте уравнения реакций по схеме:



3. Составьте уравнения реакций:

- а) «серебряного зеркала» для уксусного альдегида,
- б) нитрования глицерина,
- в) взаимодействия метанола и пропионовой кислоты

Вариант 2.

1. Составьте формулы по названиям:

- а) 2-метилпропанол-2
- б) 2,3-диметилпентанол-3
- в) 3-метилбутаналь

2. Составьте уравнения реакций по схеме:



3. Составьте уравнение реакции:

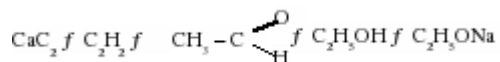
- а) получения диэтилового эфира из этанола,
- б) нитрования фенола,
- в) качественной реакции на глицерин.

Вариант 3.

1. Составьте формулы по названиям:

- а) 2,4,4-триметилпентанол-2
- б) гександиол-2, 4
- в) 4-метилпентаналь

2. Составьте уравнения реакций по схеме:



3. Составьте уравнение реакции:

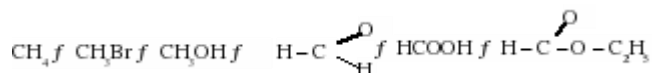
- а) получения фенола из хлорбензола,
- б) взаимодействия уксусной кислоты и метанола,
- в) взаимодействия этиленгликоля и натрия.

Вариант 4.

1. Составьте формулы по названиям:

- а) 2-метилпропандиол-1,3
- б) 2,2-диметилбутанол-1
- в) бутандиол-1,4

2. Составьте уравнение реакций по схеме:



3. Составьте уравнение реакции:

- получения пропилового эфира уксусной кислоты,
- бромирования фенола,
- «серебряного зеркала» для формальдегида.

Практическое занятие: № Карбоновые кислоты, мыла

Цель практической работы: закрепление знаний

Содержание и последовательность выполнения заданий

Опыт 1. Свойства уксусной кислоты.

Подействуйте раствором уксусной кислоты на порошок магния, кусочек мела и, в присутствии индикатора, на раствор гидроксида натрия. Опишите наблюдения, запишите уравнения реакций в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной форме.

Опыт 2. Получение уксусноэтилового эфира.

Налейте в пробирку 0,5 мл концентрированной уксусной кислоты и такой же объем этанола. Добавьте 0,5 мл концентрированной серной кислоты и нагрейте эту смесь на водяной бане (2 мин.). Вылейте смесь в стакан с насыщенным раствором поваренной соли. Убедитесь по запаху в наличии эфира. Составьте уравнение реакции.

Опыт 3. Свойства мыла.

В четыре пробирки налейте по 2 мл раствора мыла. В первую пробирку добавьте раствор фенолфталеина, во вторую - раствор хлорида кальция, в третью - раствор соляной кислоты, в четвертую - раствор уксуснокислого свинца. Опишите наблюдения, составьте уравнения реакций в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной форме.

Практическое занятие: Свойства углеводов и белков

Цель практической работы:

- закрепление знаний

Содержание и последовательность выполнения заданий

СВОЙСТВА УГЛЕВОДОВ

Оборудование: штатив с пробирками, водяная баня, воронка, зажим, прибор для получения газов, фильтровальная бумага.

Реактивы: растворы глюкозы, сахарозы, сульфата меди, гидроксида натрия, раствор йода, известковое молоко, крахмал.

Опыт 1. Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди.

В пробирку налейте 0,5 мл раствора сульфата меди, добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия. К полученной смеси добавьте 2 мл раствора глюкозы и нагрейте на водяной бане. Опишите наблюдения, напишите уравнения реакций.

Опыт 2. Взаимодействие сахарозы с гидроксидом кальция.

К 2 мл раствора сахарозы добавьте при встряхивании такой же объем предварительно взмученного известкового молока. Через 3-5 минут профильтруйте смесь. Фильтрат разлейте в две пробирки. В одну порцию фильтрата пропустите углекислый газ, а другую нагрейте на водяной бане. Опишите наблюдения, напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Приготовление крахмального клейстера. Йодная проба.

0,5 г крахмала размешайте в холодной воде, полученную смесь влейте в пробирку с горячей водой, прокипятите. В пробирку с небольшим количеством остывшего крахмального клейстера добавьте несколько капель йодной воды. Пробирку нагрейте до исчезновения окраски, затем охладите. Опишите наблюдения.

СВОЙСТВА БЕЛКОВ

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, тигельные щипцы.

Водяная баня.

Реактивы: водный раствор белка, концентрированная азотная кислота, растворы гидроксида натрия, аммиака, сульфата меди, нитки х/б, синтетические, шерстяные, пшеничная мука.

Опыт 1. Денатурация белка.

Нагрейте в пробирке небольшое количество раствора яичного белка. Опишите результаты опыта.

Опыт 2. Качественные реакции белков.

а) ксантопротеиновая реакция

Налейте в пробирку 1 мл раствора белка, добавьте 0,5 мл конц. азотной кислоты, нагрейте на водяной бане. Охладите смесь и добавьте к ней раствор аммиака. Опишите результаты опыта.

б) биуретовая реакция

Налейте в пробирку 1 мл раствора белка, добавьте такой же объем раствора гидроксида натрия и 0,5 мл раствора сульфата меди. Нагрейте содержимое пробирки на водяной бане. Опишите результаты опыта.

в) определение серы в белках

Держа тигельными щипцами, сожгите в пламени спиртовки несколько хлопчато-бумажных, шерстяных и синтетических нитей. Но характерному запаху «жженого рога» или «паленого пера» определяют наличие белка в шерстяных нитках.

Опыт 3. Определение наличия белка в пищевых продуктах.

Насыпьте в пробирку около 0,5 г муки, добавьте 0,5 мл конц. азотной кислоты, смесь нагрейте на водяной бане. Какие признаки указывают на присутствие белка в муке?

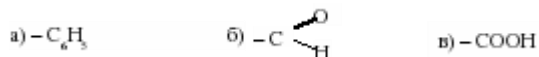
Практическое занятие
Итоговая контрольная работа

Цель практической работы: вспомнить важнейшие понятия и законы химии

Содержание и последовательность выполнения заданий

Вариант 1.

1. Функциональной группой фенолов является:



2. Общая формула предельного одноатомного спирта:



3. Основными реакциями, характерными для альдегидов являются:

- а) замещение альдегидной группы;
- б) окисление альдегидной группы
- в) присоединение по альдегидной группе;

4. Какая из реакций невозможна для карбоновых кислот?

- а) $CH_3COOH + Ag$ в) $CH_3COOH + Cu(OH)_2 \rightarrow$
- б) $CH_3COOH + Ag_2O \rightarrow$ г) $CH_3COOH + CH_3OH \rightarrow$

5. Качественная реакция на глицерин:

- а) появление осадка серебра,
- б) обесцвечивание бромной воды,
- в) образование глицерата меди (II) ярко-синего цвета,

6. Сложный эфир глицерина и олеиновой кислоты относится к:

- а) мылам в) синтетическим моющим средствам
- б) твердым жирам; г) жидким жирам (маслам);

7. Глюкоза реагирует со следующим веществом:

- а) $CaCO_3$; б) $NaOH$ в) $Cu(OH)_2$

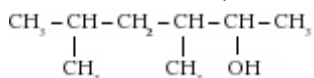
8. Фенол проявляет свойства:

- а) оксидов; б) слабых оснований; в) слабых кислот

9. К альдегидам относится:

- а) этанол в) глицерин
- б) метаналь г) фенол

10. Соединение, имеющее структурную формулу



имеет название:

- а) 2,5-диметилгептанол-2; в) 3,5-диметилгексанол-2
- б) 2,4-диметилгексанол-5; г) 2,4-диметилгексаналь

11. В результате реакции этерификации образуется:

- а) простой эфир
б) сложный эфир
в) спирт
г) кислота

12. Формула пропановой кислоты:

- а) $\text{CH}_3 - \text{COOH}$
б) $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{COOH}$
в) $\text{C}_3\text{H}_7 - \text{COOH}$
г) $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{COH}$

13. Предельные одноатомные спирты являются изомерами:

- а) альдегидов
б) кетонов
в) простых эфиров
г) сложных эфиров

Вариант 2.

1. Функциональной группой альдегидов является:

- а) $-\text{OH}$
б) $-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array}$
в) $-\text{COOH}$

2. К многоатомным спиртам относится

- а) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
б) $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$
в) $\text{C}_2\text{H}_5\text{CHO}$
г) CH_2COCH_3

3. Для альдегидов характерна изомерия:

- а) цис-, транс-изомерия;
б) изомерия углеродного скелета
в) изомерия положения функциональной группы;

4. Какая из реакций невозможна для карбоновых кислот?

- а) $\text{HCOOH} + \text{NaOH} \rightarrow$
б) $\text{HCOOH} + \text{CaCO}_3 \rightarrow$
в) $\text{HCOOH} + \text{Cu} \rightarrow$
г) $\text{HCOOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow$

5. Сложные эфиры образуются в результате реакции:

- а) этерификации
б) гидролиза;
в) гидратации;

6. Глицерин не реагирует с:

- а) Na ;
б) HNO_3
в) CO_2

7. Какое из веществ является реактивом на фенол?

- а) I_2 (раствор);
б) FeCl_3 г) $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
в) Ag_2O (аммиачный раствор);

8. Соединение, имеющее структурную формулу имеет название:

- а) 2,3-диметилпентанол-1;
б) 2,3-диметилпентаналь;
в) 2,3-диметилбутаналь
г) 3,4-диметилпентаналь

9. Жиры - это сложные эфиры:

- а) глицерина и минеральных кислот
б) этанола и карбоновых кислот
в) этанола и минеральных кислот
г) глицерина и высших карбоновых кислот

Оценка «2» - ставится, если обучающийся дает неверную оценку ситуации, неправильно выбирает алгоритм действий.

6. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Методические рекомендации разработаны в соответствии с программой учебной дисциплины ПД.2 Химия и предназначены для обучающихся специальности 34.02.01 Сестринское дело

Самостоятельная работа выполняется обучающимся по заданию преподавателя, но без его непосредственного участия. Самостоятельная работа обучающихся, оказывающая эффективное влияние на формирование личности будущего специалиста, планируется обучающимся самостоятельно. Каждый обучающийся сам определяет режим своей работы и меру труда, затрачиваемого на овладение учебным содержанием по каждой дисциплине. Он выполняет самостоятельную работу по личному, индивидуальному плану, в зависимости от его подготовки, располагаемого времени и других условий.

Во время самостоятельной подготовки обучающиеся должны быть обеспечены доступом к современным профессиональным базам данных, к информационным ресурсам сети Интернет.

Объем времени, отведенный на самостоятельную работу, представляет собой логическое продолжение аудиторных занятий.

В ходе самостоятельной работы при изучении дисциплины ПД.2 Химия обучающимся рекомендуется обратить внимание на следующие основные вопросы:

1. Состав атома. Состояние электронов в атоме.
2. Нуклиды и изотопы
3. Химические элементы в организме человека. Органические и неорганические вещества.
4. Степень окисления. Бинарные соединения металлов и неметаллов
5. Кислородсодержащие органические вещества (КСОВ).
6. Водные ресурсы Земли. Качество воды. Загрязнители воды и способы очистки. Жесткая вода и ее умягчение.
7. Химические свойства предельных углеводов.
8. Электролитическая диссоциация
9. Углеводороды, функциональные группы,
10. Растворение твердых веществ и газов. Массовая доля вещества в растворе как способ выражения состава раствора.
11. Общая характеристика неметаллов. Оксиды и гидроксиды неметаллов.
12. Вода вокруг нас. Физические и химические свойства воды
13. Коррозия металлов. Защита металлов от коррозии.
14. Сложные вещества. Оксиды, гидроксиды и соли. Их классификация, нахождение в природе, способы получения свойства и применение важнейших представителей.
15. Оксиды и гидроксиды металлов, зависимость их свойств от степени окисления металла. Значение металлов в природе и жизни организмов.
16. Общее понятие о металлах и неметаллах, как простых веществах. Окислительно-восстановительные свойства металлов и неметаллов.

17. Общая характеристика металлов.
18. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете теории строения атомов.
19. Окислительно-восстановительные реакции .
20. Развитие представлений о сложном строении атома. Атомная орбиталь.
21. Кислоты, их состав и названия.
22. Оксиды и летучие водородные соединения .

При изучении дисциплины ОУД.06 Химия рекомендуется следующая последовательность обучения: вначале обучающимся необходимо ознакомиться и проработать учебный материал по учебникам и лекциям, затем следует обратиться к дополнительной литературе.

7. ЦЕЛИ ВНЕАУДИТОРНОЙ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

В результате освоения дисциплины обучающийся должен уметь:

- называть: изученные вещества по «тривиальной» или международной номенклатурам;
- определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, пространственное строение молекул, тип кристаллической решетки, характер среды в водных растворах, окислитель и восстановитель, направление смещения равновесия под влиянием различных факторов, изомеры и гомологи, принадлежность веществ к разным классам неорганических и органических соединений; характер взаимного влияния атомов в молекулах, типы реакций в неорганической и органической химии;
- характеризовать: элементы по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических и органических соединений; строение и свойства органических соединений (углеводородов, спиртов, фенолов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот, аминов, аминокислот и углеводов);
- объяснять: зависимость свойств химического элемента и образованных им веществ от положения в Периодической системе Д.И. Менделеева; зависимость свойств неорганических веществ от их состава и строения, природу химической связи, зависимость скорости химической реакции от различных факторов, реакционной способности органических соединений от строения их молекул;
- проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций;
- осуществлять самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (справочных, научных и научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета
- использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни:
 - для понимания глобальных проблем, стоящих перед человечеством: экологических, энергетических и сырьевых;
 - объяснения химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;
 - экологически грамотного поведения в окружающей среде;
 - оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека и другие живые организмы;
 - безопасной работы с веществами в лаборатории, быту и на производстве;
 - определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
 - распознавания и идентификации важнейших веществ и материалов;
 - оценки качества питьевой воды и отдельных пищевых продуктов;
 - критической оценки достоверности химической информации, поступающей из различных источников.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен знать:

- основные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава веществ, Периодический закон Д.И. Менделеева, закон Гесса, закон Авогадро
 - классификацию и номенклатуру неорганических и органических соединений;
 - основные теории химии; строения атома, химической связи, электролитической диссоциации, кислот и оснований, строения органических и неорганических соединений (включая стереохимию), химическую кинетику и химическую термодинамику.
- природные источники углеводов и способы их переработки.

8. ВИДЫ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ ПД.2 ХИМИЯ

- Подготовка рефератов (докладов, сообщений, эссе)
- Составление схем
- Решение практических заданий
- Составление и решение тестовых заданий
- Подготовка ответов на контрольные вопросы
- Систематическая проработка конспектов занятий, учебной и специальной юридической литературы (по вопросам к параграфам, главам учебных пособий, составленным преподавателем).

РАБОТА С ТЕКСТОМ НПА С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ СПРАВОЧНО-ПРАВОВЫХ СИСТЕМ, ПРЕДОСТАВЛЕННЫХ СЕТЬЮ INTERNET.

Во время самостоятельной деятельности, в процессе лекционных и семинарских занятий у обучающихся формируются навыки работы с нормативно-правовыми актами, регулирующими рациональное использование природных ресурсов и защиту окружающей природной среды.

Прежде чем приступить к анализу первоисточника, необходимо прочитать документ, получить представление о его структуре. Это первый аспект работы с текстом правового документа. Второй аспект представляет собой запись основных положений и идей первоисточника.

Обучающиеся в ходе работы с правовым актом воспроизводят отдельные положения текста, осуществляют его анализ.

Особое внимание следует обратить на встречающиеся в первоисточнике экологические термины. Без усвоения основных терминов невозможно эффективное изучение правового источника, его понимание.

После ознакомления с текстом и терминами следует приступить к выполнению поставленного задания. На данном этапе обучающиеся самостоятельно ищут ответы на поставленные перед ними вопросы. Эта деятельность помогает развитию умения структурировать информацию, выделять основные моменты.

В результате систематической работы с текстом нормативно-правового акта у обучающегося развивается умение самостоятельно вести поиск правовой базы, уяснить смысл правовых терминов, использовать их в практической работе.

Для того чтобы обучающийся имел постоянный доступ к НПА он может использовать сеть Internet.

Одним из эффективных путей совершенствования самостоятельной работы является использование обучающимся Интернет-ресурсов, основными достоинствами которых являются:

- реализации принципа индивидуальной работы;

– наличие быстрой обратной связи; большие возможности наглядного предъявления материала; активность обучающихся; креативность.

Кроме того, одним из достоинств Интернета является предоставление бесплатного доступа к справочно-правовым системам.

На сегодняшний день в России и СНГ существует множество справочно-правовых систем, основные среди них:

- Гарант, КонсультантПлюс, Кодекс; Референт Государственные системы;
- Информационно-поисковая система «Закон» (ИПС «Закон»), Научно-технический центр правовой информации «Система» (НТЦ «Система»);
- Федеральное бюджетное государственное учреждение «Научный центр правовой информации при Министерстве юстиции Российской Федерации»;
- (<http://www.scli.ru/bd>), Информационно-правовая система «Законодательство России» (<http://pravo.gov.ru/ip s.html>).

Все это позволяет обучающемуся найти необходимый НПА в действующей редакции, с актуальными изменениями в законодательстве.

**9. ВНЕАУДИТОРНАЯ САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
ПД.2 ХИМИЯ**

№ п/п	Тема самостоятельной работы	Кол-во часов	Вид самостоятельной работы	Результат работы	Сроки выполнения
1	Тема 1.1. Введение. Химия – наука о веществах.	4	1. Записать в словарь термины и дать им определение; 2. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе. 3. Подготовка ответов на контрольные вопросы.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
2	Тема 2.1. Дисперсные системы.	8	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе. 2. Подготовка ответов на контрольные вопросы.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
3	Тема 3.1. Окислительно- восстановительные процессы.	4	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе. 2. Подготовка ответов на контрольные вопросы.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
4	Тема 4.1. Химия неметаллов.	6	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
5	Тема 4.2. Химия металлов.	6	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие

			2. Подготовка ответов на контрольные вопросы.		
6	Тема 4.3. Металлы побочных подгрупп I-II, VII-VIII групп.	6	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе. 2. Подготовка ответов на контрольные вопросы.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
7	Тема 4.4. Основные классы неорганических соединений.	8	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе. 2. Подготовка ответов на контрольные вопросы.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
8	Тема 5.1. Основные положения теории химического строения органических соединений.	8	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
9	Тема 6.1. Предельные углеводороды.	4	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе. 2. Подготовка ответов на контрольные вопросы	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
10	Тема 6.2. Непредельные углеводороды	8	Решение примеров по образцу по теме «Интегральное исчисление». Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
11	Тема 7.1. Одноатомные спирты.	8	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие

12	Тема 8.1. Моносахариды и дисахариды. Полисахариды	4	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
13	Тема 9.1. Азотсодержащие органические соединения.	2	1. Отработка текущего материала по конспектам лекций и рекомендуемой литературе.	Устные ответы на вопросы Выполненные письменные задания в тетради	на практическое занятие
20	Всего:	78			

Самостоятельная работа №1.

Основные понятия и законы химии

Цель: закрепить основные понятия и законы химии; формировать умение решать расчетные задачи на нахождение количества вещества, массы, объема и числа молекул.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой

Задание 1. Подготовка ответов на вопросы

1. Что такое атом?

(Атом - наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства)

2. Что такое молекула?

(Молекула - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами).

3. Что такое атомная масса?

(Относительная атомная масса (A_r) - безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к $1/12$ массы атома ^{12}C)

4. Что такое относительная молекулярная масса? Как ее найти?

(Относительная молекулярная масса (M_r) - безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода ^{12}C . Чтобы ее посчитать, необходимо сложить атомные массы с учетом их стехиометрических коэффициентов)

5. Что такое молярная масса вещества? В каких единицах она выражается?

(Молярная масса показывает массу одного моля вещества. Выражается в граммах на моль – г/моль.

6. Как вычислить количество вещества, зная массу, объём или число структурных единиц?

$$(n = m/M \quad n = N/N_A \quad n = V/V_m)$$

7. Как формулируется закон Авогадро? (В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул)

8. Что называется относительной плотностью одного газа по другому?

(Отношение масс двух газов, занимающих равные объёмы при одинаковых условиях, называют относительной плотностью одного газа по другому и обозначают буквой D

$$D = M_1/M_2).$$

9. Сформулируйте закон постоянства состава.

(Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа получения. Состав соединений с немолекулярной структурой (атомной, ионной и металлической кристаллической решеткой) не является постоянным и зависит от способа получения).

10. Сформулируйте закон сохранения массы веществ.

(Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образующихся продуктов)

Формат выполненной работы: выступление на занятии.

Критерии оценки реферата: достаточный уровень владения терминологией и знаниями для свободного обсуждения; умение делать выводы и предлагать соответствующие решения

Контроль выполнения: собеседование на занятии, выступление на теоретических занятиях.

Самостоятельная работа №2

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева и строение атома

Цель: обобщить, систематизировать знания учащихся, выявить слабоизученный материал; привести в систему знания учащихся о периодической системе химических элементов в свете строения атома

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой

Задание 1. Подготовиться к занятию

Вопросы для рассмотрения:

1. Контрольные вопросы:
2. В каком году был открыт периодический закон химических элементов, как он сформулирован Д. И. Менделеевым?
3. В чем сущность закона периодичности? Каковы его основные черты?
4. Что такое период, группа, подгруппа в периодической системе?
5. Какие подгруппы называются главными и какие - побочными?
6. Как изменяются металлические свойства элементов в группе и в периоде?
7. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства атомов элементов с увеличением порядкового номера?
8. В каких группах периодической системы находятся элементы, образующие газообразные соединения с водородом? Какие из них обладают кислотными свойствами?
9. Если провести линию в периодической системе от бора к астату, то элементы с какими свойствами окажутся по левую сторону этой линии?
10. В чем сущность квантово-механической теории строения атома?
11. Приведите современную формулировку периодического закона Д. И. Менделеева?
12. Найдите в периодической таблице элемент, расположенный в IV периоде, в V ряду и проявляющий в кислородном соединении валентность VI. Какова его валентность по водороду?
13. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева (ПСХЭ). Структуры периодической системы: большие и малые периоды, группы и подгруппы. Зависимость свойств элементов и образуемых ими соединений от положения элемента в периодической системе и строения атома.
14. В чем причина периодичности изменения свойств элементов?
15. Дайте определение понятиям «период», «группа», «подгруппа» с точки зрения строения атома.
16. Расположите элементы в порядке усиления неметаллических свойств: водород, фтор, сера, азот, хлор.
17. Определите положение элементов в периодической системе (период, группа, подгруппа) по электронным формулам:
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; б) $1s^2 2s^2 2p^1$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; г) $1s^2 2s^2$;
д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.

18. Значение периодического закона и ПСХЭ Д.И.Менделеева.

Модель решения задания 6. В атоме элемента с электронной формулой три электронных слоя, значит, элемент находится в 3-м периоде. Последним в атоме заполняется s-подуровень, следовательно, это элемент главной подгруппы. На внешнем электронном слое атома находятся два электрона, поэтому это элемент II группы – магний Mg.

Формат выполненной работы: выступление на занятии.

Критерии оценки реферата: достаточный уровень владения терминологией и знаниями для свободного обсуждения; умение делать выводы и предлагать соответствующие решения

Контроль выполнения: собеседование на занятии, выступление на теоретических занятиях.

Самостоятельная работа № 3.

Виды химической связи

Цель: обобщить и систематизировать знания о видах химических связей, механизмах образования, свойствах веществ с различными видами связи и кристаллическими решетками

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой,

Задание 1. Подготовиться к занятию

Вопросы для рассмотрения:

1. Какие виды химической связи вам известны? (Ионная, ковалентная, металлическая, водородная).
2. Какой тип связи возникает между разноименно заряженными ионами? (Ионная).
3. Каков состав соединений с ионной связью? (Это соединения типичных металлов с неметаллами).
4. Какая химическая связь между атомами элементов неметаллов с разной электроотрицательностью? (Ковалентная полярная связь).
5. Каков тип химической связи в атомах металлов и сплавов? (Металлическая связь).
6. Каков тип химической связи между молекулами воды? (Водородная связь).
7. Определить вид химической связи в соединениях. Обосновать ответ:
BaCl₂; SO₂; C₂H₆; F₂; KBr; I₂.
8. В каком из указанных соединений наиболее полярная связь? Расположить соединения в порядке возрастания полярности: HCl; F₂; H₂O; NH₃; H₂S
9. В чем причина резкого отличия в физических свойствах CO₂ и SiO₂?
10. Как образуется σ-связь и π-связь?
11. Составить схемы образования химической связи в соединениях KH, NH₃, HF; указать вид химической связи, механизм, образования, тип кристаллической решетки, физические свойства веществ, (домашнее задание выполнить на отдельном листе).

Задание 2.

Выполните письменно задание:

Определите тип химической связи в молекулах следующих веществ: NaCl, KOH, HNO₃, H₂S, H₂Ва

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 4-5

Вода. Растворы

Цель: закрепить знания по данной теме

Самостоятельная работа обучающихся: работа с конспектом, дополнительной литературой.

Задание 1. Подготовиться к занятию

Вопросы для рассмотрения:

1. Перечислите химические свойства воды
2. Какие вещества называются кристаллогидратами ,приведите примеры.
3. Как зависит растворимость газов от температуры и давления
4. Перечислите классы неорганических веществ (Сформулируйте определение)
5. Какие типы реакций Вы знаете. (Сформулируйте определение)
6. Классификация оксидов ,кислот , солей и оснований
7. Дайте определение растворимости
8. Перечислите физические свойства воды
9. Дайте определение растворимости
10. Сформулируйте определение насыщенного, ненасыщенного и перенасыщенного растворов.
11. Как зависит растворимость твердых веществ от температуры.
12. Перечислите классы неорганических веществ (Сформулируйте определение)
13. Какие типы реакций Вы знаете (Сформулируйте определение)
14. Классификация оксидов, кислот, солей и оснований

Задание 2.

Даны следующие формулы веществ:

$MgSO_4$ SrO $NaOH$ CO_2 $CuCl_2$ H_2SO_4 $Ba(OH)_2$ H_3PO_4 $Al(OH)_3$ NaI

Выписать отдельно в столбики формулы оксидов , кислот , оснований и солей . Дать название каждому веществу.

Задание 3. Решение задач

1. Для засолки огурцов используют 9 % раствор поваренной соли . Вычислите , какие массы соли и воды необходимо взять для приготовления 10 кг такого рассола.
2. Осуществите следующие превращения :
Углерод – оксид углерода (II) - угольная кислота – карбонат натрия.
3. Масса воды и соли , которые потребуются для приготовления 60 г раствора с массовой долей соли $w = 3\%$, соответственно составляют (г):
4. Осуществите следующие превращения :
Цинк – оксид цинка – гидроксид цинка – сульфат цинка

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- обоснованность и четкость изложения ответа;
- умение сформировать свою позицию, оценку и аргументировать ее.

Самостоятельная работа № 6

Классификация неорганических соединений

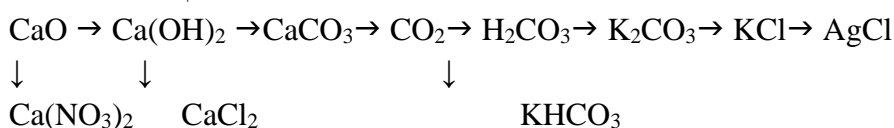
Цель: знать классификацию неорганических соединений

Самостоятельная работа обучающихся: работа с конспектом, дополнительной литературой.

Задание 1

1. Из данного набора веществ и уравнений реакций составьте цепочку превращений.

Возможная цепочка:



2. Решите данную цепочку превращений, используя, по возможности, формулы других соединений. Уравнения реакций запишите в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде.

3. Распределить вещества по классам:

4. $\text{Fe(OH)}_2, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{NaCl}, \text{K}_2\text{O}, \text{SO}_3, \text{Mg(OH)}_2, \text{CuO}, \text{Ca(NO}_3)_2, \text{NaOH}, \text{HCl}, \text{K}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3$.

Задание 2.

Учить лекционный материал

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 7

Сложные вещества

Цель: расширение познавательного интереса.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с конспектом, дополнительной литературой.

Задание 1.

Вопросы для рассмотрения:

1. Чем отличаются по составу смеси от химических соединений?
2. Сопоставьте свойства смесей и химических соединений?
3. Какими способами можно разделить на составляющие компоненты смеси и химического соединения?
4. Можно ли судить по внешним признакам об образовании смеси и химического соединения?

5. Из предложенного списка веществ выпишите отдельно простые и сложные вещества:

NaCl, H₂SO₄, K, S₈, CO₂, O₃, H₃PO₄, N₂, Fe.

Объясните ваш выбор, в каждом из случаев.

Задание 2.

1. Сколько простых веществ записано в ряду формул:
H₂O, N₂, O₃, HNO₃, P₂O₅, S, Fe, CO₂, KOH.
2. К сложным относятся оба вещества:

А) С (уголь) и S (сера);
Б) CO₂ (углекислый газ) и H₂O (вода);
В) Fe (железо) и CH₄ (метан);
Г) H₂SO₄ (серная кислота) и H₂ (водород).
3. Выберите правильное утверждение:
Простые вещества состоят из атомов одного вида.
А) Верно Б) Неверно
4. Для смесей характерно то, что
А) Они имеют постоянный состав;
Б) Вещества в составе "смеси" не сохраняют свои индивидуальные свойства;
В) Вещества в "смесях" можно разделить физическими свойствами;
Г) Вещества в "смесях" можно разделить при помощи химической реакции.
5. Для "химических соединений" характерно следующее:
А) Переменный состав;
Б) Вещества, в составе "химического соединения" можно разделить физическими способами;
В) Об образовании химического соединения можно судить по признакам химических реакций;
Г) Постоянный состав.
6. В каком случае идёт речь о железе как о химическом элементе?
А) Железо - это металл, который притягивается магнитом;
Б) Железо входит в состав ржавчины;
В) Для железа характерен металлический блеск;
Г) В состав сульфида железа входит один атом железа.
7. В каком случае идёт речь о кислороде как о простом веществе?
А) Кислород - это газ, поддерживает дыхание и горение;
Б) Рыбы дышат кислородом, растворённым в воде;
В) Атом кислорода входит в состав молекулы воды;

Г) Кислород входит в состав воздуха.

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 8

Металлы и неметаллы

Цель: обеспечить усвоение знаний о металлах и неметаллах, об особенностях их строения, физических и химических свойствах.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с конспектом, дополнительной литературой.

Задание 1.

Вопросы для рассмотрения:

1. Где расположены металлы в периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева?
2. Каковы особенности строения атомов металлов?
3. В чём различие в строении внешнего энергетического уровня у металлов и неметаллов?
4. Сколько наружных электронов имеют атомы металлов главных и побочных подгрупп?
5. В каких формах могут находиться металлы в природе?
6. Как устроена кристаллическая решетка металлов?
7. Каковы физические свойства металлов?
8. Как можно получить металлы из их соединений?
9. Как ведут себя атомы металлов в химических реакциях и почему?
10. Какие свойства – окислителей или восстановителей – проявляют металлы в химических реакциях?
11. Расскажите об электрохимическом ряду напряжений металлов.
12. Перечислите реакции, в которые могут вступать металлы.
13. Каково значение металлов в жизни человека?

Задание 2.

Дополнить предложение

1. Все кислоты способны:
2. Формула несолеобразующего оксида:
3. .Вещество, формула которого $FeCl_2$, является солью:
4. Металлы относящиеся к легким и тяжелым характеризуются свойством:
5. Коррозия протекающая с растворами электролитов при температуре называется:
6. Сплав никеля, хрома и алюминия, обладающий большой электропроводностью и жаропрочностью называется:
7. Общим физическим свойством металлов не является:
8. Оксиды - это....
9. Все основания реагируют:

10. Формула кислотного оксида:
11. Вещество, формула которого K_2SO_3 , является солью:
12. Свойства вещества изменять форму под внешним воздействием и сохранять принятую форму после прекращения этого воздействия называется:
13. Коррозия протекающая на поверхности металла под действием сконденсированной влаги называется:
14. Сплав меди с цинком, где Cu-57-60%, а Zn-40-43% называется:
15. Основания - это....
16. Общие свойства кислот не включают способность:
17. Вещество, формула которого $(NH_4)_2S$, является солью:
18. Коррозия протекающая при контакте с грунтовыми водами называется:
19. Сплав, основу, которого составляет медь с металлами соответствующих названием называется:
20. Температура плавления цезия 29 градусов, поэтому он относится:
21. Кислоты - это....
22. Общим свойством щелочей не является:
23. Свойства металлов, связанных с высокой подвижностью свободных электронов, сталкиваясь с колеблющимися в узлах решетки ионами, электроны обмениваются с ними энергией называется:
24. Самопроизвольное разрушение металлов называется:
25. Железо в отличие от многих металлов обладает свойством:

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 9

Введение в органическую химию

Цель: расширение познавательного интереса, познакомить с предметом и задачами органической химии; дать классификацию и основы номенклатуры органических соединений; дать понятие о функциональных группах.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой

Задание 1.

1. Органическая химия - это химия соединений
2. Впервые получил щавелевую кислоту гидролизом дициана
3. Органических веществ известно
4. Валентность и степень окисления азота в N_2 равны соответственно
5. Природным веществам – ферментам соответствуют следующие синтетические вещества:
6. Ввел понятия «органическая химия» и «органические вещества»

7. Развил учение о «жизненной силе» - витализме
8. Неорганических веществ насчитывается
9. Валентность и степень окисления кислорода в H_2O_2 равны соответственно
10. Природным веществам – белкам, углеводам, жирам соответствуют следующие синтетические вещества:
11. Определил органическую химию как химию углеводородов и их производных
12. Впервые получил сахаристые вещества из формальдегида
13. Углерод переходит из атмосферы в растения благодаря процессу
14. Валентность и степень окисления кислорода в O_2 равны соответственно
15. Синтетическим веществам – катализаторам соответствуют следующие природные вещества:
16. Определил органическую химию как химию растительных и животных веществ
17. Впервые получил мочевину нагреванием раствора цианата аммония
18. При полном сгорании органических веществ образуются
19. Валентность и степень окисления углерода в C_2H_6 равны соответственно
20. Синтетическим веществам – пищевым добавкам и стимуляторам роста соответствуют следующие природные вещества:

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 10 **Алифатические углеводороды**

Цель: продолжить формирование умения составлять структурные формулы предельных углеводородов, познакомиться с физическими, химическими свойствами, строением, получением алканов, их применением.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой, подготовка конспекта.

Задание 1.

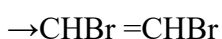
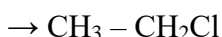
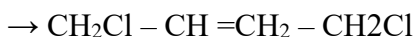
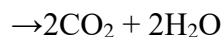
Вопрос - ответ.

1. Реакция присоединения водорода.
2. Реакция присоединения воды.
3. Реакция отщепления воды.
4. Реакция отщепления водорода.
5. Органические соединения, состоящие из двух элементов – углерода и водорода
6. Углеводороды с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
7. Углеводороды с общей формулой C_nH_{2n} , в молекулах которых имеется одна двойная связь
8. Углеводороды с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ с одной тройной связью

9. Реакция взаимодействия этана с хлором относится к реакциям.
10. Реакция взаимодействия этена с хлором относится к реакциям.
11. Историческое название предельных углеводородов атомы углерода в которых замкнуты в цикл.
12. Наука, изучающая соединения углерода и водорода

Задание 2.

Восстановите уравнения реакций, написанные на них, добавив левые части уравнений.



Задание 3.

Решить задачу.

Массовая доля элементов углеводорода составляет 92,31% углерода и 7,69% водорода. Плотность паров по водороду 39. (C_6H_6)

Органическое вещество содержит углерод (массовая доля 84,21%) и водород (15,79%). Плотность паров вещества по воздуху составляет 3,93. Определите формулу этого вещества. (C_8H_{18}).

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 11

Применение алкенов

Цель: рассмотреть конкретные химические свойства этилена и общие свойства алкенов; углубить и конкретизировать понятия о π -связи, о механизмах химических реакций; дать первоначальные представления о реакциях полимеризации и строении полимеров; разобрать лабораторные и общие промышленные способы получения алкенов; продолжить формирование умения работать с учебником.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой, подготовка конспекта.

Задание 1.

Ответить на вопросы

1. Алкены – это _____ углеводороды, содержащие в молекуле, помимо одинарных связей, одну двойную связь
2. Какой общей формуле соответствуют алкены
3. В какие реакции способны вступать алкены

4. Алкены взаимодействуют с водой
5. Какой катализатор присутствует в гидрировании алкенов
6. Реакция присоединения водорода называется
7. Как называется это соединение – (... -CH₂ – CH₂- ...)
8. Продуктом реакции пропена с хлором является
9. При гидрировании алкенов образуются
10. Какой общей формуле соответствуют алкены
11. Является ли СН₄ алкеном
12. При гидрировании алкенов образуются
13. Реакция присоединения галогена называется
14. Продуктом реакции пропена с хлором является
15. При гидрировании алкенов образуются
16. Алкены – это непредельные углеводороды, содержащие в молекуле, помимо одинарных связей, одну _____ связь

17. В какие реакции способны вступать алкены

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 12 **Гомологический ряд ацетилена (алкины)**

Цель: сформировать представление о гомологическом ряде, изомерии, номенклатуре, химических свойствах, получении и применении алкинов.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой, подготовка конспекта.

Задание 1.

1. Какая масса 2% раствора брома необходима для реакции с 52 г ацетилена?
2. По термохимическому уравнению реакции $C_3H_6 + 5O_2 = 3CO_2 + 4H_2O + 2220 \text{ кДж}$ вычислить какое количество теплоты выделится, если в реакцию вступает 16 г кислорода?
3. Какой объем воздуха потребуется для сжигания 5 л бутана?
4. Какой объем ацетилена образуется из 100 г карбида кальция, содержащего 10% примесей?
5. Какое количество этанала образуется реакцией Кучерова из 44,8 л ацетилена и 50 г воды?
6. Запишите уравнения химических реакций, позволяющих осуществить превращения:
 $CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaC_2 \rightarrow HC \equiv CH \rightarrow CH_3 - C=O$

|
Н

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 13 **Диеновые углеводороды (алкадиены)**

Цель: закрепить строение, виды изомерии, химические свойства применение алкадиенов,

уметь делать теоретический анализ, сравнивать, прогнозировать, обобщать, делать выводы.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой, подготовка конспекта.

Задание 1.

Контрольные вопросы

1. Общая формула диеновых углеводородов:
2. С точки зрения непредельного характера диены сходны с: _____
3. Пропин и пропадиен – это: _____
4. Пропадиен и бутадиен – это:
5. Молекулы алкадиенов содержат:
6. Метод получения бутадиена-1,3 из спирта впервые разработан:
7. Синтетический каучук получают из 2-метилбутадиена-1,3 по реакции:
8. Мономер и сырье, из которого получают каучук по методу Лебедева:
9. Вещество, используемое для получения синтетического каучука:
10. Для полного сгорания 20 л пропадиена потребуется кислород объемом (н.у.)
11. Общая формула веществ класса алкадиенов такая же, как у:
12. Первый представитель ряда алкадиенов называется:
13. Бутадиен и бутин – это:
14. Пропадиен и пентадиен – это:
15. Вещество, которое образуется при полном гидрировании бутадиена:
16. При вулканизации каучука получают:
17. Какими из перечисленных реакций получают каучуки:
18. По реакции Лебедева из этилового спирта получают:
19. При полном сгорания 10 л пропадиена выделяется углекислый газ объемом (н.у.)

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 14 **Ароматические углеводороды (арены)**

Цель: углубить знания об углеводородах;

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой, подготовка конспекта, повторение изученного материала.

Задание 1.

Вопросы

1. Какие соединения называются ароматическими? Примеры.
2. Какая связь называется ароматической?
3. Опишите физические свойства бензола.
4. Какой вид изомерии характерен для аренов?
5. Перечислите основные способы получения аренов.
6. Какие химические свойства характерны для бензола?
7. Состав аренов отражает общая формула ...
8. Нефть – жидкость ... цвета, с ... запахом, в воде ... Плотность ..., чем у воды.

продукты: $C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow Kat$

9. Смесь низкомолекулярных углеводородов, преимущественно пропана и бутана называется ...
10. Арены – непредельные УВ, в молекулах которых имеется ...
11. Бензол – жидкость ... цвета, с ... запахом, в воде ... Бензол ..., поэтому работать с ним крайне осторожно.
12. Остаток перегонки нефти называется ...

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 15 **Предельные одноатомные спирты**

Цель: сформировать понятие о спиртах, продолжать формировать умения составлять формулы изомеров, давать веществам названия по систематической номенклатуре.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой,, подготовка конспекта, повторение изученного материала.

Задание 1.

Решите задачи.

1. Предельный одноатомный спирт обработали металлическим натрием. В результате реакции получили вещество массой 20,5 г и выделился газ объемом 2,8 л (н.у.). Определите молекулярную формулу спирта.
2. При взаимодействии пропанола-2 с металлическим натрием выделился водород объемом 2.7 л (н. у.) Вычислить объем вступившего в реакцию пропанола-2, если его плотность равна 0,785 г/мл.
3. 92 г 10%-ного раствора этанола вступило в реакцию с натрием. Вычислить объем водорода, который выделился в результате реакции (н. у.)

4. Определить молекулярную формулу предельного одноатомного спирта массой 5г, если при дегидратации образовался алкен объемом 2,688 л (н. у.)
5. При реакции 2.3 г предельного одноатомного спирта с избытком металлического натрия выделилось 560 мл (н. у.) газа. Определить молекулярную формулу спирта.
6. Предельный одноатомный спирт сожгли. В результате получили 22.4 л оксида углерода (4) и 22.5 г. воды(пар). Определить молекулярную формулу спирта.
7. Предельный одноатомный спирт содержит 37,5 % углерода и 12,5% водорода. Спирт прореагировал с карбоновой кислотой, образовалось соединение, имеющее относительную плотность по водороду 37. Определить молекулярную формулу сложного эфира.
8. Определить формулу спирта, если известно, что при сгорании 3,45г его образовалось 6,6 г. CO₂ и вода массой 4,05 г.? Плотность паров этого вещества по воздуху равна 1,59.

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 16 **Многоатомные спирты. Фенолы**

Цель: восстановить знания о спиртах и феноле, их строении и свойствах

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой, подготовка конспекта, повторение изученного материала.

Задание 1. Записать в тетрадь все, что знаете

- что вам известно о спиртах и феноле из учебного и жизненного опыта?

Задание 2: написать ответы на вопросы:

- какие группы называются функциональными;
- какая функциональная группа характерна для спиртов и фенолов;
- что такое спирты;
- на какие группы делятся спирты;
- какие спирты называются предельными одноатомными, многоатомными
- что такое фенолы. Общая формула

Задание 3:

Составить формулы одноатомных и многоатомных спиртов, фенола.

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 17 **Альдегиды и кетоны**

Цель: основываясь на знаниях учащихся о классах органических соединений, на химическое понятие о типах реакций (окисление и восстановление), изучить класс альдегидов, развивая познавательную активность, умение увидеть проблему и наметить пути её решения.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой, подготовка конспекта, повторение изученного материала.

Задание 1.

Решить задачи

1. Относительная плотность паров органического соединения по кислороду равна 2,25. Массовая доля углерода в этом веществе равна 66,67%, массовая доля водорода равна 11,11%, массовая доля кислорода равна 22,22%. Выведите молекулярную формулу органического соединения.

2. При окислении этанола образовался альдегид с 80%-ным выходом. При взаимодействии такой же этанола с металлическим натрием выделился водород, занимающий при нормальных условиях объем 2,8 л (выход - количественный). Определите массу образовавшегося альдегида в первой реакции.

3. Относительная плотность паров органического соединения по водороду равна 50. Массовая доля углерода в этом веществе равна 72%, массовая доля водорода равна 12%, массовая доля кислорода равна 16%. Выведите молекулярную формулу органического соединения.

4. Какая масса формалина с массовой долей формальдегида 40% может образоваться, если использовать альдегид, полученный при каталитическом окислении метана объемом 336 л н.у. кислородом воздуха? Выход продуктов в реакции окисления равен 60%

5. Относительная плотность паров органического соединения по водороду равна 43. При сжигании 34,4 г этого вещества образуется 44,8 л углекислого газа (н. у.) и 36 г воды. Выведите молекулярную формулу органического соединения

6. Какая масса раствора с массовой долей ацетальдегида 20% образуется, если альдегид получили с выходом 75% из ацетиленом объемом 6,72 л н.у. по Кучерову?

7. Относительная плотность паров органического соединения по кислороду равна 4. При сжигании 38,4 г этого вещества образуется 105,6 г диоксида углерода и 43,2 г воды. Выведите молекулярную формулу органического соединения.

8. Один из промышленных способов получения альдегидов - нагревание алкенов с оксидом меди (II) и водородом при повышенном давлении в присутствии катализатора. Для такой реакции был взят пропилен объемом 140 л н.у. и избыток других веществ. Какая масса бутанала и 2-метилпропаналя будет получена, если в результате образуется смесь этих альдегидов, массовая доля бутанала в которой составляет 60%?

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 18

Карбоновые кислоты

Цель: сформировать у обучающихся понятие о карбоновых кислотах, о составе, строении, свойствах, получении применении; дать представление о значении кислот в жизни человека.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой, подготовка конспекта, повторение изученного материала.

Задание 1.

Контрольные вопросы

1. Назовите лабораторный способ получения уксусной кислоты. Напишите уравнение реакции.
2. Какие свойства уксусной кислоты проявляются при взаимодействии её с магнием. Напишите уравнение реакции.
3. Какую реакцию применяют для удаления ионов Fe(III) из раствора. Напишите уравнение реакции.
4. Какие особенности в строении имеет муравьиная кислота? Напишите уравнение реакций серебряного зеркала, окисление перманганатом калия и разложения муравьиной кислоты.
5. Сравните кислотные свойства щавелевой кислоты и уксусной. Какая кислота сильнее?
6. Напишите уравнения реакций разложения и окисления щавелевой кислоты.
7. Напишите уравнения реакции образования уксусно-этилового эфира. В чем заключается роль концентрированной серной кислоты? Рассмотрите механизм реакции этерификации.
8. Напишите уравнения реакций гидролиза уксусно-этилового эфира в разных средах. Рассмотрите механизм реакций гидролиза уксусно-этилового эфира в разных средах.
9. Приведите уравнения реакций, доказывающих непереносимость характер олеиновой кислоты.
10. Сравните кислотные свойства молочной кислоты и уксусной. Какая кислота сильнее?
11. Напишите уравнения реакций разложения и окисления молочной кислоты.
12. Сравните реакционную способность бензойной и салициловой кислот по отношению к бромной воде, способности к окислению, отношению к нагреванию.
13. Напишите уравнения реакций бромирования салициловой кислоты при избытке брома. Напишите уравнение реакции, протекающей при нагревании салициловой кислоты.

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

Самостоятельная работа № 19

Азотсодержащие соединения

Цель: актуализировать знания учащихся о природных полимерах на примере белков. Познакомить с составом, строением, свойствами и функциями белков.

Самостоятельная работа обучающихся: работа с дополнительной литературой, подготовка конспекта, повторение изученного материала.

Задание 1. Решить задачи

1. Приведите по три структурные формулы первичных, вторичных и третичных аминов. Назовите их.
2. Составьте структурные формулы изомеров пропилэтиламина. К каким типам органических соединений относятся эти вещества? Дайте их названия.
3. Как влияет способность образовывать водородные связи на физические свойства аминов?
4. Найдите массу 19,6%-ного раствора серной кислоты, способного прореагировать с 11,2 л метиламина (н. у.) с образованием средней соли.
5. Составьте схему получения диэтиламина из этена и неорганических веществ. Запишите уравнения реакций.
6. Объясните, почему основные свойства анилина выражены слабее, чем у аммиака и алифатических аминов.
7. При добавлении к бромной воде анилина она обесцвечивается. Объясните изменения и приведите уравнения реакций.
- 8*. Через смесь анилина, бензола и фенола массой 100 г пропустили сухой хлороводород. При этом образовалось 51,8 г осадка, который отфильтровали. Фильтрат обработали бромной водой, при этом получили 19,9 г осадка. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.
- 9*. К смеси объемом 7 л, состоящей из углекислого газа и метиламина, добавили 5 л бромоводорода, после чего плотность газовой смеси по воздуху стала 1,942. Вычислите объемные доли газов в исходной смеси.
- 10*. Приведите пример реакции нуклеофильного замещения с участием первичного и вторичного аминов.

Формат выполненной работы: ответы с места

Критерии оценки:

- уровень освоения обучающимся учебного материала;
- умение ориентироваться в потоке информации, выделять главное.

Контроль выполнения: выступление на занятии.

10. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО РАБОТЕ С ТЕКСТОМ

Умения работать с заголовком учебного текста, информацией:

- формулировать вопросы к заголовку;
- выделять какими знаниями, умениями по данной теме уже владеете;
- установить, почему именно эти слова вынесены в заголовок;
- предвосхищать, что из ранее неизвестного может открыться;
- осознать, что неизвестно по этой теме;
- переформулировать заголовок в форму вопроса.

Умения, необходимые для структурирования информации:

- делить информацию на относительно самостоятельные смысловые части;
- выделять в смысловой части главное (с точки зрения поставленной учебной задачи) и вспомогательное, новое и уже знакомое;
- выделять в смысловой части, о чем говорится (объект) и что о нем говорится;
- оценивать информативную значимость выделенных мыслей – соотносить их с теми или иными категориями содержательной структуры информации (фактами, явлениями, понятиями, законами, теориями);
- определять логические и содержательные связи и отношения между мыслями информации;
- выделять «смысловые и опорные пункты», элементы информации, несущие основную смысловую нагрузку (термины, понятия, формулы, рисунки и др.);
- группировать по смыслу выделенные при анализе информации мысли, объединяя их в более крупные части;
- формулировать главные мысли этих частей, всей информации;
- обобщать то, что в тексте дано конкретно;
- конкретизировать то, что дано обобщено;
- доказывать, аргументировать то, что не доказано, но требует доказательства;
- выделять трудное, непонятное;
- формулировать вопрос по учебной информации;
- выделять противоречия с ранее известным, с собственным опытом;
- соотносить результаты изучения с поставленными целями, вопросами;
- синтезировать информацию, полученную из разных источников.

Умения письменной фиксации результатов работы с учебной информацией:

- составлять план (простой или сложный), отражать информацию графически;
- отражать содержание информации тезисно;
- составлять конспект (следящий, структурный и др.)

Коммуникативные умения:

- устно характеризовать систему вопросов, освещенных в учебной информации;
- тезисно излагать содержание информации;
- развернуто излагать содержание.

Умения контролировать свою работу с учебной информацией:

- воспроизводить изученное;
- составлять тезаурус понятий темы;
- подбирать, конструировать задания на применение изученного;
- приводить собственные примеры;
- устанавливать связи изученного с ранее известным.

11. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ОФОРМЛЕНИЯ И НАПИСАНИЯ РЕФЕРАТА

«Реферат» имеет латинские корни и в дословном переводе означает

«докладываю, сообщаю». Словари определяют его значение как «краткое изложение в письменном виде или в форме публичного доклада содержания книги, учения, научной проблемы, результатов научного исследования: доклад на определенную тему, освещающий ее на основе обзора литературы и других источников».

1. Студенческий реферат – это творческая работа студента, в которой на основании краткого письменного изложения и оценки различных источников проводится самостоятельное исследование определенной темы, проблемы.

2. Реферат отличаются следующие признаки:

а) реферат не копирует дословно содержание первоисточника, а представляет собой новый вторичный текст, создаваемый в результате систематизации и обобщения материал первоисточника, его аналитико-синтетической переработки («аналитико-синтетическая переработка первичного документа с целью создания вторичного») (ГОСТ Р ИСО 10011-2-93)

б) будучи вторичным текстом, реферат создается со всеми требованиями, предъявляемыми к связному высказыванию, то есть ему должны быть присущи следующие черты: целостность, связность, структурная упорядоченность и завершенность.

в) в реферат должно быть включено самостоятельное мини-исследование, осуществляемое на материале или художественных текстов, или источников по теории и истории литературы.

3. Студенческий реферат должен иметь следующую структуру:

- титульный лист
- план работы (содержание)
- введение
- основная часть
- заключение
- список литературы
- приложение (по необходимости)

Во введении, как правило, дается краткая характеристика изучаемой темы, обосновывается ее актуальность, раскрываются цель и задачи работы, производится краткий обзор литературы и важнейших источников, на основании которых готовился реферат.

В основной части кратко, но полно излагается материал по разделам, каждый из которых раскрывает свою проблему или разные стороны одной проблемы. Каждый смысловой блок (глава, параграф) должен быть озаглавлен.

Заключение должно быть четким, кратким, вытекающим из содержания основной части. В нем должны содержаться выводы по результатам работы, а также информация о согласии или несогласии с авторами цитируемых работ, даны указания на то, кому могут быть интересны книги, тексты, рассмотренные в реферате. Заключение не должно превышать по объему введения.

4. Объем реферата жестко не регламентируется, однако он не должен превышать 20 машинописных страниц.

5. Требования к оформлению:

Реферат должен быть написан на бумаге стандартной формы (лист А4, с полями слева 2,5 – 3 см, сверху и снизу – 2 см, справа – до 1 см) и вложен в папку.

Нумерация страниц должна быть сквозной, включая список используемой литературы и приложения. Нумеруют страницы арабскими цифрами в правом нижнем углу или сверху

посередине листа. Первой страницей является титульный лист, на нём номер страницы не ставится.

Схема оформления титульного листа (приложение 1), содержания (приложение 2) студенческого реферата прилагается.

Список литературы завершает работу. В нем фиксируются источники, с которыми работал автор реферата. Список составляется в алфавитном порядке по фамилиям авторов или заглавия книг. При наличии нескольких работ одного автора их названия располагаются по годам изданий. Библиографические данные оформляются в соответствии с ГОСТом.

12. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ОФОРМЛЕНИЯ СООБЩЕНИЯ, ДОКЛАДА

Объем сообщения обычно составляет 2-3 страницы формата А-4

Сообщение, доклад оформляют стандартно:

Шаблонный машинописный текст имеет следующие параметры:

- шрифт Times New Roman;
- размер шрифта 14;
- межстрочный интервал 1,5;
- стандартные поля для редактора Word;
- выравнивание по ширине.

Ссылки на источники указываются по требованию преподавателя.

В идеале, сообщение, доклад еще должны содержать приложения – таблицы, схемы, копии документов – однако, чаще это не практикуется.

13. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ОФОРМЛЕНИЯ ПРЕЗЕНТАЦИИ

Требования к презентации

На первом слайде размещается:

- название презентации;
- автор: ФИО, группа, название учебного учреждения (соавторы указываются в алфавитном порядке);
- год.

На втором слайде указывается содержание работы, которое лучше оформить в виде гиперссылок (для интерактивности презентации).

На последнем слайде указывается список используемой литературы в соответствии с требованиями, интернет-ресурсы указываются в последнюю очередь.

Оформление слайдов	
Стиль	– необходимо соблюдать единый стиль оформления; – нужно избегать стилей, которые будут отвлекать от самой презентации; – вспомогательная информация (управляющие кнопки) не должны преобладать над основной информацией (текст, рисунки)
Фон	– для фона выбираются более холодные тона (синий или зеленый)
Использование	– на одном слайде рекомендуется использовать не более трех цветов: один

цвета	<p>для фона, один для заголовков, один для текста;</p> <ul style="list-style-type: none"> – для фона и текста используются контрастные цвета; – особое внимание следует обратить на цвет гиперссылок (до и после использования)
Анимационные эффекты	<ul style="list-style-type: none"> – нужно использовать возможности компьютерной анимации для представления информации на слайде; – не стоит злоупотреблять различными анимационными эффектами; анимационные эффекты не должны отвлекать внимание от содержания информации на слайде
Представление информации	
Содержание информации	<ul style="list-style-type: none"> – следует использовать короткие слова и предложения; – время глаголов должно быть везде одинаковым; – следует использовать минимум предлогов, наречий, прилагательных; – заголовки должны привлекать внимание аудитории – предпочтительно горизонтальное расположение информации; – наиболее важная информация должна располагаться в центре экрана; – если на слайде располагается картинка, надпись должна располагаться под ней.
Шрифты	<ul style="list-style-type: none"> – для заголовков не менее 24; – для остальной информации не менее 18; – шрифты без засечек легче читать с большого расстояния; – нельзя смешивать разные типы шрифтов в одной презентации; – для выделения информации следует использовать жирный шрифт, курсив или подчеркивание того же типа; – нельзя злоупотреблять прописными буквами (они читаются хуже, чем строчные).
Способы выделения информации	<p>Следует использовать:</p> <ul style="list-style-type: none"> – рамки, границы, заливку – разные цвета шрифтов, штриховку, стрелки – рисунки, диаграммы, схемы для иллюстрации наиболее важных фактов
Объем информации	<ul style="list-style-type: none"> – не стоит заполнять один слайд слишком большим объемом информации: люди могут одновременно запомнить не более трех фактов, выводов, определений. – наибольшая эффективность достигается тогда, когда ключевые пункты отражаются по одному на каждом отдельном слайде.
Виды слайдов	<p>Для обеспечения разнообразия следует использовать разные виды слайдов: с текстом, с таблицами, с диаграммами.</p>

14. КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ПО ВИДАМ РАБОТ

1. Критерии оценки подготовки информационного сообщения
 - актуальность темы;
 - соответствие содержания теме;
 - глубина проработки материала;

- грамотность и полнота использования источников;
- наличие элементов наглядности.

2. Критерии оценки подготовки реферата

- актуальность темы;
- соответствие содержания теме;
- глубина проработки материала;
- грамотность и полнота использования источников;
- соответствие оформления реферата требованиям.

3. Критерии оценки составления опорного конспекта

- соответствие содержания теме;
- правильная структурированность информации;
- наличие логической связи изложенной информации;
- соответствие оформления требованиям;
- аккуратность и грамотность изложения;
- работа сдана в срок.

4. Критерии оценки составления опорно-логической схемы по теме

- соответствие содержания теме;
- логичность структуры таблицы;
- правильный отбор информации;
- наличие обобщающего (систематизирующего, структурирующего, сравнительного) характера изложения информации;
- соответствие оформления требованиям;
- работа сдана в срок.

5. Критерии оценки создания материалов-презентаций

- соответствие содержания теме;
- правильная структурированность информации;
- наличие логической связи изложенной информации;
- эстетичность оформления, его соответствие требованиям;
- работа представлена в срок.

15. КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ВНЕАУДИТОРНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Качество выполнения внеаудиторной самостоятельной работы обучающихся оценивается посредством текущего контроля самостоятельной работы обучающихся с использованием балльно–рейтинговой системы. Текущий контроль СРС – это форма планомерного контроля качества и объема, приобретаемых обучающимися компетенций в процессе изучения дисциплины, проводится на практических и семинарских занятиях и во время консультаций преподавателя.

100~89% Максимальное количество баллов, указанное в карте–маршруте (табл. 1) самостоятельной работы обучающегося по каждому виду задания, обучающийся получает, если:

- обстоятельно с достаточной полнотой излагает соответствующую тему;
- дает правильные формулировки, точные определения, понятия терминов;
- может обосновать свой ответ, привести необходимые примеры;
- правильно отвечает на дополнительные вопросы преподавателя, имеющие целью выяснить степень понимания студентом данного материала.

70~89% от максимального количества баллов обучающийся получает, если:

- неполно (не менее 70% от полного), но правильно изложено задание;
- при изложении были допущены 1–2 несущественные ошибки, которые он исправляет после замечания преподавателя;
- дает правильные формулировки, точные определения, понятия терминов;
- может обосновать свой ответ, привести необходимые примеры;
- правильно отвечает на дополнительные вопросы преподавателя, имеющие целью выяснить степень понимания студентом данного материала.

50~69% от максимального количества баллов обучающийся получает, если:

- неполно (не менее 50% от полного), но правильно изложено задание;
- при изложении была допущена одна существенная ошибка;
- знает и понимает основные положения данной темы, но допускает неточности в формулировке понятий;
- излагает выполнение задания недостаточно логично и последовательно;
- затрудняется при ответах на вопросы преподавателя.

49% и менее от максимального количества баллов обучающийся получает, если:

- неполно (менее 50% от полного) изложено задание;
- при изложении были допущены существенные ошибки.

В "0" баллов преподаватель вправе оценить выполненное обучающимся задание, если оно не удовлетворяет требованиям, установленным преподавателем к данному виду работы.

Сумма полученных баллов по всем видам заданий внеаудиторной самостоятельной работы составляет рейтинговый показатель студента. Рейтинговый показатель студента влияет на выставление итоговой оценки по результатам изучения дисциплины.

Таблица перевода баллов в оценку

балл	100~89%	70~89%	50~69%	49% и менее
оценка	5 (отл.)	4(хор.)	3(удов.)	2 (неудов.)

СПИСОК ИНФОРМАЦИОННЫХ ИСТОЧНИКОВ
УЧЕБНАЯ ДИСЦИПЛИНА
ПД.02 ХИМИЯ

34.02.01 Сестринское дело

Основная литература:

1. Анфиногенова, И. В. Химия : учебник и практикум для среднего профессионального образования / И. В. Анфиногенова, А. В. Бабков, В. А. Попков. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 291 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-11719-6. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/471677> (дата обращения: 18.11.2021).
2. Никольский, А. Б. Химия : учебник и практикум для среднего профессионального образования / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 507 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-01209-5. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/471399> (дата обращения: 18.11.2021).
3. Росин, И. В. Химия. Учебник и задачник : для среднего профессионального образования / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 420 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-9916-6011-2. — Текст: электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/469893> (дата обращения: 18.11.2021).

Дополнительная литература:

1. Бабков, А. В. Химия в медицине : учебник для среднего профессионального образования / А. В. Бабков, О. В. Нестерова ; под редакцией В. А. Попкова. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 403 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-12926-7. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/476912> (дата обращения: 18.11.2021).
2. Литвинова, Т. Н. Химия для медиков: биогенные элементы и комплексные соединения : учебное пособие для среднего профессионального образования / Т. Н. Литвинова, Н. К. Выскубова, Л. В. Ненашева ; под общей редакцией Т. Н. Литвиновой. — 2-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 222 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-11945-9. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/475055> (дата обращения: 18.11.2021).
3. Химия. Задачник : учебное пособие для среднего профессионального образования / Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 236 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-9916-7786-8.

— Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/470947> (дата обращения: 18.11.2021).

4. Химия : учебник для среднего профессионального образования / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 431 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-9916-7723-3. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/470929> (дата обращения: 18.11.2021).

Информационные справочно-правовые системы:

1. КонсультантПлюс –<http://www.consultant.ru>/Гарант –<http://ivo.garant.ru>

Интернет–ресурсы:

1. <http://www.book.ru>
2. <http://www.znaniyum.com>

Образец титульного листа

**Частное профессиональное образовательное учреждение
Колледж «Современная школа бизнеса»**

РЕФЕРАТ

на тему _____

по дисциплине _____
(наименование дисциплины)

ВЫПОЛНИЛ:

(Ф.И.О)

(курс, группа)

ПРОВЕРИЛ:

(Ф.И.О., преподавателя)

Ставрополь, 20__

Образец Содержания

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	2
Глава 1	3
Глава 2	6
Глава 3	10
Заключение	14
Список литературы.....	16

Образец оформления презентации

1. Первый слайд:

Тема информационного сообщения (или иного вида задания): _____
Подготовил: Ф.И.О. студента, курс, группа, специальность Руководитель: Ф.И.О. преподавателя

2. Второй слайд

План: 1. _____. 2. _____. 3. _____.
--

3. Третий слайд

Литература:

4. Четвертый слайд

Лаконично раскрывает содержание информации, можно включать рисунки, автофигуры, графики, диаграммы и другие способы наглядного отображения информации
