Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Ермаков Алексей Михайлович
Должность: Врио ректора
Дата подписания: 04.11.2026 12:14:08
Уникальный программный ключ:
820dd736c6564d02e9f00c4043156a3692d52b3e

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ДЕПАРТАМЕНТ ОБРАЗОВАНИЯ И КАДРОВОЙ ПОЛИТИКИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО Донской ГАУ)
Донской аграрный колледж

УТВЕРЖДАЮ
Врио проректора по УР и ЦТ
_____Ширяев С.Г.
«24» марта 2026 г.
м.п.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

ООО.01.07 Химия

Специальность *35.02.05 Агрономия (основное общее образование)*
Форма обучения *очная*

Организация-разработчик: федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Донской государственный аграрный университет»

Разработчик:

Шкуракова Е.А.	_____	доцент	канд.техн.наук	_____
ФИО	(подпись)	(должность)	(ученая степень)	(ученое звание)

Рассмотрено и рекомендовано:
На заседании Методического совета Колледжа протокол заседания от **24.03.2026** **№ 7**

И.о. директора Донского аграрного колледжа _____ Чернышкова О.С.
(подпись) ФИО

п. Персиановский, 2026 г.

1.Общие положения

Контрольно-оценочные средства предназначены для контроля и оценки образовательных достижений обучающихся, освоивших программу дисциплины СОО.01.07 Химия.

Фонд оценочных средств включает контрольно-оценочные средства для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации в форме экзамена.

Текущий контроль успеваемости проводится в течение семестра в форме периодического выборочного устного опроса по пройденным разделам и контроля за выполнением заданий на лабораторных и практических занятиях.

2. Результаты освоения дисциплины, подлежащие проверке

Результаты обучения (умения, знания, общие компетенции)	**Основные показатели оценки результатов**	**Форма контроля и оценивания**
1) выявлять характерные признаки и взаимосвязь изученных понятий, применять соответствующие понятия при описании строения и свойств неорганических и органических веществ и их превращений; выявлять взаимосвязь химических знаний с понятиями и представлениями других предметов для более осознанного понимания и объяснения сущности материального единства мира; использовать системные химические знания для объяснения и прогнозирования явлений, имеющих естественнонаучную природу; 2) использовать наименования химических соединений международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальные названия веществ, относящихся к изученным классам органических и неорганических соединений; использовать химическую символику для составления формул неорганических веществ, молекулярных и структурных (развернутых, сокращенных и скелетных) формул органических веществ; составлять уравнения химических реакций и раскрывать их сущность: окислительно-восстановительных реакций посредством составления электронного баланса этих реакций; реакций ионного обмена путем составления их полных и сокращенных ионных уравнений; реакций гидролиза, реакций комплексообразования (на примере гидроксокомплексов цинка и алюминия); подтверждать характерные химические свойства веществ соответствующими экспериментами и записями уравнений химических реакций;	- проведение химических реакций по получению и применению органических и неорганических веществ; - расчет концентраций веществ различными методами; -анализ экспериментальных данных и их расчет в соответствии с заданием; -владение техникой работы с химическим оборудованием.	– Периодический устный опрос – Наблюдение и оценка качества работ на лабораторных и практических занятиях – Контроль самостоятельной работы –Экзамен

3) классифицировать неорганические и органические вещества и химические реакции, самостоятельно выбирать основания и критерии для классификации изучаемых химических объектов; характеризовать состав и важнейшие свойства веществ, принадлежащих к определенным классам и группам соединений (простые вещества, оксиды, гидроксиды, соли; углеводороды, простые эфиры, спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты, сложные эфиры, жиры, углеводы, амины, аминокислоты, белки); применять знания о составе и свойствах веществ для экспериментальной проверки гипотез относительно закономерностей протекания химических реакций и прогнозирования возможностей их осуществления; 4)сформированность умений подтверждать на конкретных примерах характер зависимости реакционной способности органических соединений от кратности и типа ковалентной связи (" " и ""), взаимного влияния атомов и групп атомов в молекулах; а также от особенностей реализации различных механизмов протекания реакций; 5) характеризовать электронное строение атомов (в основном и возбужденном состоянии) и ионов химических элементов 1 - 4 периодов Периодической системы Д.И. Менделеева и их валентные возможности, используя понятия "s", "p", "d-электронные" орбитали, энергетические уровни; объяснять закономерности изменения свойств химических элементов и образуемых ими соединений по периодам и группам; 6)владение системой знаний о методах научного познания явлений природы, используемых в естественных науках и умениями применять эти знания при экспериментальном исследовании веществ и для объяснения химических явлений, имеющих место в природе практической деятельности человека и в повседневной жизни; 7) проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям химических реакций с использованием физических величин (массы, объема газов, количества вещества), характеризующих вещества с количественной стороны: расчеты по нахождению химической формулы вещества; расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из исходных веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного		

вещества или дано в избытке (имеет примеси); расчеты массовой или объемной доли выхода продукта реакции; расчеты теплового эффекта реакций, объемных отношений газов; 8) прогнозировать, анализировать и оценивать с позиций экологической безопасности последствия бытовой и производственной деятельности человека, связанной с переработкой веществ; использовать полученные знания для принятия грамотных решений проблем в ситуациях, связанных с химией; 9)сформированность умений самостоятельно планировать и проводить химический эксперимент (получение и изучение свойств неорганических и органических веществ, качественные реакции углеводородов различных классов и кислородсодержащих органических веществ, решение экспериментальных задач по распознаванию неорганических и органических веществ) с соблюдением правил безопасного обращения с веществами и лабораторным оборудованием, формулировать цели исследования, предоставлять в различной форме результаты эксперимента, анализировать и оценивать их достоверность; 10) осуществлять целенаправленный поиск химической информации в различных источниках (научная и учебно-научная литература, средства массовой информации, сеть Интернет и другие), критически анализировать химическую информацию, перерабатывать ее и использовать в соответствии с поставленной учебной задачей; 11) осознавать опасность воздействия на живые организмы определенных веществ, понимая смысл показателя предельной допустимой концентрации, и пояснять на примерах способы уменьшения и предотвращения их вредного воздействия на организм человека.		
Знать: 1) сформированность представлений: о материальном единстве мира, закономерностях и познаваемости явлений природы; о месте и значении химии в системе естественных наук и ее роли в обеспечении устойчивого развития человечества: в решении проблем экологической, энергетической и пищевой	- основные законы химии; - основные классы неорганических и органических соединений; - свойства основных классов	– Периодический устный опрос – Наблюдение и оценка качества работ на лабораторных и практических занятиях

безопасности, в развитии медицины, создании новых материалов, новых источников энергии, в обеспечении рационального природопользования, в формировании мировоззрения и общей культуры человека, а также экологически обоснованного отношения к своему здоровью и природной среде; 2) основополагающие понятия (дополнительно к системе понятий базового уровня) - изотопы, основное и возбужденное состояние атома, гибридизация атомных орбиталей, химическая связь (" " и "", кратные связи), молярная концентрация, структурная формула, изомерия (структурная, геометрическая (цис-транс-изомерия), типы химических реакций (гомо- и гетерогенные, обратимые и необратимые), растворы (истинные, дисперсные системы), кристаллогидраты, степень диссоциации, электролиз, крекинг, риформинг); теории и законы, закономерности, мировоззренческие знания, лежащие в основе понимания причинности и системности химических явлений, современные представления о строении вещества на атомном, молекулярном и надмолекулярном уровнях; представления о механизмах химических реакций, термодинамических и кинетических закономерностях их протекания, о химическом равновесии, дисперсных системах, фактологические сведения о свойствах, составе, получении и безопасном использовании важнейших неорганических и органических веществ в быту и практической деятельности человека; общих научных принципах химического производства (на примере производства серной кислоты, аммиака, метанола, переработки нефти).	органических и неорганических соединений; - реакции определения неорганических и органических веществ в биологических объектах; - технологию выполнения реакций взаимодействия химических веществ.	– Контроль самостоятельной работы – Экзамен

3. Контрольно-оценочные материалы текущего контроля

В качестве контрольно-оценочных материалов текущего контроля используются:

3.1. Периодический устный опрос

Раздел 1 Основные законы химии

1. История развития химии.

2. Метод полуреакций.
3. Тепловой эффект химических реакций.
4. Эквивалент соли, основания, кислоты.
5. Строение комплексных соединений.
6. Метод электронно-ионногобалланса.
7. Порядок заполнения электронных орбиталей.
8. Водородный показатель растворов
9. Особенности строения атомов d-элементов.
10. Методы определения pH среды.
11. Виды химической связи.
12. Теория ОВР.
13. Классы неорганических соединений.
14. Виды гидролиза.
15. Влияние среды на протекание ОВР.
16. Виды концентраций.
17. Условия протекания химических реакций.
18. Правило Хунда, правило Клечковского.
19. Водородная и металлическая связь.
20. Теория электролитической диссоциации.
21. Диссоциация, константа диссоциации.
22. Гидролиз, константа гидролиза.
23. Периодическая система Д.И.Менделеева.
24. Виды солей.
25. Способы получения солей.
26. Ковалентная и ионная связь
27. Классификации химических реакций
28. Гидролиз, ступени гидролиза, pH солей.
29. Виды концентраций.

Раздел 2 Неорганическая химия.

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 7-й группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.

2. Как меняются по группе F-Cl-Br-I: а) радиусы атомов, б) первый потенциал ионизации, в) электроотрицательность атомов?

3. Какие из перечисленных соединений встречаются в природе: NaF, CaF2, NaCl, HCl, KClO3, Br2, NaBr, NaBrO4, NaI, NaIO3? Как получают галогены в виде простых веществ в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Как изменяются окислительные свойства в ряду галогенов F2–Cl2–Br2–I2? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций.

5. В чем проявляются особенности фтора по сравнению с другими галогенами? Для окислительно-восстановительных процессов напишите электронно- ионные уравнения полуреакций.

6. Как изменяется в ряду галогеноводородов HF-HCl-HBr-HI: а) межатомное расстояние, б) прочность связи, в) кислотные свойства их растворов в воде?

7. Как изменяются восстановительные свойства в ряду галогеноводородовHF-HCl-HBr-HI? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций.

8. Как получают галогенводороды? Для окислительно- восстановительных процессов напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.

9. Как галогены реагируют с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций. Дайте определение реакции диспропорционирования.

10. Каково пространственное строение анионов оксокислот хлора HClO, HClO2, HClO3, HClO4 и название кислот и их солей.

11. Как меняется сила кислот в 7 ряду HClO-HClO2-HClO3-HClO4?

12. Для какой соли, KClO или KClO3, значение pH растворов с одинаковой концентрацией будет больше, почему?

13. Как меняются окислительные свойства в ряду HClO-HClO2-HClO3-HClO4?

14. Сопоставьте по ряду оксокислотHClO3-HBrO3-HIO3: а) окислительные свойства, б) кислотные свойства, в) термическую устойчивость. Приведите примеры взаимодействия этих кислот с I2. Напишите уравнения соответствующих реакций.

15. Предложите способ получения KICl4•2H2O, используя в качестве единственного источника хлора KCl, а в качестве единственного источника иода – KI. а) Напишите уравнения всех реакций и укажите условия их проведения. б) Напишите уравнения реакций взаимодействия этого соединения с избытком воды и с раствором KOH.

16. Приведите примеры (галогениды, оксиды, гидриды) близких свойств соединений бора и кремния и различия в свойствах однотипных соединений углерода. Напишите уравнения соответствующих реакций.

17. Объясните, можно ли хранить плавиковую кислоту (HF) в стеклянной посуде? Почему

18. Предложите несколько способов перевода в растворимые 2-4 соединения оксида кремния SiO2. Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций, укажите условия их проведения.

19. Характерны ли для соединений элементов 4-й группы ОВР? Приведите примеры.

20. Известно, что в ряду элементов Si, Ge, Sn, Pb устойчивость соединений в низшей положительной степени окисления увеличивается. Докажите уравнениями.

21. Подтвердите устойчивость Pb2+ уравнениями реакции PbO2 с HCl. Приведите пример другой группы Периодической системы, в которой существует такая же закономерность.

22. Объясните, почему для разделения смеси сульфидов PbS и Sb2S3 можно использовать растворы сульфида (NH4)2S или полисульфида (NH4)2S2. Напишите уравнения соответствующих реакций.

23. Напишите уравнение реакции взаимодействия Na2[Sn(OH)4] с Bi(OH)3.

24. Используя в качестве примера цинк и медь, напишите уравнения взаимодействия металла с азотной кислотой различной концентрации: 2, 30, 60%.

25. Как изменяются восстановительные свойства в ряду NH3–PH3–AsH3–SbH3–BiH3? Подтвердите ответ примерами химических реакций. Как получают PH3 и SbH3?

26. В трех пробирках без этикеток находятся растворы солей: NaH2PO2, Na2SO3 и Na2H2P2O7. Предложите химический способ определения содержимого каждой пробирки. Напишите последовательно уравнения всех предложенных Вами реакций и укажите, на основании каких свойств Вы распознали каждую из солей.

27. Какие процессы протекают при взаимодействии BF3, BCl3, SiF4, SiCl4 с водой? Какие комплексные частицы образуются во фторидных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций. Какова реакция среды получившихся растворов: pH7?

28. Известно, что в ряду элементов P–As–Sb–Bi устойчивость соединений в высшей степени окисления уменьшается. Каков состав соединений, образующихся при горении на воздухе фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута?

29. Как меняются окислительные свойства в ряду HNO2–HNO3? Проиллюстрируйте ответ примерами химических реакций разбавленных растворов этих кислот с одним и тем же восстановителем. Напишите электронно-ионные уравнения полуреакций

30. Какие процессы протекают при взаимодействии BF3, BCl3, SiF4, SiCl4 с водой? Какие комплексные частицы образуются во фторидных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций. Каковареакциясредыполучившихсярастворов: pH7?

Раздел 3 Органическая химия

1. Органическая химия как наука. История развития связи с другими науками.
2. Особенности соединений углерода, их многообразие и роль в живой природе.
3. Основные положения теории Бутлерова.
4. Гомологический ряд, углеводородный радикал, функциональные группы. Классификация органических соединений.
5. Явление изомерии. Пространственная и структурная изомерия.
6. Правила современной международной номенклатуры ИЮПАК.
7. Строение электронной оболочки атома углерода. Гибридизация. Типы химических связей, их свойства.
8. Алканы. Гомологический ряд, строение, изомерия, методы получения. Физические и химические свойства, применение. Электронное строение.
9. Алкены. Гомологический ряд. Изомерия: структурная и пространственная. Способы получения, свойства. Электронное строение двойной связи.
10. Алкадиены. Представители. Типы связей. Получение, химические свойства. Каучуки. Электронное строение сопряженных связей.
11. Алкины. Гомологический ряд, строение, изомерия, методы получения, физические и химические свойства, применение. Электронное строение тройной связи.
12. Спирты. Определение. Предельные одноатомные спирты. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения, химические свойства, применение.
13. Спирты. Двухатомные. Представители. Номенклатура, методы получения, химические свойства, применение.
14. Спирты. Трёхатомные. Номенклатура, методы получения, химические свойства, применение.
15. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов, номенклатура, изомерия, методы получения.
16. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов. Химические свойства /реакции присоединения, окисления/.
17. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов. Химические свойства /реакции замещения, полимеризации, альдольно-кротоновой конденсации/.
18. Кетоны. Определение. Гомологический ряд кетонов, номенклатура, изомерия, методы получения.
19. Карбоновые кислоты. Одноосновные предельные. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения.
20. Карбоновые кислоты. Одноосновные предельные. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия. Химические свойства. Применение.

Раздел 4 Начала химического анализа

1. Классификация методов анализа.
2. Основные понятия и характеристика в качественном анализе.
3. Классификация методов анализа.
4. Виды качественного анализа.
5. Основные требования к аналитическим реакциям.
6. KtI группы. Реагент. Характерные реакции.
7. KtII группы. Реагент. Характерные реакции.

8. KtIII группы. Реагент. Характерные реакции.
9. AnI группы. Реагент. Характерные реакции.
10. AnII группы. Реагент. Характерные реакции.
11. AnIII группы. Реагент. Характерные реакции.
12. Особенности аналитических реакций и способы их выполнения.
13. Лабораторное оборудование и техника проведения качественного анализа.
14. Общие понятия количественного анализа. Его задачи.
15. Современная классификация методов количественного анализа.
16. Лабораторное оборудование и техника проведения количественного анализа.

Критерии оценки устных ответов

Критерии	Качественная оценка образовательных результатов
Ответы на вопросы даны в полном объеме, высказывания связные и логичные, использована научная лексика, приведены примеры.	Отлично
Вопрос раскрыт не в полном объеме, высказывания в основном связные и логичные, использована научная лексика, приведены примеры. Ответы на вопросы сигнализируют о наличии проблемы в понимании темы.	Хорошо
Ответы на вопросы в значительной степени зависят от помощи со стороны преподавателя. Высказывания несвязные и нелогичные. Научная лексика не использована, примеры не приведены.	Удовлетворительно
Ответы на вопросы отсутствуют.	Неудовлетворительно

3.2. Пример заданий коллоквиума

Коллоквиум 1
Вариант 0

1. Условия протекания химических реакций.
2. Условия необратимости химических реакций.
3. 1г калия соединяется с 2г брома. Найти массу брома, если масса хлора равна 35,5 г.
4. Напишите полную электронную формулу, распределите валентные электроны по квантовым ячейкам, укажите возможные степени окисления, оксиды, гидриды, гидроксиды, кислоты и соли для элемента № 30
5. $As(OH)_3+H_3PO_4$=…..Напишите уравнения реакций получения всех возможных солей в молекулярной и ионной форме. Назовите соли.

Коллоквиум №2
Вариант №0

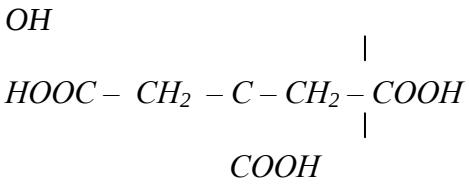
1. Классификация солей в гидролизе
2. Как меняются окислительные свойства в ряду HClO-HClO2-HClO3-HClO4

3. Какое количество вещества кислорода необходимо для сгорания 54 г алюминия?
4. Какая масса оксида алюминия образуется при взаимодействии алюминия с 0,5 моль кислорода? Рассчитай pH раствора гидрокарбоната калия, если концентрация ионов OH^- 0,0003 моль/л
5. Напишите уравнения реакций и электронно-ионные уравнения полуреакций для следующих процессов:

1) NH2OH + KMnO4 + H2SO4 →
2) H3PO3 + KMnO4 →
3) Na3AsO4 + KI + H2SO4 →

Коллоквиум 3
Вариант 0

1. Основные положения теории Бутлерова.
2. Спирты. Определение. Предельные одноатомные спирты. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения.
3. Правило Морковникова.
4. Назовите соединение по ИЮПАК:



5. Напишите графическую формулу янтарной кислоты.

Коллоквиум №4
Вариант №0

1. Классификация методов анализа.
2. Виды качественного анализа.
3. KtI группы. Реагент. Характерные реакции.
4. AnI группы. Реагент. Характерные реакции.
5. Лабораторное оборудование и техника проведения качественного анализа.

Критерии оценки коллоквиума

85-100% правильных ответов – 5 баллов;
75-84% правильных ответов – 4 балла;
55-74% правильных ответов – 3 балла;
Менее 55% правильных ответов – 2 балла.

3.3 Индивидуальный проект

Задания для студентов выдаются последующим темам:

1. Химия калия и натрия
2. Химия серы
3. Химия азота
4. Химия углерода
5. Химия фосфора
6. Химия марганца
7. Химия кислорода

8. Химия хлора
9. Химия кремния
10. Химия железа
11. Химия золота
12. Химия серебра
13. Химия кальция
14. Химия алюминия
15. Химия йода

В начале семестра студентам выдается задание в виде темы индивидуально, в конце семестра студент предоставляет доклад, реферат и презентация на выбранную тему.

Критерии оценки индивидуального проекта

Критерии	Качественная оценка образовательных результатов
Ответы на вопросы даны в полном объеме, высказывания связные и логичные, использована научная лексика, приведены примеры. Представлен реферат, доклад и презентация Научная лексика не использована, примеры не приведены.	Зачтено
Ответы на вопросы отсутствуют. Какой-либо элемент не представлен в результате семестра	Незачтено

3.4. Оценка выполненных практических и лабораторных работ, контроль самостоятельной работы

Оценка выполненных практических и лабораторных работ включает оценку качества решения задач и вычислений лабораторных работ, в ходе которых студент должен продемонстрировать знания теоретических основ предлагаемых разделов, проявить практические навыки выполнения лабораторных работ и решения задач.

Критерии оценивания:

– «отлично» – студент знает последовательность выполнения задания, выполненные практические задания и лабораторные работы содержат всем необходимые условности и требования;

– «хорошо» – студент знает требования к оформлению лабораторных работ и решению задач, однако имеются незначительные неточности при их оформлении;

– «удовлетворительно» – студент имеет понятия о правилах решения задач и выполнения лабораторных работ; выполненные работы имеют некоторые неточности и ошибки при вычислениях.

– «неудовлетворительно» – практические задания и лабораторные работы не соответствуют требованиям выполнения, расчёты имеют значительные ошибки.

Оценка за семестр

Семестровая оценка определяется как округленное до целого числа среднее арифметическое оценок текущего контроля, полученных в течение семестра.

4. Контрольно-оценочные материалы для промежуточной аттестации

Учебным планом по дисциплине «Химия» предусмотрена промежуточная аттестация в форме дифф.зачета.

4.1. Задания

Пример задания (билета) к экзамену:

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ДЕПАРТАМЕНТ ОБРАЗОВАНИЯ, НАУЧНО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКОЙ ПОЛИТИКИ И РЫБОХОЗЯЙСТВЕННОГО КОМПЛЕКСА
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО ДОНСКОЙ ГАУ)
Донской аграрный колледж

Кафедра "Естественнонаучных дисциплин"
Дисциплина: СОО.02.01 «Химия»

Утверждено на заседании кафедры, протокол № __ от "__" _____ 20__ г.

Направление подготовки: _____

Инструкция:
1. Внимательно прочтите задание.
2. Максимальное время выполнения задания: 60 мин.
3. Вы можете пользоваться калькулятором.

Билет № 0

1. Спирты. Определение. Предельные одноатомные спирты. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения.
2. Закон сохранения массы веществ.
3. Напишите графическую формулу янтарной кислоты.
4. Задача. Процентная концентрация раствора соляной кислоты 10% с плотностью 1,15 г/мл. Определите молярную концентрацию раствора.

Преподаватель_____ _____ Зав. кафедрой _____ _____
(подпись) (ФИО) (подпись) (ФИО)

4.2 Варианты заданий
Вопросы к экзамену по дисциплине «Химия»

1. История развития химии.
2. Метод полуреакций.
3. Тепловой эффект химических реакций.
4. Эквивалент соли, основания, кислоты.
5. Строение комплексных соединений.
6. Метод электронно-ионного балланса.
7. Порядок заполнения электронных орбиталей.
8. Водородный показатель растворов
9. Особенности строения атомов d-элементов.
10. Методы определения pH среды.
11. Виды химической связи.
12. Теория ОВР.
13. Классы неорганических соединений.
14. Виды гидролиза.
15. Влияние среды на протекание ОВР.
16. Виды концентраций.
17. Условия протекания химических реакций.
18. Правило Хунда, правило Клечковского.
19. Водородная и металлическая связь.
20. Теория электролитической диссоциации.
21. Диссоциация, константа диссоциации.
22. Гидролиз, константа гидролиза.
23. Периодическая система Д.И.Менделеева.
24. Виды солей.
25. Способы получения солей.
26. Ковалентная и ионная связь
27. Классификации химических реакций
28. Гидролиз, ступени гидролиза, pH солей.
29. Виды концентраций.
30. Органическая химия как наука. История развития связи с другими науками.
31. Особенности соединений углерода, их многообразие и роль в живой природе.
32. Основные положения теории Бутлерова.
33. Гомологический ряд, углеводородный радикал, функциональные группы. Классификация органических соединений.
34. Явление изомерии. Пространственная и структурная изомерия.
35. Правила современной международной номенклатуры ИЮПАК.
36. Строение электронной оболочки атома углерода. Гибридизация. Типы химических связей, их свойства.
37. Алканы. Гомологический ряд, строение, изомерия, методы получения. Физические и химические свойства, применение. Электронное строение.
38. Алкены. Гомологический ряд. Изомерия: структурная и пространственная. Способы получения, свойства. Электронное строение двойной связи.
39. Алкадиены. Представители. Типы связей. Получение, химические свойства. Каучуки. Электронное строение сопряженных связей.
40. Алкины. Гомологический ряд, строение, изомерия, методы получения, физические и химические свойства, применение. Электронное строение тройной связи.
41. Спирты. Определение. Предельные одноатомные спирты. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения, химические свойства,

применение.

42. Спирты. Двухатомные. Представители. Номенклатура, методы получения, химические свойства, применение.
43. Спирты. Трёхатомные. Номенклатура, методы получения, химические свойства, применение.
44. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов, номенклатура, изомерия, методы получения.
45. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов. Химические свойства /реакции присоединения, окисления/.
46. Альдегиды. Определение. Гомологический ряд предельных альдегидов. Химические свойства /реакции замещения, полимеризации, альдольно-кротоновой конденсации/.
47. Кетоны. Определение. Гомологический ряд кетонов, номенклатура, изомерия, методы получения.
48. Карбоновые кислоты. Одноосновные предельные. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия, методы получения.
49. Карбоновые кислоты. Одноосновные предельные. Определение. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия. Химические свойства. Применение.

Критерии оценивания

Экзаменационный билет содержит два теоретических вопроса. Оценивание производится по каждому вопросу билета. Ответы на теоретические вопросы оцениваются следующим образом:

Правильный, полный ответ, содержит необходимые ответы и полное решение задач– 5 баллов;

Правильный, не полный ответ, содержит необходимые расчеты в задачах – 4 балла;

Не точный, не полный ответ – 3 балла;

Неверный ответ/отсутствие ответа – 2 балла.

Итоговая оценка по экзамену определяется как округленное до целого числа среднее арифметическое баллов семестровой оценки (текущего контроля) и баллов по каждому вопросу билета.

Варианты заданий
Вопросы к зачету по дисциплине «Химия»

1. Тепловой эффект химических реакций.
2. Теория ОВР.
3. Порядок заполнения электронных орбиталей.
4. Водородный показатель растворов.
5. Виды химической связи.
6. Классы неорганических соединений.
7. Концентрация раствора - массовая доля.
8. Условия протекания химических реакций.
9. Теория электролитической диссоциации.
10. Гидролиз.
11. Периодическая система Д.И.Менделеева.
12. Классификация солей.
13. Основные положения теории Бутлерова.
14. Гомологический ряд, углеводородный радикал, функциональные группы.

15. Явление изомерии.
16. Правила современной международной номенклатуры ИЮПАК.
17. Алканы. Гомологический ряд, строение, изомерия.
18. Алкены. Гомологический ряд. Изомерия:.
19. Алкины. Гомологический ряд, строение, изомерия.
20. Спирты. Определение. Предельные одноатомные спирты. Гомологический ряд, номенклатура, изомерия.

Ответы к зачету по дисциплине «Химия»

1. Тепловым эффектом химической реакции называется количество теплоты, выделившееся (или поглотившееся) в ходе реакции и относимое к 1 моль прореагировавшего (или образовавшегося) вещества. Тепловой эффект обозначается буквой Q и, как правило, измеряется в кДж/моль или в ккал/моль. Если реакция происходит с выделением тепла ($Q > 0$), она называется экзотермической, а если с поглощением тепла ($Q < 0$) – эндотермической.

2. ***Окисление*** – процесс отдачи электронов. Вещества (атом, молекула, ион), которые отдают электроны, называются восстановителями. В процессе реакция восстановитель окисляется, а значение степени окисления повышается.

Типичными восстановителями являются:

а) металлы, водород, углерод, CO, H_2S, SO_2, H_2SO_3 и соли сернистой кислоты;

б) бескислородные кислоты: HI, HBr, HC1, H_2S;

в) соединения азота: HNO_2, NH_3, N_2H_4, NO;

г) соли, в которых степень окисления у катионов может возрастать: $SnCl_2$, $FeSO_4$, $Cr_2(SO_4)_3$;

д) органические соединения: спирты, альдегиды, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза.

Восстановление – процесс присоединения электронов. Вещества, которые присоединяют электроны, называются окислителями. В процессе ОВР окислитель восстанавливается, значение степени окисления понижается. Типичными окислителями являются:

а) галогены, O_2, O_3, $KMnO_4$, соли хромовых кислот $K_2Cr_2O_7$ и; K_2CrO_4;

б) кислоты: HNO_3, $H_2SO_{4\ конц}$, $HMnO_4$, H_2CrO_4;

в) оксиды металлов: CuO, Ag_2O, PbO_2, CrO_3, MnO_2;

г) хлорид железа (III) $FeCl_3$, гипохлориты, хлораты и перхлораты.

3. **Принцип минимума энергии**: из множества возможных состояний электрона реализуется то, в котором энергия атома минимальна. Этот принцип конкретизируется правилами Клечковского.

1). Из множества свободных орбиталей электрон займет ту, где меньше значение суммы (n+L).

2). Из множества свободных орбиталей с одинаковыми значениями сумм (n+L) электрон займет ту, где меньше n.

Принцип Паули: в атоме не могут одновременно находиться электроны, состояние которых описывается одинаковыми значениями всех квантовых чисел. Следствие: на одной орбитали могут находиться максимум два электрона, у которых значения m_sобязательно различны.

Правило Гунда: при заполнении подуровня модуль суммы спиновых квантовых чисел электронов должен быть максимально возможным. На практике это выполняется последовательным размещением на каждой орбитали подуровня сначала по одному электрону с параллельными спинами, а затем по второму с антипараллельными спинами.

4. Водородный показатель – pH – это мера активности (в случае разбавленных растворов отражает концентрацию) ионов водорода в растворе, количественно выражающая его кислотность, вычисляется как отрицательный (взятый с обратным знаком) десятичный логарифм активности водородных ионов, выраженной в молях на литр.

$pH = – lg[H^+]$

5. Химическая связь — это взаимодействие частиц (атомов, ионов), осуществляемое путем обмена электронами. Различают несколько видов связи.

1)Ковалентная связь образуется в результате обобществления электронов (с образованием общих электронных пар), которое происходит в ходе перекрывания электронных облаков. В образовании ковалентной связи участвуют электронные облака двух атомов.

а) Ковалентная неполярная связь образуется между атомами неметалла одного и того лее химического элемента. Такую связь имеют простые вещества, например O2; N2;

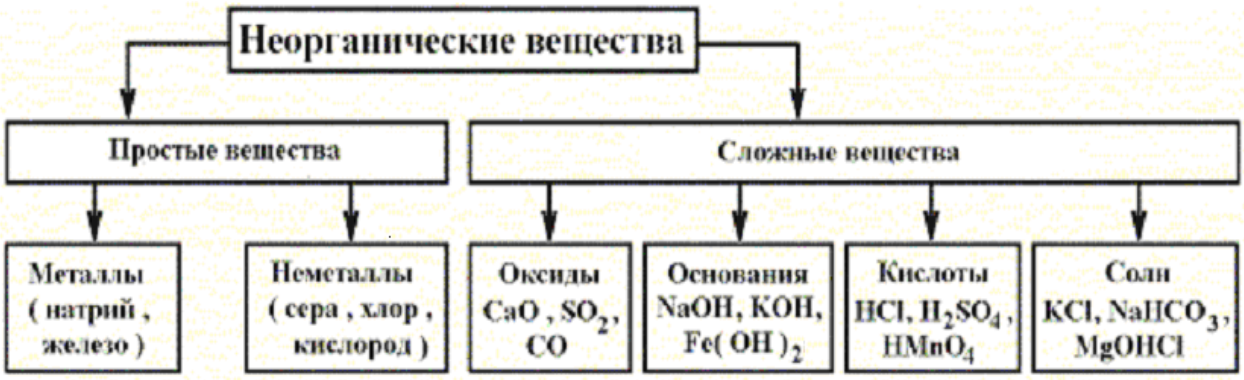
б) Ковалентная полярная связь образуется между атомами различных неметаллов.

2)Ионной называется связь между ионами, т. е. заряженными частицами, образовавшимися из атома или группы атомов в результате присоединения или отдачи электронов Ионная связь характерна для солей и щелочей.

Для ковалентной неполярной, полярной и ионной связи общим является участие в образовании связи внешних электронов, которые еще называют валентными. Различие же состоит в том, насколько электроны, участвующие в образовании связи, становятся общими. Если эти электроны в одинаковой мере принадлежат обоим атомам, то связь ковалент-ная неполярная; если эти электроны смещены к одному атому больше, чем другому, то связь ковалент-ная полярная. В случае, если электроны, участвующие в образовании связи, принадлежат одному атому, то связь ионная.

Металлическая связь — связь между ион-атомами в кристаллической решетке металлов и сплавах, осуществляемая за счет притяжения свободно перемещающихся (по кристаллу) электронов (Mg, Fe).

6. В химии все многообразие неорганических веществ: принято разделять на две группы – простые и сложные. Простые вещества подразделяются на металлы и неметаллы. А сложные – на производные от простых, образованные путем их взаимодействия с кислородом, водой и между собой. Эту классификацию неорганических веществ в виде схемы изображают следующим образом:



7. Массовая доля — отношение массы растворённого вещества к массе раствора. Массовая доля измеряется в долях единицы или в процентах:

$$\omega = \frac{m_1}{m}.$$

$$\omega(\%) = \frac{m_1}{m} \cdot 100\%$$

где:

- ω — массовая доля растворённого вещества в долях
- $\omega(\%)$ — массовая доля растворённого вещества в процентах
- m_1 — масса растворённого вещества, г;
- m — общая масса раствора (масса растворённого вещества плюс масса растворителя) г.

8. К условиям возникновения и протекания химической реакции относится:

- приведение реагирующих веществ в соприкосновение (контакт реагирующих веществ);
- нагревание до определённой температуры;
- освещение.

Для того чтобы вещества вступили в химическую реакцию, они должны соприкасаться друг с другом. Для лучшего контакта вещества измельчают, перемешивают, растворяют или переводят в газообразное состояние.

9. **Электролитами** называются *вещества, растворы которых обладают электрической проводимостью*. К электролитам относятся растворы кислот, солей и щелочей. Соли и щелочи проводят электрический ток не только в растворах, но и в расплавах. В 1887 г. шведский ученый Сванте Аррениус выдвинул теорию электролитической диссоциации.

Электролитической диссоциацией называется *процесс распада электролита на ионы под действием молекул растворителя*. Теория Аррениуса заключалась в следующем:

1. При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно (*катионы*) и отрицательно (*анионы*) заряженные ионы (т.е. подвергаются электролитической диссоциации).

2. Под действием электрического тока катионы двигаются к отрицательно заряженному электроду (*катоду*), а анионы – к положительно заряженному электроду (*аноду*).

3. Электролитическая диссоциация – процесс обратимый (обратная реакция называется *моляризацией*).

$CaCl_2 = Ca^{2+} + 2Cl^-$

$HNO_3 = H^+ + NO^{3-}$

$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-$

10. *Гидролизом солей называют реакции обмена между водой и растворенными в ней солями.* Гидролиз – частный случай сольволиза – реакции обмена между растворителем и растворенным веществом, разновидность реакций ионного обмена. В результате протекания гидролиза:

- происходит изменение pH среды;
- образуются малодиссоциирующие соединения.
- Различают обратимый и необратимый гидролиз солей[3][4]:
- 1. Гидролиз соли слабой кислоты и сильного основания (гидролиз по аниону). Раствор имеет слабощелочную среду, реакция протекает **обратимо**.
- 2. Гидролиз соли сильной кислоты и слабого основания (гидролиз по катиону). Раствор имеет слабокислую среду, реакция протекает **обратимо**.
- 3. Гидролиз соли слабой кислоты и слабого основания. Равновесие смещено в сторону продуктов, гидролиз протекает **практически полностью**, так как оба продукта образуют осадок или газ:
- 4. Соль сильной кислоты и сильного основания не подвергается гидролизу, и раствор нейтрален.

11. **Периодиическая систеема химиических элемеентов (таблица Менделееева)** — классификация химических элементов, устанавливающая зависимость различных свойств элементов от заряда их атомного ядра. Система является графическим выражением периодического закона, открытого русским учёным Д. И. Менделеевым в 1869 году и установившего зависимость свойств элементов от их атомного веса (в современных терминах, от атомной массы

Расположение химических элементов в таблице Менделеева позволяет сопоставлять не только их атомные массы, но и химические свойства.

Вот как они изменяются в пределах группы (сверху вниз):

- Металлические свойства усиливаются, неметаллические ослабевают.
- Увеличивается атомный радиус.
- Усиливаются основные свойства гидроксидов и кислотные свойства водородных соединений неметаллов.

В пределах периодов (слева направо) свойства элементов меняются следующим образом:

- Металлические свойства ослабевают, неметаллические усиливаются.
- Уменьшается атомный радиус.

Возрастает электроотрицательность

12. **Солями** называются сложные вещества формула молекулы которых, состоит из атомов металлов и кислотных остатков (иногда могут содержать водород). Например, NaCl – хлорид натрия, $CaSO_4$ – сульфат кальция и т. д.

Практически **все соли являются ионными соединениями,** поэтому в солях между собой связаны ионы кислотных остатков и ионы металла:

Na^+Cl^- – хлорид натрия

$Ca^{2+}SO_4^{2-}$ – сульфат кальция и т.д.

Соль является продуктом частичного или полного замещения металлом атомов водорода кислоты. Отсюда различают следующие типы солей:

1. Средние соли – все атомы водорода в кислоте замещены металлом: Na_2CO_3, KNO_3

2. Кислые соли – не все атомы водорода в кислоте замещены металлом. Разумеется, кислые соли могут образовывать только двух- или многоосновные кислоты. Одноосновные кислоты кислых солей давать не могут: $NaHCO_3$, NaH_2PO_4 и т. д.

3. Основные соли можно рассматривать как продукты неполного, или частичного, замещения гидроксильных групп оснований кислотными остатками: $Al(OH)SO_4$, $Zn(OH)Cl$ и т.д.

По числу присутствующих в структуре катионов и анионов выделяют следующие типы солей: Простые соли — соли, состоящие из одного вида катионов и одного вида анионов (NaCl). Двойные соли — соли, содержащие два различных катиона ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$).. Смешанные соли — соли, в составе которых присутствует два различных аниона ($Ca(OCl)Cl$). Также различают гидратные соли (кристаллогидраты), в состав которых входят молекулы кристаллизационной воды, например,$Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$, и комплексные соли, содержащие комплексный катион или комплексный анион ($K_4[Fe(CN)_6]$, $Cu(NH_3)_4](OH)_2$

13. Основные положения теории строения А.М. Бутлерова:

Атомы в молекулах соединены друг с другом в определенной последовательности согласно их валентностям

Химическое строение можно устанавливать химическими методами

Свойства веществ зависят от их химического строения

По свойствам данного вещества можно определить строение его молекулы, а по строению молекулы - предвидеть свойства

Атомы и группы атомов в молекуле оказывают взаимное влияние друг на друга

14. Органические соединения классифицируют, учитывая два основных структурных признака:

- строение углеродной цепи (углеродного скелета, кратность связей, наличие или отсутствие замкнутой цепи);
- наличие и строение функциональных групп.

Углеродный скелет (углеродная цепь)- последовательность химически связанных между собой атомов углерода.

Функциональная группа - атом или группа атомов, которые замешают в углеводородной молекуле один или несколько атомов водорода. **Функциональная группа** определяет принадлежность соединения к определенному классу и его химические свойства.

Гомологи – это соединения, сходные по химическим свойствам, состав которых отличается друг от друга на одну или несколько групп CH_2.

Гомологический ряд – это гомологи, расположенные в порядке возрастания их относительной молекулярной массы,

15. *Изомеры* – это вещества, имеющие одинаковый состав и молекулярную массу, но разные физические и химические свойства. Различия в свойствах изомеров обусловлены различиями в их химическом или пространственном строении. В связи с этим различают виды изомерии:

1. Структурная изомерия.
2. Конформационная изомерия.
3. Геометрическая изомерия.
4. Оптическая изомерия.

16. **Правила составления названий по систематической международной номенклатуре ИЮПАК**

В основе правил номенклатуры ИЮПАК лежат принципы **заместительной номенклатуры**.

1. Основу названия соединения составляет корень слова, обозначающий предельный углеводород с тем же числом атомов, что и главная цепь (***мет- , эт- , проп- , бут- , пент- , гекс-*** и т.д.).

2. К корню добавляют суффикс, характеризующий степень насыщенности:

-ан (предельный, нет кратных связей);

-ен (при наличии двойной связи);

-ин (при наличии тройной связи).

Если кратных связей несколько, то в суффиксе указывается число таких связей (**-диен**, **триен** и т.д.), а после суффикса обязательно указывается цифрами положение кратной связи, например:

$CH_3–CH_2–CH=CH_2$ бутен-1

$CH_3–CH=CH–CH_3$ бутен-2

$CH_2=CH–CH=CH_2$ бутадиен-1,3

3. Далее в суффикс выносится название самой **старшей характеристической группы** в молекуле с указанием ее положения цифрой.

4. Прочие заместители обозначаются с помощью приставок **в алфавитном порядке**. Положение заместителей указывается цифрой перед приставкой, например: **3-метил**, **2-хлор**. Если в молекуле имеется несколько одинаковых заместителей, то перед названием этой группы словом указывается их количество (например, **диметил-**, **трихлор-** и т.д.).

5. Все цифры в названиях молекул отделяются от слов **дефисом**, а друг от друга **запятыми**.

6. Проводят нумерацию главной углеродной цепи так, чтобы старшая характеристическая группа имела наименьший порядковый номер.

17. Алканы — углеводороды, состав которых выражается общей формулой C_nH_{2n+2}

Все атомы углерода в молекулах алканов находятся в состоянии –гибридизации и связаны только одинарными связями. Алканы имеют тетраэдрическое строение.

Для алканов характерна изомерия углеродного скелета.

По мере увеличения числа атомов углерода в молекуле температуры плавления и кипения алканов монотонно повышаются. Алканы легче воды и не растворяются в ней.

Алканы относятся к *насыщенным*, или предельным, углеводородам, так как в их молекулах все свободные валентности атомов углерода полностью «насыщены» атомами водорода.

Простейший представитель гомологического ряда алканов — метан .

Начиная с четвёртого члена ряда, у алканов появляются изомеры. Для алканов характерна изомерия углеродного скелета.

С ростом числа атомов углерода количество изомеров резко возрастает: пентан имеет изомера, гексан — , гептан — , октан — , нонан — , эйкозан — изомеров. Каждый алкан имеет единственный изомер с неразветвлённым (нормальным) углеродным скелетом.

18. Алкены — непредельные углеводороды, в молекулах которых содержится одна двойная связь между атомами углерода. Общая формула алкенов C_nH_{2n}.

Атомы углерода в молекулах алкенов, соединенные двойной связью, находятся в состоянии –гибридизации. Атом углерода в состоянии –гибридизации образует три – и одну –связь, которая перпендикулярна плоскости –связей; связь представляет собой сочетание – и –связи

Для алкенов характерны структурная изомерия углеродного скелета и положения двойной связи, пространственная *цис*- и *транс*-изомерия и межклассовая изомерия — алкены изомерны циклоалканам.

Температуры плавления и кипения алкенов увеличиваются с ростом числа атомов углерода в их молекулах.

19 Алкины — непредельные углеводороды, в молекулах которых содержится одна тройная связь между атомами углерода. Общая формула алкинов CnH_{2n-2}.

Атомы углерода в молекулах алкенах, соединённые тройной связью, находятся в – гибридном состоянии. Атом углерода в –гибридном состоянии образует две –связи и две – связи, которые расположены в двух перпендикулярных плоскостях; тройная связь представляет собой сочетание одной – и двух –связей.

Для алкинов характерны структурная изомерия углеродного скелета и положения тройной связи, также межклассовая изомерия; пространственных *цис*- и *транс*-изомеров алкины не образуют.

20. Общая формула гомологического ряда предельных одноатомных спиртов — $C_nH_{2n+1}OH$. В зависимости от того, при каком углеродном атоме находится гидроксильная группа, различают спирты первичные (RCH_2-OH), вторичные (R_2CH-OH) и третичные (R_3C-OH).

Изомерия одноатомных спиртов связана со строением углеродного скелета (например, бутанол-2 и 2-метилпропанол-2) и с положением группы OH (пропанол-1 и пропанол-2).

Номенклатура.

Названия спиртов образуют, добавляя окончание -ол к названию углеводорода с самой длинной углеродной цепью, включающей гидроксильную группу. Нумерацию цепи начинают с того края, ближе к которому расположена гидроксильная группа. Кроме того, широко распространена заместительная номенклатура, по которой название спирта производится от соответствующего углеводородного радикала с добавлением, слова "спирт", например: C_2H_5OH — этиловый спирт.

Строение:

Молекулы спиртов имеют угловое строение. Угол R-O-H в молекуле метанола равен $108,5^0$. Атом кислорода гидроксильной группы находится в sp^3-гибридизации.

Получение.

1. Самый общий способ получения спиртов, имеющий промышленное значение, — гидратация алкенов. Реакция идет при пропускании алкена с парами воды над фосфорнокислым катализатором:

H_3PO_4

$CH_2{=}CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3{—}CH_2{—}OH$.

Из этилена получается этиловый спирт, из пропена — изопропиловый. Присоединение воды идет по правилу Марковникова, поэтому из первичных спиртов по данной реакции можно получить только этиловый спирт.

2. Другой общий способ получения спиртов — гидролиз алкилгалогенидов под действием водных растворов щелочей:

$R{—}Br + NaOH \rightarrow R{—}OH + NaBr$.

По этой реакции можно получать первичные, вторичные и третичные спирты.

3. Восстановление карбонильных соединений. При восстановлении альдегидов образуются первичный спирты, при восстановлении кетонов — вторичные:

$R{—}CH{=}O + H_2 \rightarrow R{—}CH_2{—}OH$, (1)

$R{—}CO{—}R' + H_2 \rightarrow R{—}CH(OH){—}R'$. (2)

Реакцию проводят, пропуская смесь паров альдегида или кетона и водорода над никелевым катализатором.

4. Действие реактивов Гриньяра на карбонильные соединения.

5. Этанол получают при спиртовом брожении глюкозы:

$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2\uparrow$.

Химические свойства спиртов определяются присутствием в их молекулах гидроксильной группы ОН. Связи С-О и О-Н сильно полярны и способны к разрыву. Различают два основных типа реакций спиртов с участием функциональной группы -ОН:

1) Реакции с разрывом связи О-Н: а) взаимодействие спиртов с щелочными и щелочноземельными металлами с образованием алкоголятов; б) реакции спиртов с органическими и минеральными кислотами с образованием сложных эфиров; в) окисление спиртов под действием дихромата или перманганата калия до карбонильных соединений. Скорость реакций, при которых разрывается связь О-Н, уменьшается в ряду: первичные спирты > вторичные > третичные.

2) Реакции сопровождающиеся разрывом связи С-О: а) каталитическая дегидратация с образованием алкенов (внутримолекулярная дегидратация) или простых эфиров (межмолекулярная дегидратация): б) замещение группы -ОН галогеном, например при действии галогеноводородов с образованием алкилгалогенидов. Скорость реакций, при которых разрывается связь С-О, уменьшается в ряду: третичные спирты > вторичные > первичные. Спирты являются амфотерными соединениями.

4.3 Индивидуальный проект

Задания для студентов выдаются по следующим темам:

1. Химия калия и натрия
2. Химия серы
3. Химия азота
4. Химия углерода
5. Химия фосфора
6. Химия марганца
7. Химия кислорода
8. Химия хлора
9. Химия кремния
10. Химия железа
11. Химия золота
12. Химия серебра
13. Химия кальция
14. Химия алюминия
15. Химия йода

В начале семестра студентам выдается задание в виде темы индивидуально, в конце семестра студент предоставляет доклад, реферат и презентация на выбранную тему.

Критерии оценки допуска индивидуального проекта к защите

Критерии	Качественная оценка образовательных результатов
Ответы на вопросы даны в полном объеме, высказывания связные и логичные, использована научная лексика, приведены примеры. Представлен реферат, доклад и презентация Научная лексика не использована, примеры не приведены.	Допущен

Ответы на вопросы отсутствуют. Какой-либо элемент не представлен в результате семестра	Недопущен

Критерии оценки ответов по индивидуальному проекту

Критерии	Качественная оценка образовательных результатов
Ответы на вопросы даны в полном объеме, высказывания связные и логичные, использована научная лексика, приведены примеры.	Отлично
Вопрос раскрыт не в полном объеме, высказывания в основном связные и логичные, использована научная лексика, приведены примеры. Ответы на вопросы сигнализируют о наличии проблемы в понимании темы.	Хорошо
Ответы на вопросы в значительной степени зависят от помощи со стороны преподавателя. Высказывания несвязные и нелогичные. Научная лексика не использована, примеры не приведены.	Удовлетворительно
Ответы на вопросы отсутствуют.	Неудовлетворительно

5 «Задания открытого и закрытого типа для проверки остаточных знаний»

Тесты

Тип заданий: закрытый
Вариант задания 1.
Что называется химическим элементом...
1. Семейство разнородных атомов.
2. Вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.
3. Совокупность атомов и молекул, взятых в стехиометрическом соотношении.
4. Число частиц, содержащихся в одном грамме любого вещества.

Правильный ответ: 2

Тип заданий: закрытый
Вариант задания 2.
При каком из царей в России появилась первая аптека...
1. Петр 1
2. Борис Годунов
3. Елизавета Петровна
4. Иван Грозный

Правильный ответ: 4

Тип заданий: закрытый
Вариант задания 3.
Укажите порядок расположения элементов с электронной конфигурацией атома - $4s^2\ 4p^5$ по подгруппе сверху вниз (согласно таблице Менделеева)...

1. бром
2. хлор
3. фтор
4. йод

Правильный ответ: 3,2,1,4

Тип заданий: закрытый
Вариант задания 4.
Автором закона сохранения массы веществ является...
1. Авогадро
2. Менделеев
3. Ломоносов
4. Гесс

Правильный ответ:3

Тип заданий: закрытый
Вариант задания 5.
Расположите представленные соединения по мере убывания количества атомов углерода в составе вещества...
1. Пентан
2. Гексан
3. Метан
4. Октан

Правильный ответ: 4,2,1,3

Тип заданий: открытый
Вариант задания 6.
Смешали 300г раствора мочевины с массовой долей 20% и 500г раствора этой же соли с массовой долей 40%. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе...
Правильный ответ:
ω= (300* 0,2 + 500*0,4) /(300+500) =0,325 (32,5%)

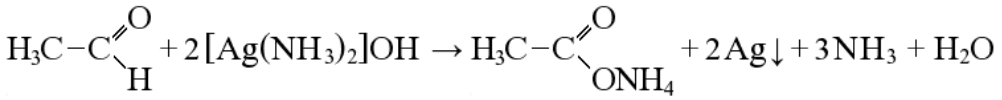
Тип заданий: открытый
Вариант задания 7.
Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса – закон – периодический закон.
Автор_____.
Правильный ответ: Д.И. Менделеев.

Тип заданий: открытый
Вариант задания 8.
Какой из элементов периодической системы является самым сильным восстановителем...
Правильный ответ: литий

Тип заданий: открытый
Вариант задания 9.
При дегидратации вторичных и третичных спиртов и при дегидрогалогенировании вторичных и третичных галогенидов водород отщепляется преимущественно от наименее гидрогенизированного атома углерода – это правило……
Правильный ответ: Зайцева.

Тип заданий: открытый
Вариант задания 10.
При присоединении протонных кислот и воды к несимметричным алкенам и алкинам атом водорода присоединяется к наиболее гидрогенизированному атому углерода – это правило……..
Правильный ответ: Морковникова.

Тип заданий: открытый
Вариант задания 11.
Дана реакция: $3CH_2=CH_2+2KMnO_4+4H_2O=3CH_2OH - CH_2OH+2MnO_2+2KOH$
Автором данной реакции является…..
Правильный ответ:
Вагнер.

Тип заданий: открытый
Вариант задания 12.
Дана реакция : 

Напишите название реакции
Правильный ответ:
Реакция «Серебряного зеркала»

Тип заданий: открытый
Вариант задания 13.
Какой тип гибридизации характерен для третьего валентного состояния углерода...
Правильный ответ: sp^3 – гибридизация.

Тип заданий: открытый
Вариант задания 14.
К какому типу гидролиза принадлежит соль $AlCl_3$:
Правильный ответ:
Соль образована слабым основанием и сильной кислотой – гидролиз по катиону.

Тип заданий: открытый
Вариант задания 15.
К какому типу гидролиза принадлежит соль Na_2CO_3:
Правильный ответ:
Соль образована сильным основание и слабой кислотой – гидролиз по аниону.

Тип заданий: открытый
Вариант задания 16.
$NO_2+P_2O_3+…..=NO+K_2HPO_4+…..$
Определите окислитель и восстановитель
Правильный ответ:
Азот – окислитель, фосфор – восстановитель.

Тип заданий: открытый
Вариант задания 17.
NO+KClO+….=KNO_3+KCl+…..Определите окислитель и восстановитель.
Правильный ответ:
Хлор - окислитель, азот – восстановитель.

Тип заданий: открытый
Вариант задания 18.
Молекула алкана содержит 8 атомов водорода. Молярная масса алкана равна...
Правильный ответ: 44

Тип заданий: открытый
Вариант задания 19.
Расположите представленные соединения по мере убывания количества атомов углерода в составе вещества и назовите их: CH_4, C_5H_{12}, C_6H_{14}, C_8H_{18}.
Правильный ответ: Октан Гексан Пентан Метан.

Тип заданий: открытый
Вариант задания 20.
Какой из элементов периодической системы является самым сильным окислителем...
Правильный ответ: фтор