

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Наумова Наталия Александровна
Должность: Ректор
Дата подписания: 24.10.2024 14:21:41
Уникальный программный ключ:
6b5279da4e034bff679172803da5b7b5559fc69e2

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ МОСКОВСКОЙ ОБЛАСТИ
Государственное образовательное учреждение высшего образования Московской области
МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ОБЛАСТНОЙ УНИВЕРСИТЕТ
(МГОУ)

Кафедра теоретической и прикладной химии

УТВЕРЖДЁН
на заседании кафедры теоретической и
прикладной химии
Протокол от «10» июня 2021 г. № 11
Зав. кафедрой _____
/Н.В. Васильев/

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине

Химия

Специальность
31.05.01 Лечебное дело

Мытищи
2021

Содержание

1. Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы
2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания
3. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы
4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.

1. Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы

Код и наименование компетенции	Этапы формирования
УК-2 . Способен управлять проектом на всех этапах его жизненного цикла;	1.Работа на учебных занятиях 2.Самостоятельная работа
ОПК-2. Способен проводить и осуществлять контроль эффективности мероприятий по профилактике, формированию здорового образа жизни и санитарно-гигиеническому просвещению населения.	1.Работа на учебных занятиях 2.Самостоятельная работа

2.Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

Оцениваемые компетенции	Уровень сформированности	Этап формирования	Описание показателей	Критерии оценивания	Шкала оценивания
ОПК–2	Пороговый	1.Работа на учебных занятиях 2.Самостоятельная работа	Знает основы химии живого организма, основные классы органических и неорганических веществ, закономерности основных химических процессов, происходящих в организме человека в норме и при патологии. Умеет правильно и безопасно использовать лабораторное оборудование, определять концентрации токсических веществ в жидкостях, воздухе и в биологических	Устный опрос, теста, реферат, выполнение лабораторных работ	Шкала оценивания устного опроса Шкала оценивания теста Шкала оценивания выполнения лабораторной работы

			средах.		
	Продви- нутый	1.Работа на учебных за- нятиях 2.Самостоя- тельная рабо- та	Знает основы хи- мии живого орга- низма, основные классы органиче- ских и неоргани- ческих веществ, закономерности основных хими- ческих процессов, происходящих в организме чело- века в норме и при патологии. Умеет правильно и безопасно ис- пользовать лабо- раторное обору- дование, опреде- лять concentra- ции токсических веществ в жидко- стях, воздухе и в биологических средах. Владеет навыка- ми работы в хи- мической лабора- тории, проведения химического ана- лиза.	Устный опрос, тест, доклад, презентация, реферат, выполнение лабора- торных работ	Шкала оценивания устного опроса Шкала оценивания теста Шкала оценивания доклада Шкала оценивания выполне- ния лабо- раторной работы Шкала оценивания презента- ции
УК-2	Порого- вый	1.Работа на учебных за- нятиях 2.Самостоя- тельная рабо- та	Знает основные способы опреде- ления и решения задач в области прикладной хи- мии в рамках по- ставленной цели на основе право- вых норм, имею- щихся ресурсов и ограничений. Умеет планиро- вать и проводить исследование с применением хи- мической методо- логии.	Устный опрос, тест, реферат, выполнение лабора- торных работ	Шкала оценивания устного опроса Шкала оценивания теста Шкала оценивания выполне- ния лабо- раторной работы
	Продви-	1.Работа на учебных за-	Знает основные способы опреде-	Устный опрос,	Шкала

	нутый	нениях 2.Самостоятельная работа	ления и решения задач в области прикладной химии в рамках поставленной цели на основе правовых норм, имеющихся ресурсов и ограничений. Умеет планировать и проводить исследование с применением химической методологии. Владеет методологией проведения химического исследования, количественного и качественного анализа.	тест, доклад, презентация, реферат, выполнение лабораторных работ	оценивания устного опроса Шкала оценивания теста Шкала оценивания доклада Шкала оценивания выполнения лабораторной работы Шкала оценивания презентации
--	-------	------------------------------------	--	---	--

Шкала оценивания устного опроса

Показатель	Балл
Свободное владение материалом	4
Достаточное усвоение материала	3
Поверхностное усвоение материала	1-2
Неудовлетворительное усвоение материала	0

Шкала оценивания выполнения лабораторной работы

Показатель	Балл
Работа выполнена полностью (81%) и без существенных ошибок	8-10
Работа выполнена частично (41%-80%) или с небольшими ошибками	6-7
Работа выполнена менее чем на 40% или содержит грубые ошибки	5
Работа не выполнена	0

Шкала оценивания доклада

Показатель	Балл
Доклад соответствует заявленной теме, выполнен с привлечением достаточного количества научных и практических источников по теме, студент в состоянии ответить на вопросы по теме доклада.	3
Доклад в целом соответствует заявленной теме, выполнен с привлечением нескольких научных и практических источников по теме, студент в состоянии ответить на часть вопросов по теме доклада.	2
Доклад не совсем соответствует заявленной теме, выполнен с использованием только 1 или 2 источников, студент допускает ошибки при изложении ма-	1

териала, не в состоянии ответить на вопросы по теме доклада.	
--	--

Шкала оценивания презентации

Показатель	Балл
Представляемая информация систематизирована, последовательна и логически связана. Проблема раскрыта полностью. Широко использованы возможности технологии <i>PowerPoint</i> .	4
Представляемая информация в целом систематизирована, последовательна и логически связана (возможны небольшие отклонения). Проблема раскрыта. Возможны незначительные ошибки при оформлении в <i>PowerPoint</i> (не более двух).	2
Представляемая информация не систематизирована и/или не совсем последовательна. Проблема раскрыта не полностью. Выводы не сделаны или не обоснованы. Возможности технологии <i>PowerPoint</i> использованы лишь частично.	1

Шкала оценивания реферата

Показатель	Балл
Содержание соответствует поставленным цели и задачам, изложение материала отличается логичностью и смысловой завершенностью, обучающийся показал владение материалом, умение четко, аргументировано и корректно отвечать на поставленные вопросы, отстаивать собственную точку зрения	8-10
Содержание недостаточно полно соответствует поставленным цели и задаче исследования, работа выполнена на недостаточно широкой базе источников и не учитывает новейшие достижения в области химической экологии, изложение материала носит преимущественно описательный характер, обучающийся показал достаточно уверенное владение материалом, однако недостаточное умение четко, аргументировано и корректно отвечать на поставленные вопросы и отстаивать собственную точку зрения	5-7
Содержание не отражает особенности проблематики избранной темы; содержание работы не полностью соответствует поставленным задачам, база источников является фрагментарной и не позволяет качественно решить все поставленные в работе задачи, работа не учитывает новейшие достижения историографии темы, обучающийся показал неуверенное владение материалом, неумение отстаивать собственную позицию и отвечать на вопросы	2-4
Работа не имеет логичной структуры, содержание работы в основном не соответствует теме, база источников исследования является недостаточной для решения поставленных задач, обучающийся показал неуверенное владение материалом, неумение формулировать собственную позицию	0-1

Шкала оценивания теста

Показатель	Балл
80-100% правильных ответов	8-10
60-79% правильных ответов	6-7
30-59% правильных ответов	3-5
0-29 % правильных ответов	0-2

3. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

Тематика лабораторных работ

1. Проявления периодичности изменения свойств элементов симбатное изменению электронного строения, диагональное сходство. Металлы и неметаллы, потенциалы ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность элементов, атомные и ионные радиусы. Границы периодической системы. Элементарные частицы, электрон - позитрон, нуклоны.
2. Кислоты. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
3. Гидроксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
4. Соли. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
5. Оксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
6. Растворимость твердых веществ в воде. Насыщенные, концентрированные, разбавленные, пересыщенные растворы. Способы выражения концентраций в растворах. Влияние температуры на растворимость твердых веществ
7. Определение кислотности и основности растворов. Роль и принципы действия индикаторов. Роль кислотности и основности в биологических средах, органах живых организмов, почвах. Буферные растворы. Кислотно-основной гомеостаз в организме
8. Важнейшие неорганические и органические комплексы и комплексоны: вода, амины, карбонил, цианиды, хелаты различных типов, циклические комплексоны (порфирины, хлорины, краун-эфиры).
9. Роль металлов в живых организмах: Li, Na, K, Ca, Mg, (компоненты металлоферментов - микроэлементы Fe, Mn, Cu, Mo, Zn, Co, Mn, Al
10. Роль неметаллов в живых организмах: органогены (C, H, O, N, P, S, Cl, Si). Свойства микроэлементов F, Br, I, Se, B.
11. Макро- и микроэлементы в природной среде и в организме, биологическое концентрирование.

Вопросы для устных опросов

1. Стехиометрические законы химии. Взаимосвязь массы и энергии. Уравнение Эйнштейна.
2. Квантовомеханические представления о строении атома. Уравнение Шредингера. Границы периодической системы. Метод молекулярных орбиталей, линейные комбинации молекулярных орбиталей. Электронные конфигурации молекул и ионов.
3. Классификация и номенклатура основных классов неорганических соединений, их основ-

ные свойства и методы получения.

4. Закон Гесса, термохимические уравнения.
5. Понятие об эффективном соударении. Энергия активации, дисперсионное распределение частиц по энергии, уравнение Аррениуса.
6. Скорость химических реакций, константы скорости.
7. Каталитические процессы, катализ в биологии.
8. Агрегатное состояние вещества, дисперсность, гомогенность, поверхностное натяжение.
9. Виды дисперсий, диспергирование, агрегация, энергия дисперсионного состояния.
10. Сорбция. Виды сорбции: адсорбция, абсорбция, хемосорбция. Адсорбция и ее роль в природе и технологиях, типичные адсорбенты их строение и применение. Механизмы адсорбции.
11. Вода и ее молекулярное строение. Аномальные свойства воды.
12. Свойства растворов. Депрессия температур плавления растворов, повышение температур кипения растворов.
13. Влияние температуры на растворимость твердых веществ.
14. Электролиз расплавов и растворов электролитов. Анодные и катодные процессы.
15. Макро- и микроэлементы в среде и в организме, биологическое концентрирование. Жизненно необходимые (незаменимые) элементы и примесные элементы.
16. Характеристика щелочных и щелочноземельных металлов Ia и IIa подгрупп.
17. Свойства неметаллов. Роль неметаллов в живых организмах: органогены (C, H, O, N, P, S, Cl, Si). Свойства микроэлементов F, Br, I, Se, B.
18. Характеристика элементов V B группы. Физические и химические свойства, получение. Свойства оксидов и гидроксидов ванадия в различных степенях окисления.
19. Общая характеристика элементов VI B группы. Изменение свойств простых веществ на основе строения атомов. Изменение стабильности высшей степени окисления. Примеры.
20. Хром. Особенности строения атома, возможные степени окисления. Природные соединения, получение. Физические и химические свойства простого вещества. Оксиды и гидроксиды хрома (II, III, VI). Получение, физические и химические свойства.
21. Общая характеристика элементов VII B группы. Особенности электронного строения и изменения характеристик изолированных атомов. Возможные степени окисления.
22. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ d-элементов VII группы. Природные соединения, способы получения металлов.
23. Химические свойства оксидов и гидроксидов марганца, технеция и рения. Как изменяется

устойчивость и сила высших гидроксидов от марганца к рению?

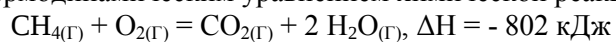
24. Основные положения теории координационных соединений А. Вернера.

25. Классификация комплексов. Диссоциация комплексов и их устойчивость. Теория Вернера.

Варианты теста

Тестовые задания содержат вопросы с вариантами ответов, из которых правильными могут быть несколько из них или всего один.

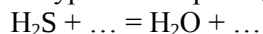
№ 1. В соответствии с термодинамическим уравнением химической реакции



для получения 500 кДж теплоты необходимо сжечь _____ литра (ов) метана (н.у.)

1. 28
2. 14
3. 56
4. 42

№ 2. Формулы веществ, пропущенные в уравнении реакции,



имеют вид:

1. Na
2. Na₂S
3. NaOH
4. S

№ 3. В лабораторных условиях хлороводород можно получить в результате реакции:

1. $\text{NaHCO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$
2. $\text{NaCl}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
4. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

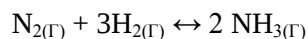
№ 4. Для нейтрализации 150 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,2 моль/л требуется раствор, содержащий _____ грамма (ов) уксусной кислоты

1. 5,0
2. 6,0
3. 1,8
4. 3,6

№ 5. Скорость химической реакции увеличится в 9 раз при повышении температуры на 20 °С. Температурный коэффициент скорости этой реакции равен:

1. 2
2. 4
3. 4,5
4. 3

№ 6. При увеличении концентрации водорода в 2 раза в системе



при условии её элементарности, скорость прямой реакции возрастёт в _____ раз

1. 4
2. 2
3. 6
4. 8

№ 7. При взаимодействии ионов Cu^{2+} с избытком раствора аммиака наблюдается образование:

1. ярко – синего раствора
2. кроваво – красного раствора
3. белого осадка
4. красного осадка

№ 8. Объём раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,5 моль/л, необходимый для нейтрализации 50 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,2 моль/л, равен _____ миллилитрам

1. 10
2. 20
3. 30
4. 40

№ 9. Масса растворённого в 500 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией 0,1 моль/л равна _____ граммам

1. 49
2. 9,8
3. 4,9
4. 24,5

№ 10. Оксиды образуются при:

1. горении природного газа
2. растворении негашеной извести
3. растворении хлора в воде
4. горении железа в хлоре

№ 11. При разбавлении раствора электролита диссоциация молекул

1. уменьшается
2. не изменяется
3. увеличивается
4. изменяется неодинаково

№ 12. Изотопы одного элемента отличаются количеством

1. позитронов
2. протонов
3. нейтронов

4. электронов

№ 13. Для получения углекислого газа в лаборатории используется реакция

1. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
2. $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
3. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
4. $\text{CaCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$

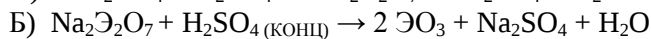
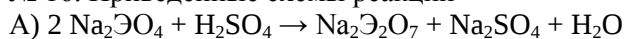
№ 14. Кислотный характер проявляют оксиды, образованные атомами металлов

1. с любой степенью окисления
2. со степенью окисления ниже + 4
3. со степенью окисления выше + 4
4. главных подгрупп

№ 15. Взаимодействие азотной кислоты с металлами обычно происходит без образования...

1. соли
2. воды
3. водорода
4. оксида азота

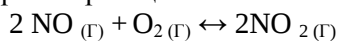
№ 16. Приведённые схемы реакций



характерны для соединений следующего химического элемента

1. Cr
2. Fe
3. Zn
4. Cu

№ 16. Для увеличения скорости прямой реакции



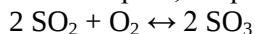
в 1000 раз, необходимо увеличить давление в системе в _____ раз (а)

1. 10
2. 100
3. 500
4. 330

№ 17. Газообразный хлор получают при взаимодействии

1. $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow$
2. $\text{HClO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow$
3. $\text{HCl} + \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow$
4. $\text{HClO}_3 + \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow$

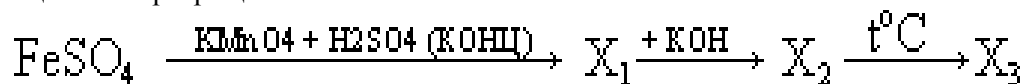
№ 18. При увеличении давления в системе в 2 раза, скорость прямой реакции



увеличится в _____ раз (а)

1. 6
2. 2
3. 8
4. 3

№ 19. В цепочке превращений



конечным веществом X_3 является:

1. Fe
2. FeO
3. Fe_2O_3
4. $\text{Fe}(\text{OH})_2$

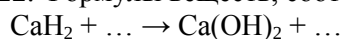
№ 20. Молярная масса неэлектролита, раствор 9,2 грамм которого в 400 мл воды замерзает при температуре $-0,93^\circ\text{C}$, равна _____ г/моль
($K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86^\circ\text{C} \cdot \text{кг/моль}$)

1. 120
2. 92
3. 60
4. 46

№ 21. Уравнению реакции, которая в водном растворе протекает практически до конца, соответствует:

1. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{HCl}$
2. $\text{KOH} + \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{NaOH}$
3. $\text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
4. $\text{CaCl}_2 + 2 \text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} + 2 \text{NaCl}$

№ 22. Формулы веществ, соответствующие схеме химической реакции



имеют вид:

1. H_2O , H_2
2. HCl , CaCl_2
3. Ca , H_2
4. $\text{Al}(\text{OH})_3$, AlH_3

Вопросы к зачёту с оценкой:

1. Основные законы и понятия химии. Закон сохранения массы, закон сохранения энергии, уравнение Эйнштейна. Закон постоянства состава, закон кратных соотношений, закон объемных соотношений, закон Авогадро. Атомные и молекулярные массы, постоянная Авогадро, молярная масса и мольный объем вещества, газовые законы химии. Понятие об эквиваленте, закон эквивалентов.
2. Строение атома. Исторические аспекты и современное состояние вопроса. Модели построения атома. Современная модель строения атома. Строение ядра, дефект массы.

3. Квантовомеханические представления о строении атома. Принцип неопределенности Гейзенберга, квантово-волновой дуализм электрона. Уравнение Шредингера, орбиталь - Ψ волновая функция и Ψ^2 - мера вероятности нахождения электрона.
4. Квантовые числа, их физический смысл, как параметров описывающих состояние электрона в атоме. Правила распределения электронов в многоэлектронных атомах. Принцип минимума энергии, запрет Паули, правило Хунда, правила Клечковского. Построение электронных конфигураций атомов и ионов. s, p, d, f – элементы.
5. Периодический закон Менделеева, старая и современная формулировка. Связь заполнения периодической системы со строением атома. s,p,d,f-Элементы. Краткая характеристика свойств элементов в группах и периодах таблицы Менделеева.
6. Строение атомного ядра, дефект массы, элементарные частицы. Радиоактивные элементы, причины радиоактивности. Естественные границы периодической системы.
7. Общие представления об уровнях организации вещества. Виды химических связей (ионная связь, металлическая связь, ковалентная связь). Понятие о молекуле и ее основных характерных признаках.
8. Теория строения Бутлерова. Представления об изомерии химических соединений. Структурная изомерия и стереоизомерия молекул. Химическая связь - общие представления. Виды химической связи. Полярность и поляризуемость связей и молекул, энергия связи. Валентность, степень окисления, электроотрицательность, эффективный заряд атома в молекуле.
9. Ковалентная связь. Основные положения метода валентных схем. Механизмы образования ковалентной связи. Направленность связей в пространстве, их гибридизация. Геометрия основных молекулярных систем.
10. Квантово-химические представления о ковалентной связи. Метод линейных комбинаций атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Строение O_2 и N_2 , причины парамагнитных свойств кислорода. Делокализация электронной плотности (бутадиен, карбонат-ион).
11. Металлическая связь, теория Друде и Лоренца. Ионная связь, понятие об эффективном заряде, степени ионности соединений.
12. Оксиды, классификация и номенклатура оксидов. Основные способы получения оксидов. Свойства оксидов.
13. Гидроксиды (основания), классификация и номенклатура гидроксидов. Основные способы получения гидроксидов. Свойства гидроксидов.
14. Кислоты, классификация и номенклатура кислот. Основные способы получения кислот. Свойства кислот.
15. Соли, классификация и номенклатура солей. Основные способы получения солей. Свойства солей.
16. Окислительно-восстановительные реакции. Виды окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Методы электронного баланса и метод полуреакций.
17. Растворы, методы выражения концентраций. Вода и ее свойства. Энергетика растворения веществ в воде. Гидратная теория Менделеева.
18. Влияние различных факторов на растворимость твердых веществ, газов. Виды растворов Закон распределения. Закон Генри. Давление пара раствора, температура кипения рас-

твора. Температура плавления раствора. Диффузия, осмос. Осмотическое давление, уравнение Вант-Гоффа. Значение осмоса в биологии и медицине.

19. Растворы электролитов, изотонический коэффициент. Электролитическая теория Аррениуса. Значение гидратной теории Менделеева, вклад Каблукова в современную теорию сольволиза. Изотонический раствор.

20. Теория кислот и оснований. Диссоциация, протолиз, протолиты. Степень диссоциации, сила электролита. Константы кислотности, основности, закон разбавления Оствальда.

21. Ионно-молекулярные уравнения, реакции нейтрализации. Произведение растворимости солей.

22. Диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Роль индикаторов. pH в окружающей среде и в организме человека.

23. Смещение ионного равновесия, условия осуществления равновесных процессов. Гидролиз.

24. Открытые, закрытые, изолированные системы. Основные положения химической термодинамики. Параметры термодинамической системы - давление, объем, температура, концентрация. Виды состояния системы. Энергия системы.

25. Первое начало термодинамики - закон сохранения энергии. Энтальпия и энтропии, как функции состояния системы. Закон Гесса, второе начало термодинамики. Полная энергия системы (энергия Гиббса). Условия самопроизвольного осуществления процессов.

26. Основные положения химической кинетики. Условия осуществления химических процессов. Скорость химической реакции, линейные и нелинейные процессы. Закон действующих масс, константа скорости химических процессов. Скорости параллельных, последовательных реакций. Цепные процессы.

27. Зависимость скорости химических процессов от температуры. Эмпирическое правило Вант-Гоффа. Теория эффективных соударений, распределение Максвелла-Больцмана. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Молекулярность и порядок реакций. Катализ, катализаторы, ингибиторы. Механизм катализа.

28. Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие, константа равновесия. Смещение равновесия при изменении концентрации; при изменении объема и давления; при изменении температуры. Принцип Ле Шателье.

29. Электрохимические устройства. Химические источники тока. Гальванические элементы, электродвижущая сила. Принципиальное устройство водородных топливных элементов. Работа аккумуляторов.

30. Электродные процессы, водородный электрод. Электролиз. Катодный и анодный процессы. Законы Фарадея.

31. Агрегатные состояния. Характеристики твердого, жидкого и газообразного состояния вещества. Плазма, плазмохимические процессы.

32. Дисперсные системы. Виды дисперсных систем. Свободнодисперсные и связнодисперсные системы, капиллярнодисперсные системы. Термодинамика дисперсных систем, причины их относительной устойчивости. Поверхностное напряжение. Дисперсное состояние организма.

33. Коллоиды, виды коллоидов. Наночастицы и их практическое применение в химии, технике и медицине.

34. Сорбция. Процессы сорбции и их практическое применение в технике и медицине.

Темы докладов

1. Соединения бора с галогенами, азотом. Оксид бора. Борные кислоты, их свойства. Применение бора и его соединений.
2. Алюминий. Природные соединения, получение, применение. Физические и химические свойства простого вещества. Оксида и гидроксида.
3. Жидкокристаллическое состояние вещества, анизотропия свойств жидких кристаллов.
4. Смещение ионного равновесия, условия осуществления равновесных процессов. Гиролиз.
5. Оксиды углерода (II) и (IV). Строение молекул, свойства, получение, применение. Угольная кислота и ее соли. Карбонилы металлов, их строение и применение.
6. Азот: нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Проблема связанного азота.
7. Азотная кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Получение, свойства и применение. Нитраты, их термическая устойчивость, физиологическое действие.
8. Основные химические законы и понятия химии.
9. Основные этапы развития химии
10. Исторические аспекты развития представлений о строении вещества.
11. Модель Дж. Томсона.
12. Экспериментальные доказательства сложного строения атома.
13. Фотоэффект, катодные лучи, явление радиоактивности.
14. Опыты Э. Резерфорда, планетарная модель атома.
15. Корпускулярно-волновой дуализм.
16. Уравнение Планка.
17. Постулаты Н. Бора, орбиты Бора.
18. Понятия квантовой механики.
19. Уравнение Шредингера.
20. Принцип Гейзенберга.
21. Волновая функция и ее свойства, квадрат волновой функции.
22. Характеристики атомных орбиталей, квантовые числа, формы s-, p-, d- атомных орбиталей.
23. Состояние электрона в атоме, электронные конфигурации атомов.
24. Принцип минимума энергии, правила Клечковского, правило Хунда, принцип Паули.

Темы рефератов

1. Фосфор. Нахождение в природе, получение. Аллотропия, физические и химические свой-

- ства. Фосфин: строение молекулы, получение, свойства. Фосфиды: получение, гидролиз.
2. Сравнительная характеристика водородных соединений серы, селена и теллура. Строение молекул, химическая связь в них, прочность и восстановительные свойства. Физические и химические свойства. Получение, применение.
 3. Оксиды серы. Их получение, строение молекул, физические и химические свойства.
 4. Сернистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительная двойственность сульфит- иона.
 5. Серная кислота и ее соли. Получение, физические и химические свойства. Олеум и полисерные кислоты.
 6. Экологическое воздействие соединений серы.
 7. Особенности химии фтора. Его физические и химические свойства, получение. Физиологическое действие фторидов. Плавиковая кислота и ее соли.
 8. Кислородсодержащие кислоты хлора. Изменение их силы, прочности и окислительной способности с увеличением степени окисления хлора. Типы распада хлорноватистой кислоты.
 9. Водородные соединения галогенов. Изменение устойчивости, силы и восстановительной способности. Физические и химические свойства, способы получения чистых галогеноводородов. Хлороводород и соляная кислота.
 10. Марганец. Строение атома, возможные степени окисления. Природные соединения, способы получения. Физические и химические свойства простого вещества. Кисотно-основные свойства оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления марганца. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца различных степеней окисления в зависимости от pH среды.
 11. Классификация химических связей.
 12. Ковалентная, ионная, металлическая химические связи; межмолекулярные взаимодействия.
 13. Основные характеристики химической связи и параметры молекулы.
 14. Ковалентная связь, квантово-химическое рассмотрение.
 15. Метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей.
 16. Делокализация связей.
 17. Строение кислорода и азота, различия их поведения в природе и в живых системах.
 18. Строение ковалентных молекул.
 19. Гибридизация, основные формы молекул.
 20. Теория строения Бутлерова, основные виды изомерии - структурная и стереоизомерия. π, σ-Диастереомерия, оптическая изомерия.
 21. Симметрия молекул и орбиталей.
 22. Ионная связь и ее свойства, степень ионности связи.
 23. Металлическая связь, ее природа и особенности. Зонная теория проводимости кристаллов.
 24. Дальние связи - межмолекулярные взаимодействия. Ориентационные, индукционные, дисперсионные взаимодействия. Донорно-акцепторные взаимодействия (водородные связи).

Темы презентаций

1. Характеристика элементов триады железа. Особенности положения в периодической системе согласно строению их атомов. Природные соединения, получение. Физические и химические свойства. Оксиды, гидроксиды, соли железа. Качественные реакции на ионы Fe^{3+} и Fe^{2+} . Коррозия железа.
2. Кобальт и никель. Строение атомов, возможные степени окисления. Природные соединения, получения, физические и химические свойства. Получение и свойства гидроксидов. Комплексные соединения.
3. Характеристика оксидов и гидроксидов элементов подгруппы меди в различных степенях окисления. Комплексные соединения меди, серебра и золота, их строение, свойства и применение.
4. Неметаллы и металлы.
5. Неорганические и органические соединения.
6. Элементоорганические соединения.
7. Комплексные соединения.
8. Свойства соединений в зависимости от природы химических связей.
9. Кислотные, основные и амфотерные соединения.
10. Оксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.
11. Гидроксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.
12. Кислоты. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.
13. Соли. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.
14. Классификация химических реакций, закономерности их осуществления.
15. Термодинамическое равновесие, параметры термодинамики определяющие состояние системы.
16. Энтальпия, первый закон термодинамики.
17. Экзотермические и эндотермические процессы.
18. Закон Гесса, стандартные энтальпии образования вещества.
19. Энтропия, второй закон термодинамики.
20. Свободная энергия (энергия Гиббса).
21. Энергетика химических процессов.
22. Условия самопроизвольного осуществления химических процессов.

4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.

Программа освоения дисциплины предусматривает устные опросы, подготовку докладов и презентаций, рефератов, выполнение лабораторных работ и тесты.

Максимальное количество баллов, которое может набрать студент в течение семестра за различные виды работ – 70 баллов.

Промежуточная аттестация проводится в форме зачета с оценкой. Зачет с оценкой проводится по вопросам.

Максимальная сумма баллов, которые студент может получить на зачете с оценкой – 30 баллов.

Шкала оценивания ответа на зачете с оценкой

Показатель	Балл
Студент обнаруживает высокий уровень овладения теорией вопроса, знание терминологии, умение давать определения понятиям, Знание персоналий, сопряженных с теоретическим вопросом, Умение проиллюстрировать явление практическими примерами, дает полные ответы на вопросы с приведением примеров и/или пояснений.	30-25
Студент недостаточно полно освещает теоретический вопрос, определения даются без собственных объяснений и дополнений, ответы на вопросы полные с приведением примеров	24-18
Студент обнаруживает недостаточно глубокое понимание теоретического вопроса. Определения даются с некоторыми неточностями, дает ответы только на элементарные вопросы, число примеров ограничено	17-10
Студент обнаруживает незнание основных понятий и определений, не умеет делать выводы, показывает крайне слабое знание программного материала.	0-9

Итоговая шкала выставления оценки по дисциплине

Итоговая оценка по дисциплине выставляется по приведенной ниже шкале. При выставлении итоговой оценки преподавателем учитывается работа обучающегося в течение всего срока освоения дисциплины, а также баллы на промежуточной аттестации.

Баллы, полученные обучающимися в течение освоения дисциплины	Оценка по дисциплине
81 – 100	отлично
61 – 80	хорошо
41 – 60	удовлетворительно
0 – 40	неудовлетворительно