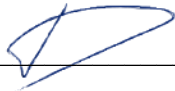


Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Наумова Наталия Александровна
Должность: Ректор
Дата подписания: 24.10.2024 14:21:41
Уникальный программный ключ:
6b5279da4e034bffa79172803da5b7b559fcb9e2

МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ПРОСВЕЩЕНИЯ»
(ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ПРОСВЕЩЕНИЯ)

Кафедра теоретической и прикладной химии

УТВЕРЖДЕН
на заседании кафедры
Протокол от «31» мая 2023г., №11

Зав. кафедрой  [Васильев Н.В.]

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

по дисциплине Химия

Направление подготовки 06.03.01 Биология

Профиль Биомедицинские технологии

Мытищи
2023

Оглавление

1. Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы	3
2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания	3
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	6
4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.....	21

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

Код и наименование компетенции	Этапы формирования
ОПК-2 - «способностью использовать экологическую грамотность и базовые знания в области физики, химии, наук о Земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения»	1. Работа на учебных занятиях (лекции, лабораторные занятия) Разделы I – VIII 2. Самостоятельная работа (домашние задания, написания рефератов) Разделы I – VIII

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 (лекции, лабораторные занятия) 2. Выполнение домашних заданий и т.д.	Знать: базовые термины и понятия в области химии; основные законы химии; Уметь: применять химические знания в учебной и профессиональной деятельности; Владеть: основными методами безопасной работы с веществом	Текущий контроль усвоения знаний на основе оценки устного ответа в процессе опроса или тестирования, на основе оценки доклада, презентации, на основе защиты выполненных лабораторных работ	41-70
	Продвинутый	1. Работа на учебных занятиях (лекции, лабораторные занятия)	Знать: базовые и современные представления в области химии;	Текущий контроль усвоения знаний на основе оценки устного ответа в	71-100

		ые занятия) 2. Самостоятельная работа	основные законы химии; основные современные направления развития химии Уметь: применять химические знания в учебной и профессиональной деятельности; проводить экспериментальные разработки с применением химических методов; Владеть: современными методами химических исследований; методами безопасной работы с веществом; средствами самостоятельного достижения научного результата.	процессе опроса или тестирования, на основе оценки доклада, презентации, реферата на основе защиты выполненных лабораторных работ	
--	--	--	---	---	--

Шкалы оценивания
Шкала оценивания опроса

Показатель	Балл
Ответ полный и содержательный, соответствует теме; студент умеет аргументировано отстаивать свою точку зрения, демонстрирует знание терминологии дисциплины	2
Ответ в целом соответствует теме (не отражены некоторые аспекты); студент умеет отстаивать свою точку (хотя аргументация не всегда на должном уровне); демонстрирует удовлетворительное знание терминологии дисциплины	1
Ответ неполный как по объему, так и по содержанию (хотя и соответствует теме); аргументация не на соответствующем уровне, некоторые проблемы с	0

употреблением терминологии дисциплины	
---------------------------------------	--

Максимальное количество баллов – 10 (по 2 балла за каждый опрос).

Шкала оценивания выполнения лабораторной работы

Критерии оценивания	Балл
Работа выполнена полностью по плану и сделаны правильные выводы;	2
Работа выполнена правильно не менее чем на половину или допущена существенная ошибка	1
Работа не выполнена	0

Максимальное количество баллов – 10 (по 2 балла за работу).

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 материала, не в состоянии ответить на вопросы по теме доклада.	1

Максимальное количество баллов – 6 (по 3 балла за доклад).

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

Максимальное количество баллов – 4 (4 балла за презентацию).

Для оценки рефератов используются следующие критерии:

10-8 баллов – содержание соответствует поставленным цели и задачам, изложение материала отличается логичностью и смысловой завершенностью, студент показал владение материалом, умение четко, аргументировано и корректно отвечать на поставленные вопросы, отстаивать собственную точку зрения.

7-5 баллов – содержание недостаточно полно соответствует поставленным цели и задачам исследования, работа выполнена на недостаточно широкой источниковой базе и не учитывает новейшие достижения, изложение материала носит преимущественно описательный характер, студент показал достаточно уверенное владение материалом, однако недостаточное умение четко, аргументировано и корректно отвечать на поставленные вопросы и отстаивать собственную точку зрения.

4-2 балла – содержание не отражает особенности проблематики избранной темы, - содержание работы не полностью соответствует поставленным задачам, источниковая база является фрагментарной и не позволяет качественно решить все поставленные в работе задачи, работа не учитывает новейшие достижения историографии темы, студент показал неуверенное владение материалом, неумение отстаивать собственную позицию и отвечать на вопросы.

2-0 балла – работа не имеет логичной структуры, содержание работы в основном не соответствует теме, источниковая база исследования является недостаточной для решения поставленных задач, студент показал неуверенное владение материалом, неумение формулировать собственную позицию.

Максимальное количество баллов – 10.

Для оценки тестовых работ используются следующие критерии:

0-20 % правильных ответов оценивается как «неудовлетворительно» (2-балла);

30-50% - «удовлетворительно» (3-5 баллов);

60-80% - «хорошо» (6-8 баллов);

80-100% – «отлично» (8-10 баллов).

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. Экспериментальные доказательства сложного строения атома. Фотоэффект, катодные лучи, явление радиоактивности. Опыты Э. Резерфорда, планетарная модель атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Уравнение Планка.
2. 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.
3. Метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей. Делокализация связей. Строение кислорода и азота, различия их поведения в природе и в живых системах.
4. Кислоты. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
5. Гидроксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
6. Соли. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
7. Оксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
8. Экзотермические и эндотермические процессы. Закон Гесса, стандартные энтальпии образования вещества
9. Влияние температуры на скорости реакций. Температурный коэффициент реакций. Понятие об эффективном соударении. Энергия активации, дисперсионное распределение частиц по энергии, уравнение Аррениуса. Реакционная способность веществ
10. Растворимость твердых веществ в воде. Насыщенные, концентрированные, разбавленные, пересыщенные растворы. Способы выражения концентраций в

- растворах. Влияние температуры на растворимость твердых веществ
11. 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
 12. Окислительно-восстановительные реакции. Значение окислительно-восстановительных процессов в биогеоценозе.
 13. Электрохимические устройства: гальванические элементы, аккумуляторы, (водородная энергетика).
 14. Важнейшие неорганические и органические комплексы и комплексоны: вода, амины, карбонил, цианиды, хелаты различных типов, циклические комплексоны (порфирины, хлорины, краун-эфиры).
 15. Роль металлов в живых организмах: Li, Na, K, Ca, Mg, (компоненты металлоферментов - микроэлементы Fe, Mn, Cu, Mo, Zn, Co, Mn, Al)
 16. Роль неметаллов в живых организмах: органогены (C, H, O, N, P, S, Cl, Si). Свойства микроэлементов F, Br, I, Se, B.
 17. Макро- и микроэлементы в природной среде и в организме, биологическое концентрирование.

Вопросы для текущего контроля и самоконтроля знаний студентов

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 основные свойства и методы получения.
4. Закон Гесса, термодинамические 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 VIIIB 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.

Задачи для самоконтроля.

В 10 л раствора содержится 10 г бромида железа (III). Вычислите, сколько всего атомов брома и железа содержится в 1 л этого раствора.

Весь оксид углерода (IV), полученный при сжигании 3,2 л метана, пропущен через раствор, содержащий 16,8 г гидроксида калия. Какого состава образуется соль и какова ее масса?

Какую массу железного колчедана, содержащего 80% FeS_2 , необходимо сжечь, чтобы получить 30 л оксида серы (IV)?

Выведите молекулярную формулу вещества, если при сгорании 1,12 л его образовалось 2,24 л CO_2 (н.у.) и 0,9 г воды. Относительная плотность вещества по водороду равна 13.

Масса молекулы хлорофилла равна $1,485 \cdot 10^{-18}$ мг. Вычислите молекулярную массу хлорофилла.

Определите формулу вещества, содержащего 24,24% углерода, 4,05% водорода и 71,71% хлора.

Составьте электронные формулы атомов элементов № 21 и 31, № 16 и 34. Какими электронными аналогами являются эти атомы по отношению друг к другу?

Составьте электронные формулы атомов элементов № 32, 42, 59. Какими правилами вы пользовались при этом?

Что называется гибридизацией атомных орбиталей? Каковы типы гибридизации атома углерода в молекулах C_2H_4 , CF_4 , CO_2 и H_2O ? Объясните образование связей в этих частицах

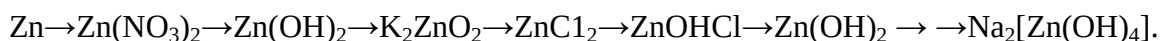
Каков выход нитрата аммония, если для получения 18,7 кг его затрачен раствор, содержащий 15,2 кг азотной кислоты?

Плотность газа по воздуху равна 1,52. Какой объем займут 5,5 г этого газа при нормальных условиях?

Анализ газа показал, что он содержит 5,9% водорода и 94,1% серы. Масса 1 л этого газа при н.у. равна 1,52 г. Определите формулу этого газа.

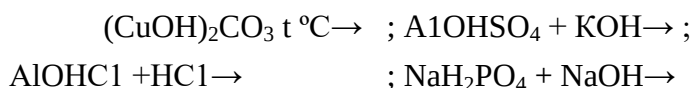
Вычислите молярные массы следующих веществ: CrPO_4 , $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Осуществите превращения:



Укажите тип химической связи и объясните геометрию молекул CH_4 , NH_3 , H_2O . Почему в ряду этих веществ существенно увеличиваются температуры кипения? (от -164° до 100°C).

Закончите уравнения реакций, назовите соли и графически изобразите их формулы:



В водном растворе хлорноватистой кислоты ($K_{\text{дисс}} = 5 \cdot 10^{-8}$) с $C = 0,001$ моль/л концентрация протонов (моль/л) равна:

- а) $7,07 \cdot 10^{-8}$,
- б) $5 \cdot 10^{-5}$,
- в) 0,001,
- г) $7,07 \cdot 10^{-5}$

Продуктами гидролиза соли хлорида алюминия по первой ступени являются:

- а) $\text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$,
- б) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$,
- в) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{HCl}$,
- г) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl}$.

Атом хлора является окислителем в реакции:

- а) $2\text{HCl} + \text{Ca} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$;
- б) $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- в) $5\text{KClO}_3 + 6\text{P} = 3\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{KCl}$;
- г) $2\text{HCl} + \text{CaH}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2$.

На катоде не восстанавливается металл при электролизе растворов обоих веществ пары:

- а) CaBr_2 и CuBr_2 ;
- б) AlCl_3 и AgNO_3 ;
- в) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и KNO_3 ;
- г) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и FeCl_2 .

Найдите соответствие между катионом и цветом, в который он окрашивает пламя горелки:

- 1) Ca^{2+} а) фиолетовый
- 2) Sr^{2+} б) малиновый
- 3) Na^+ в) кирпично-красный
- 4) K^+ г) желтый

Установите соответствие между исходными веществами и признаками реакций между ними:

- | | |
|--------------------------------------|---|
| 1) $\text{C} + \text{HNO}_3$ конц = | а) бурый газ и белый осадок, |
| 2) $\text{Si} + \text{HNO}_3$ конц = | б) бурый газ и бесцветный раствор, |
| 3) $\text{Sn} + \text{HNO}_3$ конц = | в) видимых изменений нет, |
| 4) $\text{Pb} + \text{HNO}_3$ конц = | г) бурый и бесцветный газы, бесцветный раствор. |

Объем кислорода, полученного из 1 моль перманганата калия и 1 моль хлората калия:

- а) одинаковый,
- б) из KMnO_4 в 2 раза больше,
- в) из KMnO_4 в 1,5 раза больше,
- г) из KMnO_4 в 1,5 раза меньше.

Для ряда $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ можно сказать, что:

- 1) сила кислот уменьшается, а окислительная способность растет;
 - 2) сила кислот растет, а окислительная способность уменьшается.
- а) верно только 1,
 - б) верно только 2,
 - в) оба верны,
 - г) оба неверны.

Катион гексааквахрома (II) можно получить по реакции: а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

- + $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- г) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{Zn} + \text{HCl} =$

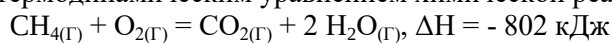
Для элементов IV группы справедливо:

- а) радиус атомов сверху вниз увеличивается незначительно, а энергия ионизации возрастает;
- б) для всех атомов наиболее устойчива степень окисления +1;
- в) сверху вниз в подгруппе возрастает химическая активность металлов;
- г) сверху вниз в подгруппе возрастает инертность металлов.

Вопросы к тестированию

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

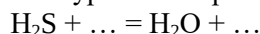
№ 1. В соответствии с термодинамическим уравнением химической реакции



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

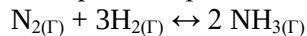
- 1. 5,0
- 2. 6,0
- 3. 1,8
- 4. 3,6

№ 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. $\text{CaCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$

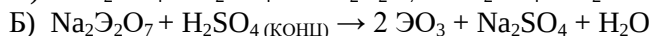
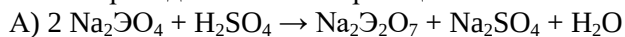
№ 14. Кислотный характер проявляют оксиды, образованные атомами металлов

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

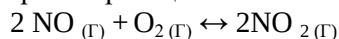
№ 16. Приведённые схемы реакций



характерны для соединений следующего химического элемента

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

№ 16. Для увеличения скорости прямой реакции

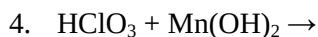


в 1000 раз, необходимо увеличить давление в системе в _____ раз (а)

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. $\text{HCl} + \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow$

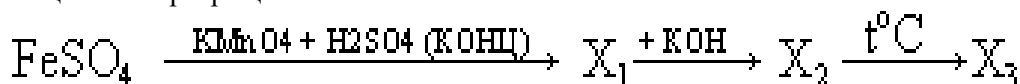


№ 18. При увеличении давления в системе в 2 раза, скорость прямой реакции
 $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{SO}_3$

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. $\text{Fe}(\text{OH})_2$

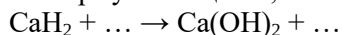
№ 20. Молярная масса неэлектролита, раствор 9,2 грамм которого в 400 мл воды замерзает при температуре $-0,93^\circ\text{C}$, равна _____ г/моль
 ($K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$ град * кг/ моль)

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:

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 раствора. 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. Производство 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.

Вопросы к экзамену:

1. Атомно-молекулярное учение, 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 Томсона, Резерфорда, эксперименты Резерфорда. Квантовая теория света Планка, строение электронной оболочки по Бору, постулаты Бора, квантово-волновой дуализм электрона. Современная модель строения атома. Строение ядра, дефект массы.
3. Квантовомеханические представления о строении атома. Принцип неопределенности Гейзенберга, квантово-волновой дуализм электрона.
4. Уравнение Шредингера, орбиталь - Ψ волновая функция и Ψ^2 - мера вероятности нахождения электрона. Квантовые числа, их физический смысл как параметров описывающих состояние электрона в атоме. Формы орбиталей s, p, d - типов.
5. Квантовые числа, их физический смысл, как параметров описывающих состояние электрона в атоме. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Принцип минимума энергии, запрет Паули, правило Хунда, правила Клечковского. Построение электронных конфигураций атомов и ионов. s, p, d, f – элементы. Современная формулировка Периодического закона Менделеева.
6. 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.
7. Периодический закон Менделеева, первоначальная и современная формулировка. Определение структурных элементов периодической системы (порядкового номера, периода, группы, подгруппы) в соответствии со строением атома. Изменение характеристик атомов элементов (радиуса, потенциала ионизации, сродства к электрону, электроотрицательность) в периодах и группах.
8. Строение атомного ядра, дефект массы, элементарные частицы. Радиоактивные элементы, причины радиоактивности. Естественные границы периодической системы.
9. Общие представления об уровнях организации вещества. Виды химических связей (ионная связь, металлическая связь, ковалентная связь). Понятие о молекуле и ее основных характерных признаках.

10. 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.
11. Ковалентная связь. Основные положения метода валентных схем. Механизмы образования ковалентной связи (обменный, донорный, дативный).
12. Направленность связей в пространстве, их гибридизация. Геометрия основных молекулярных систем.
13. Ковалентная связь. Квантово-химические представления. 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).
14. Ионная связь, понятие об эффективном заряде, степени ионности соединений. Металлическая связь, теория Друде и Лоренца.
15. Основные классы неорганических соединений. Оксиды, классификация и номенклатура оксидов. Основные способы получения оксидов. Свойства оксидов.
16. Основные классы неорганических соединений. Гидроксиды (основания), классификация и номенклатура гидроксидов. Основные способы получения гидроксидов. Свойства гидроксидов.
17. Основные классы неорганических соединений. Кислоты, классификация и номенклатура кислот. Основные способы получения кислот. Свойства кислот.
18. Основные классы неорганических соединений. Соли, классификация и номенклатура солей. Основные способы получения солей. Свойства солей.
19. Окислительно-восстановительные реакции. Виды окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Методы электронного баланса и метод полуреакций примеры.
20. Вода и ее свойства. Растворы, методы выражения концентраций. Энергетика растворения веществ в воде. Гидратная теория Менделеева.
21. Растворимость, виды растворов. Влияние температуры на растворимость твердых веществ, газов. Закон распределения. Закон Генри. Давление пара раствора, температура кипения раствора. Температура плавления раствора. Диффузия, осмос. Осмотическое давление, уравнение Вант-Гоффа. Значение осмоса в биологии, применение в технике.
22. Растворы электролитов, изотонический коэффициент. Электролитическая теория Аррениуса. Значение гидратной теории Менделеева, вклад Каблукова в современную теорию сольволиза.
23. Диссоциация, протолиз, протолиты. Степень диссоциации, сила электролита. Константы кислотности, основности, закон разбавления Оствальда. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури.
24. Ионно-молекулярные уравнения, реакции нейтрализации. Произведение растворимости солей. Диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Роль индикаторов. pH в окружающей среде и в организме.
25. Смещение ионного равновесия, условия осуществления равновесных процессов. Гидролиз.

26. Основные положения химической термодинамики. Открытые, закрытые, изолированные системы. Фаза. Параметры термодинамической системы - давление, объем, температура, концентрация. Виды состояния системы. Энергия системы.
27. 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.
28. 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.
29. 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.
30. Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие, константа равновесия. Смещение равновесия при изменении концентрации; при изменении объема и давления; при изменении температуры. Принцип Ле Шателье.
31. Химические источники тока. Гальванические элементы, электродвижущая сила. Принципиальное устройство водородных топливных элементов. Работа аккумуляторов.
32. Электродные процессы, водородный электрод. Электролиз. Катодный и анодный процессы. Законы Фарадея.
33. Агрегатные состояния. Характеристики твердого, жидкого и газообразного состояния вещества. Плазма, плазмохимические процессы. Жидкокристаллическое состояние вещества, анизотропия свойств жидких кристаллов.
34. Дисперсные системы. Виды дисперсных систем. Свободнодисперсные и связнодисперсные системы, капиллярнодисперсные системы. Термодинамика дисперсных систем, причины их относительной устойчивости. Поверхностное напряжение. Коллоиды, виды коллоидов. Наночастицы и их практическое применение в химии, технике и медицине.
35. Сорбция. Адсорбция, абсорбция и хемосорбция. Практическое применение процессов сорбции. Жидкостная и газожидкостная хроматография.
36. Комплексные соединения. Основные положения координационной теории Вернера. Структура координационных соединений (комплексов). Комплексообразователь координационное число. Лиганды и их дентатность.
37. Общая характеристика s-элементов. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов.
38. Общая характеристика p-элементов периодической системы. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ и их соединений.
39. Общая характеристика d-элементов периодической системы. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ и их соединений.
40. Общая характеристика элементов I-VII A группы периодической системы (по одной подгруппе в вопросе). Электронное строение атомов, свойства простых веществ, основные свойства соединений элементов.

Темы рефератов:

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. Оксиды 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. Фосфор. Нахождение в природе, получение. Аллотропия, физические и химические свойства. Фосфин: строение молекулы, получение, свойства. Фосфиды: получение, гидролиз.
9. Сравнительная характеристика водородных соединений серы, селена и теллура. Строение молекул, химическая связь в них, прочность и восстановительные свойства. Физические и химические свойства. Получение, применение.
10. Оксиды серы. Их получение, строение молекул, физические и химические свойства.
11. Сернистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительная двойственность сульфит- иона.
12. Серная кислота и ее соли. Получение, физические и химические свойства. Олеум и полисерные кислоты.
13. Экологическое воздействие соединений серы.
14. Особенности химии фтора. Его физические и химические свойства, получение. Физиологическое действие фторидов. Плавиковая кислота и ее соли.
15. Кислородсодержащие кислоты хлора. Изменение их силы, прочности и окислительной способности с увеличением степени окисления хлора. Типы распада хлорноватистой кислоты.
16. Водородные соединения галогенов. Изменение устойчивости, силы и восстановительной способности. Физические и химические свойства, способы получения чистых галогеноводородов. Хлороводород и соляная кислота.
17. Марганец. Строение атома, возможные степени окисления. Природные соединения, способы получения. Физические и химические свойства простого вещества. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления марганца.

Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца различных степеней окисления в зависимости от pH среды.

18. 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.

19. Кобальт и никель. Строение атомов, возможные степени окисления. Природные соединения, получения, физические и химические свойства. Получение и свойства гидроксидов. Комплексные соединения.

20. Характеристика оксидов и гидроксидов элементов подгруппы меди в различных степенях окисления. Комплексные соединения меди, серебра и золота, их строение, свойства и применение.

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

Критерии балльно-рейтинговой оценки знаний

Требования к зачёту

Итоговая оценка знаний студентов по изучаемой дисциплине составляет 100 баллов, которые конвертируется в «зачтено» / «не зачтено» (итоговая форма контроля – зачёт, экзамен), по следующей схеме:

41 баллов и выше	«зачтено»
40 баллов и ниже	«не зачтено»

Требования к экзамену

Итоговая оценка знаний обучающихся по изучаемой дисциплине составляет 100 баллов, которые конвертируется в «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» или «неудовлетворительно» (итоговая форма контроля – экзамен).

81–100 баллов	«отлично»
61–80 баллов	«хорошо»
41–60 баллов	«удовлетворительно»
21–40	«неудовлетворительно»
0–20	Не аттестован

Текущий контроль освоения компетенций студентом оценивается из суммы набранных баллов в соответствии с уровнем сформированности компетенций: пороговым или продвинутым. При этом учитывается посещаемость студентом лекций, лабораторных/практических занятий, активность студента на лабораторных/практических занятиях, результаты промежуточных письменных и устных контрольных опросов, итоги контрольных работ (тестов), участие студентов в научной работе (например, написание рефератов, докладов и т.п.). Каждый компонент имеет соответствующий удельный вес в баллах.

Пороговый уровень (41–60 баллов):

- контроль посещений – 20 баллов,
- опрос и собеседование – 10 баллов
- лабораторная работа – 10 баллов
- реферат – 10 баллов,
- тестирование – 10 баллов,

Продвинутый уровень (61-100 баллов):

- доклад и презентация – 10 баллов,
- экзамен – 20 баллов
- зачет – 10 баллов.

При проведении зачёта и экзамена учитывается посещаемость студентом лекционных занятий, активность на практических занятиях, выполнение самостоятельной работы, отработка пропущенных занятий по уважительной причине:

15-20 баллов – регулярное посещение занятий, высокая активность на практических занятиях, содержание и изложение материала отличается логичностью и смысловой завершенностью, студент показал владение материалом, умение четко, аргументировано и корректно отвечать на поставленные вопросы, отстаивать собственную точку зрения.

10-15 баллов – систематическое посещение занятий, участие на практических занятиях, единичные пропуски по уважительной причине и их отработка, изложение материала носит преимущественно описательный характер, студент показал достаточно уверенное владение материалом, однако недостаточное умение четко, аргументировано и корректно отвечать на поставленные вопросы и отстаивать собственную точку зрения.

5-10 балла – нерегулярное посещение занятий, низкая активность на практических занятиях, студент показал неуверенное владение материалом, неумение отстаивать собственную позицию и отвечать на вопросы.

0-5 балла – регулярные пропуски занятий и отсутствие активности работы, студент показал незнание материала по содержанию дисциплины.