

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Кабардино-Балкарский государственный
университет им. Х.М. Бербекова» (КБГУ)

Институт химии и биологии

Кафедра неорганической и физической химии

СОГЛАСОВАНО
Руководитель образовательной
программы

_____ Паритов А.Ю.

« ____ » _____ 2021г.

УТВЕРЖДАЮ
Директор ИХиБ

_____ Хараев А.М.

« ____ » _____ 2021г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ:

Б1.О.07.02 «ХИМИЯ»

Направление подготовки

06.03.01. БИОЛОГИЯ

(код и наименование направления подготовки)

Профиль подготовки

«Биология клетки», «Биоэкология», «Генетика»

(наименование профиля подготовки)

Квалификация (степень) выпускника

бакалавр

Форма обучения

Очная, очно-заочная

Нальчик 2021

Рабочая программа дисциплины (модуля) «Химия» / составитель:
Виндижева М.К. – Нальчик: КБГУ, 2021. – 41 с.

Рабочая программа дисциплины (модуля) предназначена для преподавания дисциплины «Химия» студентам 1 курса очной и очно-заочной формы обучения по направлению подготовки 06.03.01 Биология в 1 семестре.

Рабочая программа дисциплины (модуля) составлена с учетом федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению подготовки 06.03.01 Биология, утвержденного Приказом Минобрнауки России от N 920 (ред. от 26.11.2020).

СОДЕРЖАНИЕ

1	Цель и задачи освоения дисциплины.....	3
2	Место дисциплины в структуре ОПОП ВО.....	3
3	Требования к результатам освоения содержания дисциплины.....	3
4	Содержание и структура дисциплины (модуля).....	5
5	Оценочные материалы для текущего и рубежного контроля успеваемости и промежуточной аттестации	11
6	Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности	28
7	Учебно-методическое обеспечение дисциплины.....	30
8	Материально-техническое обеспечение дисциплины.	38
	Лист изменений (дополнений) в рабочей программе дисциплины.....	41

1. ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Основной **целью** дисциплины является формирование у студентов знаний и умений по химии и развитие химического мышления, необходимого при решении физико-химических проблем обеспечения безопасности жизнедеятельности и формировании целостного естественнонаучного мировоззрения;

Главная задача дисциплины – формирование представлений об особенностях химической формы организации материи, месте неорганических и органических систем в эволюции Земли, единстве литосферы, гидросферы и атмосферы и роли химического многообразия веществ на Земле.

Задачами изучения дисциплины являются:

- изучение основных химических явлений;
- овладение фундаментальными понятиями, законами и теориями химии, углубление и систематизация химических знаний;
- овладение методами и приемами решения конкретных задач из различных областей химии;
- формирование навыков проведения химического эксперимента;
- формирование способности использовать химические знания для решения прикладных задач учебной и профессиональной деятельности.
- формирование творческого подхода к профессии.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Химия» относится к естественным дисциплинам базовой части учебного плана по направлению подготовки 06.03.01 Биология Профили: Биология клетки, биоэкология, генетика и является обязательной для изучения студентами 1 курса очной и очно-заочной формы обучения.

Для освоения дисциплины «Химия» обучающиеся используют знания, умения и навыки, сформированные в ходе изучения в общеобразовательной школе предмета «Химия».

Дисциплина «Химия» способствует расширению знаний о строении и свойствах химических соединений, биогенной роли элементов, а также для усвоения в дальнейшем теоретических основ других химических и биологических дисциплин: «Биохимия и молекулярная биология», «Физиология растений», «Цитология», «Генетика», «Микробиология и вирусология», «Физиология животных и иммунология» и т. д.

3. ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ СОДЕРЖАНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Изучение дисциплины позволит овладеть следующей **общепрофессиональной компетенцией (ОПК):**

ОПК-6 – Способен использовать в профессиональной деятельности основные законы физики, химии, наук о Земле и биологии, применять методы

математического анализа и моделирования, теоретических и экспериментальных исследований, приобретать новые математические и естественнонаучные знания, используя современные образовательные и информационные технологии;

В результате изучения дисциплины студент должен:

знать:

- основные химические понятия и законы, химические элементы и их соединения,
- сведения о свойствах неорганических соединений,
- химию элементов и их соединений,
- электрохимические системы,
- катализаторы и каталитические системы,
- химическое и фазовое равновесие,
- скорость реакции и методы ее регулирования,
- кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ,
- периодическую систему и строение атомов элементов, химическую связь,
- концентрации растворов,
- окислительно-восстановительные реакции, гидролиз солей.

уметь:

- использовать свойства химических веществ в лабораторной и производственной практике,
- пользоваться справочной литературой,
- предсказывать свойства соединений, учитывая их принадлежность к определенному классу,
- прогнозировать протекание несложных химических реакций,
- находить пути управления химическими процессами,
- обосновывать наблюдения и делать следующие из эксперимента выводы

владеть:

- навыками выполнения основных химических лабораторных операций, необходимых в практике анализа минеральных удобрений, почв, растений, ядохимикатов, кормов, премиксов,
- методами определения pH растворов и определения концентраций веществ в растворах современными методиками расчета.

4. СОДЕРЖАНИЕ И СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Таблица 1. Содержание дисциплины

№ раздела	Наименование раздела	Содержание раздела	Форма текущего контроля
-----------	----------------------	--------------------	-------------------------

	Введение	Предмет и задачи химии. Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений. Предмет и задачи химии. Связь химии с биологией, физикой, специальными дисциплинами. Основные законы химии. Основные классы неорганических соединений. Современные тенденции, направления и перспективы развития науки.	Т, К
1.	Основы физической химии. Химическая термодинамика и кинетика	Тема 1.1. Энергетика химических процессов. Понятия химической термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Понятие энтропии. Энергия Гиббса. Термодинамические расчеты по реакции. Тема 1.2. Скорость реакции и методы ее регулирования. Катализ. Определение скорости химической реакции. Закон действия масс. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Катализ и катализаторы. Тема 1.3. Химическое и фазовое равновесие. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Фазовое равновесие.	Т, К
2.	Основы общей химии	Тема 2.1. Растворы. Классификация растворов по агрегатному состоянию и содержанию растворенного вещества. Растворы концентрированные и разбавленные. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов. Тема 2.2. Реакции ионного обмена. Свойства растворов электролитов. Кислоты, основания, соли. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Тема 2.3. Водородный показатель. Гидролиз солей. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Основные типы гидролиза.	Т, К

		<p>Уравнения гидролиза. Реакции осаждения и растворения.</p> <p>Тема 2.4. Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия. Степень окисления. Электронный баланс. Виды ОВР. Окислители и восстановители. Электролиз растворов и расплавов. Коррозия металлов.</p>	
3.	Химические системы	<p>Тема 3.1. Периодическая система элементов и строение атомов. Периодический закон и периодическая система. Изменение металлических и неметаллических свойств элементов. Современное строение атомов. Основные положения и понятия квантовой механики. Запрет Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского. Электронные формулы.</p> <p>Тема 3.2. Химическая связь и строение молекул. Природа химической связи. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей. Ковалентная связь и ее виды. Ионная связь. Водородная связь.</p>	Т, К
4.	Основы неорганической химии	<p>Тема 4.1. Химия s-, p-, d- и f-элементов. Особенности строения, свойств и получения s-, p-, d- и f-элементов.</p>	Т, К
5.	Основы коллоидной химии	<p>Тема 5.1. Основные понятия коллоидной химии. Дисперсные системы. Теория мицеллообразования. Основные понятия коллоидной химии. Классификация дисперсных систем. Дисперсионная среда и дисперсная фаза. Теория мицеллообразования. Агрегативная устойчивость коллоидных систем.</p>	Т, К
6.	Химическая идентификация. Основы аналитической химии	<p>Тема 6.1. Предмет и методы качественного анализа. Качественные реакции. Аналитический сигнал. Дробный и систематический анализ. Аналитические группы катионов и анионов. Физико-химические методы.</p> <p>Тема 6.2. Предмет и методы количественного анализа.</p>	Т, К

		Классификация методов количественного анализа. Характеристики основных методов анализа. Физико-химические методы.	
7.	Основы органической химии	Тема 7.1. Основные понятия органической химии. Особенности химии ВМС. Основные понятия органической химии. Реакции полимеризации и поликонденсации. Высокомолекулярные соединения. Номенклатура органических соединений. Строение органических соединений. Основные механизмы химических реакций. Особенности химии высокомолекулярных соединений.	Т, К

Структура дисциплины

Таблица 2. Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетные единицы (108 часов)

Вид работы	Трудоемкость, часов / зачетных единиц	
	ОФО	ОЗФО
Общая трудоемкость (в часах)	108	108
Контактная работа (в часах):	48	48
<i>Лекционные занятия (Л)</i>	<i>16</i>	
<i>Практические занятия (ПЗ)</i>		
<i>Лабораторные работы (ЛР)</i>	<i>32</i>	<i>17</i>
Самостоятельная работа (в часах):	51	87
Самостоятельное изучение разделов		
Самоподготовка (проработка и повторение лекционного материала и материала учебников и учебных пособий, подготовка к лабораторным занятиям, коллоквиумам, рубежному контролю и т.д.),		
Подготовка и прохождение промежуточной аттестации	9	9
Вид промежуточной аттестации	зачет	

4.1. Лекции

Таблица 3. Лекционные занятия

№ п/п	Тема
1.	Предмет и задачи химии. Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений.

2.	Энергетика химических процессов.
3.	Скорость реакции и методы ее регулирования. Катализ.
4.	Химическое и фазовое равновесие.
5.	Растворы.
6.	Реакции ионного обмена.
7.	Водородный показатель. Гидролиз солей.
8.	Окислительно-восстановительные реакции.
9.	Периодическая система элементов и строение атомов.
10.	Химическая связь и строение молекул.
11.	Основы неорганической химии
12.	Основы коллоидной химии
13.	Основы аналитической химии
14.	Химическая идентификация.
15.	Основные понятия органической химии. Особенности химии ВМС.

4.2 Практические занятия (семинарские занятия)

(не предусмотрены по учебному плану)

4.3. Лабораторные работы

Таблица 4. Лабораторные работы

№ ЛР	№ раздела	Наименование лабораторных работ	Кол-во часов
1	Введение	Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV).	2
2	Введение	Определение молярной массы эквивалента цинка	2
3	1	Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от температуры и концентрации. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.	2
4	1	Химическое равновесие. Влияние температуры и концентрации на химическое равновесие	2
5	2	Растворы. Растворимость солей. Производство растворимости. Приготовление растворов заданной концентрации	2
6	2	Электролитическая диссоциация. Гидролиз (протолиз) солей	2
7	2	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические свойства металлов, электролиз растворов солей.	4
8	4	Свойства щелочных и щелочноземельных металлов и их соединений	2

9	4	Хром, железо, марганец, их соединения и свойства.	2
10	5	Определение порога коагуляции гидрозоля визуальным методом.	2
11	5	Методы получения и очистки коллоидных растворов.	2
12	6	Буферные растворы и их свойства	2
13	6	Качественные реакции на катионы Mg^{2+} , Cu^{2+} , Co^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} .	2
14	6	Методы нейтрализации и перманганатометрии	2
15	7	Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации.	2
Итого			32

4.4. Примерная тематика курсовых работ (не предусмотрено по учебному плану)

4.5. Самостоятельное изучение разделов дисциплины Таблица 5. Самостоятельное изучение разделов дисциплины

№	Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение
1	Развитие представлений о строении атома. Волновые свойства электрона в атоме. Порядок заполнения атомных орбиталей. Принцип Паули. Правило Хунда.
2	Порядок и молекулярность реакции. Химические реакции в гомогенных и гетерогенных системах.
3	Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы.
4	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Периодичность изменения свойств химических элементов. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов. Радиусы атомов и ионов.
5	Физические и химические свойства и способы получения некоторых металлов и сплавов.

6	Основные виды коррозии. Классификация коррозионных процессов. Электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии.
7	Основные понятия качественного анализа. Качественный анализ неорганических солей.
8	Количественный анализ неорганических веществ. Жесткость воды. Физико-химические методы анализа. Особенности анализа природных объектов.
9	Получение и свойства органических соединений. Номенклатура органических соединений.

5. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО И РУБЕЖНОГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Текущий контроль успеваемости студентов осуществляется в соответствии с балльно-рейтинговой системой аттестации обучающихся по ОПОП ВО КБГУ. Сведения об организации работы по этой системе приведены в таблице.

№	Контрольные мероприятия	Макс. балл (распред.)
1 семестр		
1	Посещение занятий	10 (3+3+4)
2	Коллоквиум	24(8+8+8)
3	Тестирование	18 (6+6+6)
4	Лабораторные и практические занятия	18 (6+6+6)

Типовые задания для самостоятельной работы

Задание 1:

- Чему равен заряд ядра и число электронов в атомах следующих элементов: углерод С, сера S, медь Cu, барий Ba, серебро Ag?
- Назовите элемент, в ядре атома которого содержится 11 протонов.
- Назовите элемент, в атоме которого содержится 26 электронов.
- Чему равно число нейтронов в атомах следующих изотопов: ^{15}N , ^{119}Sn , ^{235}U ?

5. Напишите символы изотопов олова, атомы которых содержат 66, 68, 69, 71, 72 нейтрона.

6. Определите молекулярную массу воды, молекулы которой содержат тяжелый изотоп водорода — дейтерий.

7. Элемент медь существует в виде двух изотопов: ^{63}Cu и ^{65}Cu . Содержание в природе первого изотопа равно 73 %, второго — 27 %. Вычислите относительную атомную массу меди.

8. Чему равен порядковый номер элемента, массовое число одного из изотопов которого равно 31, а число нейтронов равно 16?

9. Ядро атома некоторого элемента содержит 31 нейтрон; число электронов в атоме равно 26. Назовите элемент, изотопом которого является данный атом. Напишите символ этого изотопа.

10. Сколько электронов и протонов входит в состав атома элемента, который находится: а) в 5-м периоде и в побочной подгруппе VI группы; б) в 4-м периоде и в главной подгруппе III группы?

11. Чем определяются химические свойства элементов?

12. Подчиняется ли движение электрона законам классической механики? Как называется раздел физики, который изучает движение микрочастиц?

13. Что называется атомной орбиталью?

14. Что характеризует главное квантовое число? Какие значения оно принимает? Что называется энергетическим уровнем? Чему равно число орбиталей на данном энергетическом уровне?

15. Что называется электронной оболочкой (электронным слоем)?

16. Что характеризует побочное (орбитальное) квантовое число? Какие значения оно принимает для каждого энергетического уровня?

17. Какую форму имеют и как называются орбитали, для которых побочное квантовое число равно: а) 0; б) 1?

18. Как называются орбитали, для которых побочное квантовое число равно: а) 2; б) 3? Что такое энергетический подуровень?

19. Чему равно число подуровней на данном энергетическом уровне?

20. Что характеризует магнитное квантовое число? Какие значения оно принимает для каждого энергетического подуровня? Чему равно число орбиталей на энергетическом подуровне?

21. Чем отличаются друг от друга орбитали, находящиеся на одном подуровне?

22. Что характеризует спиновое квантовое число?

23. Какие значения оно принимает?

24. Как формулируется принцип Паули?

25. Какие электроны называются: а) спаренными; б) неспаренными?

26. Какой принцип определяет порядок заполнения атомных орбиталей электронами? Как он формулируется?

27. Что такое основное состояние атома?

28. В каком порядке электроны заполняют энергетические подуровни?

29. Чем определяется энергия подуровня согласно правилу Клечковского?

30. Как формулируется правило Гунда?

31. Что показывают электронные формулы атомов?

32. Что показывают электронно-графические формулы атомов?

33. В атомах каких элементов происходит «проскок электрона» с 4s- на 3d- подуровень? Чем он обусловлен?

34. Какой тип гибридизации характерен для: а) кремния в SiCl_4 ; б) магния в MgBr_2 ; в) алюминия в AlBr_3 ? Нарисуйте схемы перекрывания электронных облаков в данных молекулах. Какова геометрическая форма этих молекул? Являются ли они полярными или неполярными?

35. Какие из следующих молекул являются полярными и какие — неполярными: OF_2 , MgBr_2 , PCl_3 , BCl_3 , H_2S , AlBr_3 ? Почему?

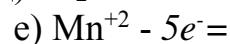
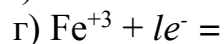
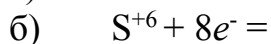
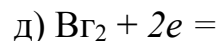
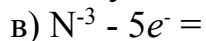
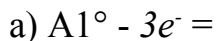
36. Молекула оксида углерода (IV) CO_2 имеет линейную форму. Сколько σ - и π -связей в этой молекуле? Какие электронные облака атома углерода участвуют в образовании этих связей? Является ли молекула CO_2 полярной или неполярной?

37. Какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:



Задание 2:

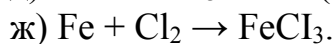
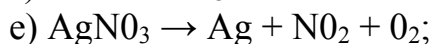
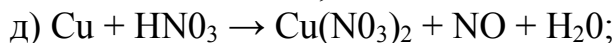
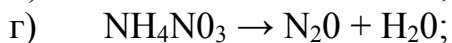
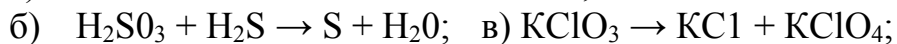
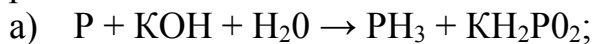
1. Закончите уравнения следующих процессов:



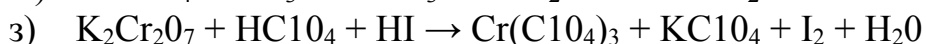
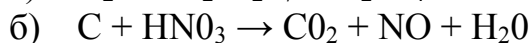
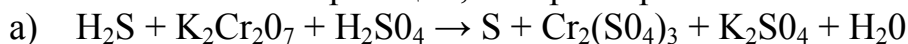
Какие из них являются процессами восстановления?

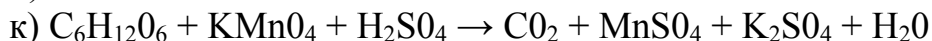
2. Какие из следующих веществ могут быть: а) только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями, и восстановителями: CrO_3 , Mg_3P_2 , Na_2CrO_4 , SO_2 , KI , KNO_2 , LiClO_4 , KH , Fe , H_2O_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$?

3. Укажите тип каждой из следующих окислительно-восстановительных реакций:



4. Методом электронного баланса составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, которые протекают по схемам:





Для каждой реакции укажите вещество-окислитель и вещество-восстановитель, процесс окисления и процесс восстановления.

Задания к коллоквиуму

Вариант 1

1. Сформулировать основные газовые законы.
2. Масса 10^{-3} м^3 азота (н.у.) равна $1,25 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Вычислите плотность азота по водороду и воздуху.
3. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если в его хлориде массовая доля хлора 79,78%, молярная масса эквивалента хлора 35,45 г/моль.
4. Рассчитайте длину волны электрона, если скорость движения электрона равна $2 \cdot 10^8 \text{ м/с}$.
5. Сколько свободных d -орбиталей содержится в атомах Sc, Ti, V?
Напишите электронные формулы атомов этих элементов.

Вариант 2

1. Принцип Паули. Правило Гунда. 2 правила Клечковского.
2. Масса $87 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ пара при 62°C и давлений $1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}$ равна $0,24 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Вычислите молекулярную массу вещества и масса одной молекулы вещества.
3. Вычислите молярную массу эквивалента KHSO_4 в следующих реакциях:
 $\text{KHSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{KCl} + \text{HCl}$
 $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
1. Вычислите энергию (эВ) возбуждения электрона в атоме Na, если пары его поглощают фотон с длиной волны $4340 \cdot 10^{-10} \text{ м}$.
5. Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n = 3$; $l = 0$; $m_l = 0$. Атомы каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы атомов этих элементов.

Вариант 3

1. Основные характеристики химической связи.
2. Определите молярную массу двухвалентного металла, если $14,2 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ оксида этого металла образуют $30,2 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ сульфата металла.
3. Вычислите длину связи C-C1 в CCl_4 по следующим данным: длины связей C-C и C1-C1 равны соответственно $1,54 \cdot 10^{-10}$ и $1,99 \cdot 10^{-10} \text{ м}$.
4. Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 2p^3$ впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел: n , l , m , m_s определите каждый из электронов в параллельном состоянии
 Номер электрона ... 1 2 3 4 5 6 7
 n ...
 l ...
 m_l ...
 m_s ...
5. Вычислите среднюю плотность по водороду и по воздуху газовой смеси, объемные доли газов в которой для CH_4 и C_2H_2 равны 52 и 48%

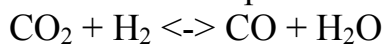
Вариант 4

1. Общее понятие о растворах. Растворимость. Правило Семенченко.

2.11 при синтезе аммиака $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ равновесие установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л):

$C_{N_2} = 2,5$; $C_{H_2} = 1,6$; $C_{NH_3} = 3,4$. Вычислите константу равновесия этой реакции и исходные концентрации N_2 и H_2 .

3. В состоянии равновесия системы



реакционная смесь имела объемный состав:

22% CO_2 , 41 % H_2 . 17% CO и 20% H_2O .

вычислите K_p и K_c для этой реакции при 1900K.

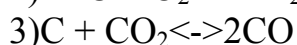
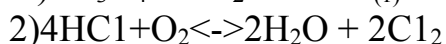
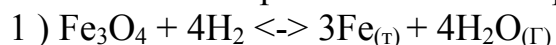
4. В какой массе воды следует растворить 30г бромиды калия для получения раствора, в которой массовая доля KBr равна 6%?

Вариант 5

1. Разбавленные растворы неэлектролитов. Давление пара. (1мн закон Рауля).

2. Вычислите молярную концентрацию K_2SO_4 , в 0,02л которого содержится 2,74 растворенного вещества.

3. Напишите выражения констант равновесия следующих обратимых реакций:



4. При некоторой температуре константа равновесия реакции

$H_2 + Br_2 \rightleftharpoons 2HBr$ равна 1. Определите состав равновесной реакционной смеси, если для реакции были взяты 1моль H_2 и 2 моль Br_2 .

Компьютерное тестирование

В течение семестра студент проходит промежуточное тестирование по трем точкам. Каждая рейтинговая точка оценивается максимально в 6 баллов (100% выполнения 30 контрольных заданий).

Студент, набравший 92-100% получает 6 баллов; 67-91% - 5 баллов; 51-66%- 4 балла; 34-50% - 3 балла; 17-33%- 2 балла; до17% -1 балл.

Примеры тестовых заданий

. Основные понятия и законы химии

I: ТЗ №1

S: Химия изучает:

-: химические свойства

-: химические реакции

+: Вещества, их строение, свойства и превращения

-: строение атома

I: ТЗ №2

S: Химический элемент характеризуется:

-: числом нейтронов

-: числом нуклонов

+: зарядом ядра

-: массой атома

I: ТЗ №3

S: Закон о равенстве числа молекул в равных объемах различных газов при одинаковых условиях открыл:

-: Гей-Люссак

-: Гесс

+: Авогадро

-: Дальтон

I: ТЗ №4

S: Относительная молекулярная масса

-: имеет размерность «а.е.м.»

+: безразмерность

-: имеет размерность «г»

I: ТЗ №5

S: Свойства вещества определяются:

+: составом и строением молекул

-: только количественным составом

-: только строением

-: только качественным составом

I: ТЗ №6

S: Найти молекулярную массу газа, 1 литр которого имеет массу 1,25г

-: 56

+: 28

-: 44

-: 34

I: ТЗ №7

S: Найти среднюю молекулярную массу смеси, состоящей из 20% кислорода и 80% углекислого газа (по объему):

-: 32,8

+: 41,6

-: 56,2

-: 44,8

Строение атома.

I: ТЗ №1

S: Электроны, протоны и нейтроны являются элементарными частицами. Их строение описывается законами:

+: волновой механикой

-: периодическим законом

+: квантовой механикой

-: классической механикой

-: законом Авогадро

I: ТЗ №2

S: Микрообъекты обладают:

-: волновыми свойствами

- :дифракцией
- +:корпускулярно-волновыми свойствами
- :корпускулярными свойствами

I: ТЗ №3

S: Электронная формула внешнего энергетического слоя атома наиболее активного металла:

- :2s¹
- +:3s¹
- :3s²
- :3s²3p¹

I: ТЗ №4

S: Электронную формулу атома 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁶4s² имеет химический элемент:

- :марганец
- :кобальт
- +:железо
- :цинк

I: ТЗ №5

S: Обще формуле ЭО₃ соответствует высший оксид элемента, атом которого имеет строение внешнего электронного слоя:

- :3s²3s¹
- :4s²4p⁶
- +:3s²3p⁴
- :2s²2p²

I: ТЗ №6

S: Распределение электронов по орбиталям в основном состоянии атома определяется:

- :принципом запрета Паули
- :принципом наименьшей энергии
- +:всеми перечисленными выше принципами

I: ТЗ №7

S: Наименьший радиус имеет атом элемента:

- :стронция
- :бария
- +:радия
- :кальция

Вопросы к лабораторным работам

Лабораторная работа «Определение молекулярной массы углекислого газа».

1. Какие величины характеризуют состояние газов? Назовите единицы измерения массы, объема, давления и температуры.

2. Что называется плотностью газа по воздуху? Как вычислить молекулярную массу вещества, зная плотность его паров по воздуху?

33

3. Как преобразуется формула для расчета молекулярной массы газа, если относительную плотность его определить по азоту или по диоксиду углерода?

4. Предложите способ определения молекулярной массы с помощью других газовых законов.

5. Почему диоксид углерода, который выходит из аппарата Киппа, промывают сначала раствором гидрокарбоната натрия, а потом серной кислотой?

6. Изобразите графики, иллюстрирующие законы Бойля–Мариотта, Гей-Люссака и Шарля. В каких координатах можно получить линейные зависимости?

7. Получите из уравнения Клапейрона–Менделеева молярный объем газа при нормальных условиях.

8. Вычислите значение R для различных единиц давления и объема.

9. Чем отличаются идеальные и реальные газы?

10. Докажите справедливость следствий закона Авогадро.

11. Почему газовые законы справедливы и для смеси газов?

12. О каких свойствах газов и газовых смесей говорится в законе Дальтона?

Лабораторная работа

«Определение молярной массы эквивалента металла»

1. Почему закон эквивалентов удобно использовать при решении расчетных задач?

2. Выведите формулы для вычисления молярной массы эквивалента оксида, основания, кислоты, соли. Приведите примеры.

3. Сформулируйте закон химических эквивалентов.

4. Что называется эквивалентом элемента и эквивалентом сложного вещества? Приведите примеры.

5. Как рассчитать эквиваленты веществ в химических реакциях? Приведите примеры.

6. Как рассчитать эквиваленты веществ в окислительно-восстановительных реакциях?

Лабораторная работа «Химическая кинетика»

1. Что изучает химическая кинетика?

2. Какие реакции относятся к простым, а какие – к сложным? Приведите примеры.

3. Какие реакции называются гомогенными, а какие – гетерогенными? Приведите примеры.

4. Что такое скорость химической реакции? Запишите математическое выражение для определения скорости гомогенной и гетерогенной реакции.
5. От каких факторов зависит скорость реакции? Сформулируйте закон, определяющий зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Запишите математическое выражение этого закона для гомогенных и гетерогенных реакций. Сформулируйте физический смысл константы скорости реакции.
6. Сформулируйте правило Вант Гоффа, запишите математическое уравнение зависимости скорости реакции от температуры. Объясните физический смысл температурного коэффициента.
7. Что называется механизмом химической реакции? Что такое «энергия активации»? Как зависит скорость реакции от величины энергии активации? Запишите уравнение Аррениуса и объясните физический смысл всех входящих в него величин.
8. Какие вещества называются катализаторами? Влияют ли катализаторы на тепловой эффект реакции, на константу равновесия? Может ли катализатор изменить вероятность протекания химической реакции? Что называют гомогенным и гетерогенным катализом?
9. Объясните механизм гомогенной каталитической реакции. За счет чего происходит увеличение скорости реакции?
10. Объясните механизм гетерогенной каталитической реакции. Какие стадии появляются в гетерогенном катализе по сравнению с гомогенным? Приведите примеры применения каталитических реакций.

Лабораторная работа «Химическое равновесие»

1. Какие реакции называются обратимыми, а какие – необратимыми? Назовите термодинамическое условие обратимости реакции. Приведите примеры обратимых и необратимых реакций.
2. Назовите три признака химического равновесия.
3. Что называют константой химического равновесия? Сформулируйте закон действующих масс для равновесных систем. Запишите математическое выражение для вычисления константы химического равновесия.
4. Как связана константа химического равновесия с величиной свободной энергии Гиббса? Запишите математическое выражение этой зависимости. Поясните, как изменяется величина константы равновесия для экзотермических и эндотермических реакций с изменением температуры.
5. Что означает динамический характер химического равновесия? Сформулируйте и поясните на примерах принцип Ле Шателье.

Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Какой процесс называется окислением, какой – восстановлением? Что такое степень окисления и как её вычислить?
2. Какие вещества относятся к восстановителям, а какие – к окислителям? Приведите примеры.

3. Какие типы окислительно-восстановительных реакций Вы знаете? Приведите примеры.
4. Объясните правила определения продуктов окислительно-восстановительной реакции.
5. Объясните правила расстановки стехиометрических коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса.
6. Как влияет кислотность среды на окислительную способность некоторых соединений? Как изменяется степень окисления соединений марганца в зависимости от кислотности среды?

Лабораторная работа «Приготовление растворов»

1. Дайте понятие «раствор»? На какие виды по агрегатному состоянию делятся растворы? По какому принципу компоненты раствора относят к растворителю и растворенному веществу?
2. От каких факторов зависит растворимость веществ? Какой раствор считается насыщенным?
3. Дайте определение разбавленных, концентрированных и насыщенных растворов. Может ли раствор быть одновременно насыщенным и разбавленным, концентрированным и ненасыщенным?
4. Дайте определение концентрации раствора и приведите основные способы выражения концентрации жидких растворов.
5. Напишите математическое выражение закона эквивалентов для реакции в растворах. Чему при расчетах целесообразнее использовать молярную концентрацию эквивалента (нормальную концентрацию)?
6. Выведите формулы для пересчета массовой доли (ω , %) в молярную, молярную концентрацию эквивалента, молярную концентрацию, используя только плотность раствора и молярную массу растворенного вещества.
7. Можно ли в расчетах по «правилу креста» использовать молярность, нормальность и мольную долю?

Лабораторная работа «Электролитическая диссоциация»

1. В чем заключается сущность электролитической теории? В чем разница в понятиях электролитическая диссоциация и ионизация?
2. Дайте определение кислоте, основанию и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации.
3. Как зависит способность вещества к диссоциации от вида химической связи между его компонентами?
4. Что называется степенью диссоциации электролита? Как можно экспериментально определить степень диссоциации электролита?
5. Приведите примеры сильных и слабых электролитов. Почему для характеристики диссоциации сильных электролитов применяют термин «кажущаяся степень диссоциации»?
6. Какими методами можно измерять концентрацию ионов водорода в растворах? Что такое водородный показатель (pH)?

7. Какую окраску имеют такие индикаторы, как фенолфталеин, лакмус и метиловый оранжевый в различных средах (кислой, нейтральной, щелочной).

8. Что называется константой диссоциации? Какова связь константы диссоциации слабого электролита со степенью диссоциации? В чем суть закона разбавления Оствальда?

9. Каково значение константы диссоциации воды? Почему на практике используется ионное произведение воды (чему оно равно), а не константа диссоциации? Каково значение pH для воды? Изменяется ли значение pH воды с повышением температуры?

10. Зависит ли константа диссоциации электролита от концентрации раствора?

Лабораторная работа «Гидролиз солей»

1. Что является причиной реакции гидролиза? Дайте определение реакции гидролиза. Какие возможны типы реакции гидролиза?

2. Применим ли принцип Ле Шателье к реакциям гидролиза? Почему?

3. Для каких солей реакция гидролиза протекает ступенчато? Чем определяется число ступеней гидролиза? По какой из ступеней (первой или последующей) равновесие реакции гидролиза смещено в сторону продуктов?

4. Что называется константой гидролиза? Выведите выражение константы для реакции гидролиза по катиону, аниону, катиону и аниону одновременно.

5. Что называется степенью гидролиза? От каких факторов она зависит? Как можно управлять степенью гидролиза соли?

6. Всегда ли нейтральность раствора соли указывает на отсутствие реакции гидролиза?

7. Почему энергия Гиббса реакции гидролиза в подавляющем большинстве случаев больше нуля?

8. Выведите формулу для расчета ΔG° реакции гидролиза соли по аниону (катиону) с использованием значения K_d (кислоты) (K_d (основания)).

9. Как зависит степень гидролиза соли, гидролизующейся по катиону, от размера катиона и его заряда?

10. Выведите формулу, показывающую связь между константой и степенью гидролиза. В каких случаях выражение можно упрощать?

11. Как влияет температура на глубину протекания реакции гидролиза? Объясните это влияние, основываясь на зависимости диссоциации воды от температуры.

12. Что такое совместный гидролиз? Для каких солей он характерен? Какова глубина протекания этих реакций?

13. Выведите уравнение, позволяющее рассчитывать значение pH растворов, полученных после растворения солей, гидролизующихся по катиону, аниону, катиону и аниону одновременно.

14. В чем особенность реакции гидролиза кислых солей? Как рассчитать значение pH раствора, образованного растворением кислой соли?

Лабораторная работа «Комплексные соединения»

1. Для каких элементов периодической системы Д.И. Менделеева характерно образование комплексных соединений? Почему?

2. Определите заряд комплекса, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: а) $[\text{NH}_4]\text{Cl}$; б) $\text{K}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$; в) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; г) $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$; д) $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$; е) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Дайте систематические названия этим соединениям.

3. Какие частицы могут выполнять функцию лигандов? Поясните, почему молекула аммиака NH_3 может быть лигандом, а катион аммония NH_4^+ - нет? Приведите примеры (не менее трех) комплексных соединений с различными лигандами.

4. Составьте формулы следующих комплексных соединений: а) триамминтринитрокобальт; б) гексафтороферрат(III) натрия; в) тетрахлоороалюминат калия; г) гексацианокобальтат(III) гексаамминкобальта(III); д) сульфат тетрааквамеди(II).

5. Как можно получить комплексные соединения: а) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; б) $\text{Na}_3[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$; в) $\text{K}_4[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$? Составьте уравнения соответствующих реакций.

6. Известно, что красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ более ядовита, чем желтая - $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Объясните этот факт. Какие ионы вызывают отравление? Составьте выражения общих констант нестойкости комплексных ионов, входящих в состав солей и сравните их значения (табл. 3 Приложения).

7. Приведите в ионной форме уравнения реакций, протекающих по схемам: а) $2\text{CuSO}_4 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 2\text{K}_2\text{SO}_4$; б) $\text{Fe}(\text{SCN})_3 + 6\text{NH}_4\text{F} \rightarrow (\text{NH}_4)_3[\text{FeF}_6] + 3\text{NH}_4\text{SCN}$; в) $2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 2\text{KCl}$; г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3(\text{p-p}) \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$. Какие свойства комплексных соединений они отражают?

Лабораторная работа «Электролиз солей»

1. Какой процесс называют электролизом? Как называется установка для проведения электролиза? Какой электрод является анодом, а какой катодом при электролизе?

2. Объясните, какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе расплава соли или щелочи. В чем различие анодных процессов для кислородсодержащих и бескислородных анионов?

3. Какие дополнительные процессы возможны при электролизе водных растворов солей и щелочей? Напишите уравнение катодного восстановления и анодного окисления молекул воды при электролизе водных растворов.

4. Как влияет активность катиона металла на химическую природу процесса на катоде при электролизе водных растворов солей?

5. Какие процессы идут на аноде при электролизе кислородсодержащих и бескислородных кислотных остатков?
6. В каком случае электролиз проходит с активным анодом, а в каком – с инертным? Как это используется в промышленности?
7. Сформулируйте закон Фарадея и запишите его математическое выражение. Что называется «выход по току»?
8. Расскажите о применении процесса электролиза в различных отраслях народного хозяйства.

Лабораторная работа «Буферные растворы»

1. Что называется буферной системой? В чем заключается буферное действие?
2. Какие электроды используются для измерения pH ?
3. Стекланный электрод: схема, строение, особенности. Написать уравнение электродной реакции в стеклянном электроде. От чего зависит электродный потенциал этого электрода? На какой границе раздела в стеклянном электроде возникает потенциал, зависящий от pH раствора?
4. Записать гальванические цепи, с помощью которых можно определить pH раствора.
5. Из каких компонентов состоит ацетатный буферный раствор, какая реакция произойдет при добавлении к нему едкого натра? Как при этом изменится pH ?
6. Показать механизм буферного действия ацетатной буферной системы при добавлении к ней раствора соляной кислоты. Как изменится pH после добавления HCl ?
2. На чем основан метод потенциометрического титрования?
3. Что такое буферная емкость?
4. Дать определение слабого и сильного электролита. Привести примеры.
5. Как зависит э.д.с. от кислотности раствора?

Лабораторная работа «Коллоидные растворы»

1. Классификация и сравнительная характеристика дисперсных систем.
2. Методы получения коллоидных систем.
3. Методы очистки коллоидных систем.
4. Строение коллоидных частиц.
5. Молекулярно-кинетические и оптические свойства коллоидных растворов.
6. Распространение в природе, значение и биологическая роль коллоидных растворов.

По каждой работе студент должен представить отчёт, содержащий название работы и результаты выполнения заданий. За выполнение и защиту

лабораторных работ студент может набрать 18 баллов (по 6 баллов в каждую рейтинговую точку).

Промежуточная аттестация проходит в форме экзамена в 1 семестре на 1 курсе ОФО. На экзамене студент может набрать максимум 30 баллов.

Зачетные вопросы

1. Предмет химии. Основные понятия химии: атом, молекула, элемент, вещество, моль, молярная масса вещества, эквивалент, фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.

2. Понятие вещества и состава вещества. Классификация веществ. Закон постоянства состава и закон Авогадро. Газовые законы. Уравнение Менделеева–Клапейрона.

3. Представления о строении атомов: модель Резерфорда и модель Бора. Корпускулярно-волновая природа электрона.

4. Квантовые числа электронов в атоме. Атомные электронные орбитали. Представление об электронном облаке.

5. Электронные и электронно-графические формулы атомов. Представление об энергетическом уровне и подуровне. Принцип Паули. Принцип наименьшей энергии. Правила Клечковского. Правило Хунда.

6. Периодическая система Д.И. Менделеева, периодический закон. Характер изменения радиуса атомов, энергии ионизации, сродства к электрону, относительной электроотрицательности и химических свойств элементов по группам и периодам периодической системы.

7. Виды химической связи. Ионная и ковалентная связь. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность и поляризуемость. Полярность связи и дипольный момент как мера полярности.

8. Основные положения метода валентных связей. Спин-валентный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

9. Представление о гибридизации атомных орбиталей. Типы гибридизации и пространственное строение многоатомных молекул.

10. Понятие о методе молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы двухатомных молекул, образованных атомами первого и второго периодов периодической системы.

11. Порядок связи. Магнитные свойства молекул в рамках метода МО. Энергетические диаграммы двухатомных молекул, образованных атомами второго периода периодической системы.

12. Понятие о металлической связи. Ионная, атомная и молекулярная кристаллические решетки.

13. Основные классы неорганических соединений: определения, номенклатура и взаимосвязь. Понятие степени окисления и составление формул оксидов, гидроксидов и солей.

14. Оксиды: классификация, номенклатура, способы получения и свойства. Кислотные и основные свойства. Амфотерность.

15. Кислотно-основный характер оксидов. Установление характера оксидов в зависимости от положения элемента в периодической системе и от степени окисления элемента.

16. Гидроксиды: кислоты и основания. Классификация, номенклатура, способы получения и свойства.

17. Соли: классификация, номенклатура, способы получения и свойства.

18. Понятие о внутренней энергии и энтальпии. Энергетические эффекты химических реакций. Закон Гесса. Стандартные теплоты образования химических соединений. Термохимические расчеты.

19. Понятие об энтропии, энергии Гиббса. Термодинамическая возможность протекания реакций.

20. Скорость химических реакций. Закон действия масс. Константа скорости. Факторы, влияющие на скорость реакции.

21. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о цепных реакциях.

22. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и энергия Гиббса, их взаимосвязь. Направление протекания химических реакций.

23. Принцип Ле Шателье. Влияние концентрации реагирующих веществ, температуры и давления на положение химического равновесия.

24. Общая характеристика растворов. Отличия растворов от механических смесей. Физические и химические процессы при растворении.

25. Способы выражения состава растворов: определения, единицы измерения.

26. Растворы неэлектролитов. Осмос. Законы идеальных растворов: Вант-Гоффа, Рауля.

27. Электролитическая диссоциация. Электролиты. Понятие о сильных и слабых электролитах. Степень диссоциации и ее зависимость от концентрации электролита. Константа диссоциации.

28. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Расчет pH водных растворов кислот и оснований.

29. Определение pH растворов. Важнейшие индикаторы. Представление о буферных растворах.

30. Гетерогенное равновесие в насыщенном растворе малорастворимого электролита. Произведение растворимости. Факторы, влияющие на растворимость малорастворимых электролитов.

31. Гидролиз солей. Реакция среды в растворах различных солей. Запись уравнений гидролиза.

32. Совместный гидролиз двух солей. Влияние присутствия кислот, оснований и других солей на равновесие гидролиза.

33. Константа гидролиза. Степень гидролиза и ее зависимость от природы, концентрации соли и от температуры. Расчет pH гидролиза.

34. Типы химических реакций. Реакции обмена в растворах электролитов.

35. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие окислителя и восстановителя, процессов окисления и восстановления. Важнейшие окислители и восстановители.

36. Типы окислительно-восстановительных реакций: определения и примеры.

37. Окислительно-восстановительная двойственность: понятие и примеры.

38. Методы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.

39. Концентрированная серная кислота как окислитель. Взаимодействие с металлами и неметаллами.

40. Концентрированная азотная кислота как окислитель. Взаимодействие с металлами и неметаллами.

41. Разбавленная азотная кислота как окислитель. Взаимодействие с металлами. 42. Перманганат калия как окислитель. Продукты восстановления в зависимости от кислотности среды.

43. Важнейшие восстановители: сульфит, нитрит, иодид, сульфид, металлы, водород – продукты окисления и примеры реакций.

44. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный электрод. Уравнение Нернста для металлических электродов в растворе соли металла.

45. Гальванические элементы. Схема гальванического элемента. Уравнения электродных процессов. ЭДС гальванического элемента.

46. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций и стандартные электродные потенциалы окислительно-восстановительных систем. Расчет энергии Гиббса и константы равновесия.

47. Электролиз растворов электролитов. Последовательность разряда ионов и молекул воды. Составление схемы электролиза.

48. Электролиз расплавов электролитов. Получение щелочных, щелочно-земельных металлов и алюминия в промышленности.

49. Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Методы защиты от коррозии.

50. Комплексные соединения. Строение комплексных соединений: комплексообразователь, лиганды, внешняя и внутренняя сферы.

51. Классификация комплексных соединений по заряду комплексного иона и по природе лиганда. Номенклатура комплексных соединений.

52. Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости. Константа нестойкости. Устойчивость комплексных соединений.

53. Элементы I А группы: общая характеристика, способы получения, свойства, важнейшие соединения.

54. Элементы II А группы: общая характеристика, способы получения, свойства, важнейшие соединения.

55. Элементы VII A группы: общая характеристика, важнейшие соединения. Способы получения, свойства и применение важнейших соединений.

56. Общая характеристика p-элементов VI группы: Кислород, озон, пероксид водорода: способы получения, свойства и применение.

57. Сера, селен, теллур, нахождение в природе, получение и свойства важнейших соединений.

58. Общая характеристика p-элементов V группы. Аммиак, получение, строение и свойства. Соли аммония. Оксиды азота, получение, строение и свойства.

59. Азотная и азотистая кислоты, получение, строение, свойства. Нитраты, их термическая устойчивость, окислительная активность. Азотные удобрения.

60. Способы получения, свойства и применение фосфора и его соединений. Фосфорные удобрения.

61. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние вещества. Закон Гесса. Расчет энтальпий реакций с использованием закона Гесса (на конкретном примере).

62. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы в природе (примеры). Макро- и микросостояния. Термодинамическая вероятность и энтропия. Возрастание энтропии как движущая сила самопроизвольного процесса.

63. Энтропия вещества. Зависимость энтропии вещества от температуры, объема, агрегатного состояния (причины зависимости, единицы измерения).

64. Энтропия химической реакции. Типичные процессы, сопровождающиеся увеличением и уменьшением энтропии (примеры). Расчет энтропии химической реакции (на конкретном примере).

65. Энергия Гиббса образования и термодинамическая активность вещества. Расчет энергии Гиббса реакции с учетом активности веществ. Какие выводы можно сделать по знаку и величине ΔG и ΔG° ?

66. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. Молекулярность и порядок реакции. Экспериментальное определение порядка реакции (конкретный пример).

67. Влияние температуры на скорость химической реакции. Причины влияния. Уравнение Аррениуса. Экспериментальное определение энергии активации химической реакции (конкретный пример). Примеры практического использования изменения температуры для изменения скорости реакции.

68. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Причины влияния. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ. Ингибирование реакции. Примеры практического использования катализаторов для изменения скорости реакции.

6. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Таблица 7. Результаты освоения учебной дисциплины, подлежащие проверке

Результаты обучения (объекты оценивания)	Основные показатели оценки результатов	Оценочные средства
Знать: роль и место химии в познании окружающего нас мира, значение химии для утверждения материалистических воззрений в науке	Перечисление роли и места химии в познании окружающего нас мира, значение химии для утверждения материалистических воззрений в науке.	лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
Знать: основы химии и химические процессы, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу биологических объектов	Предсказание возможностей осуществления химических процессов с точки зрения химической термодинамики и кинетики. Перечисление основных положений теории ОВР. Перечисление правил катодных и анодных процессов при электролизе расплавов и растворов и при работе гальванических элементов.	лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
Уметь: применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности после окончания университета	Применение законов химической термодинамики с целью обоснования термодинамической возможности самопроизвольного течения химического процесса в заданном направлении (расчет энтальпии, энтропии, энергии Гиббса).	лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
Уметь применять химические теории и законы,	Применение приобретаемых теоретических знаний	лабораторная работа, тестирование,

концепции о строении и реакционной способности неорганических и органических веществ	для решения расчетных задач с использованием различных методик.	контрольная работа, экзамен
Уметь: проводить расчеты по термохимическим уравнениям реакций и предсказывать термодинамическую возможность протекания химических реакций	Применение законов Гесса, Лавуазье, Бертолле для проведения термохимических расчетов в экзо- и эндотермических химических процессах. Применение законов химической термодинамики с целью обоснования термодинамической возможности самопроизвольного течения химического процесса в заданном направлении (расчет энтальпии, энтропии, энергии Гиббса).	лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
Уметь решать расчетные задачи	Применение приобретаемых теоретических знаний для решения расчетных задач с использованием различных формул и методических рекомендаций.	лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
Владеть навыками работы с расчетными формулами, решать расчетные и экспериментальные задачи по химии	Использование расчетных формул для решения расчетных и экспериментальные задачи по растворам, электрохимии, химии элементов.	лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
Владеть: основными знаниями, полученными в лекционном курсе химии, необходимыми для выполнения	Использование приобретенных теоретических знаний и навыков по химии при выполнении практических и	лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен

теоретического и экспериментального исследования, которые в дальнейшем помогут решать на современном уровне вопросы биоэкологии и биотехнологии	лабораторных занятий для решения прикладных задач в области биологии.	
---	---	--

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 2012. –728 с.
2. Кочкаров Ж.А. Неорганическая химия в уравнениях реакций. Учебное пособие «Допущено УМО по классическому университетскому образованию» для студентов. Изд-во «Принт-центр», Нальчик, 2012 г. 350с.
3. Хаханина Т.И. и др. Неорганическая химия: Учебное пособие. Т. И. Хаханина, В. И. Гребнькова, Н.Г. Никитина. - М.: Юрайт, 2010. -288с.
4. ЭБС КБГУ - <http://lib.kbsu.ru/ElectronicResources/ElectrinicLibrary.aspx>

Дополнительная литература

1. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. –М.: Высш. шк.,1994. – 607 с.
2. Новиков Г.И. Основы общей химии. –М.: Высш. шк., 1988. –431 с.
3. Задачи и упражнения по общей химии.: Учебное пособие / под редакцией Н.В. Коровина, М.: Высшая школа, 2003, 255 с.
4. Новоженков В.А. Введение в неорганическую химию: В 2 ч. Барнаул.: Изд-во АГУ, 1998; 1999. –742 с.
5. Ахметов Н.С. и др. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии.: Учебное пособие для студентов вузов М., Высшая школа, 2003, 367с.
6. Курс химии / Под ред. Н.В. Коровина, 2-е изд. - М.: Высшая школа, 1990.
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии Л.: Химия, 1985.
8. Некрасов Б.В. Основы общей химии. М.: Химия, 1972-1973, Т. 1, 2 и 3.
9. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Химия. М.:Химия,1994. 588с.
10. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 2000. –728 с.
11. Ахметов Н.С. Химия. М.: ВШ, 2001. 743с.
12. Третьяков Ю.Д. , Мартыненко Л.И. , Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. Неорганическая химия. Химия элементов. М.: Химия, Книга 1, 2001. 472с, Книга 2, 2001. 583с.
13. Химия: в 2 т./ Под ред. А.Ф. Воробьева. Том 1. Теоретические основы химии.- М.: ИКЦ «Академкнига», 2004.-371 с.
14. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учебное для вузов – 2-е издание, переработ., М., 2002, 448с.

15. Практикум по общей и неорганической химии: Учебное пособие для студентов высшее учебное заведение. /Л.Ю. Аликберова, Р.А. Лидин, В.А. Молочко. – М.: Владос, 2004 – 320с.
16. Практикум по общей и неорганической химии: пособие для студентов вузов/под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова, 2-е изд., М.: Дрофа, 2002, 304с.
17. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учебник вузов. – М.: Высшая школа, 2004.
18. Общая и неорганическая химия в вопросах: Пособие для вузов / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова, - 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2004. -304 с.
19. <http://www.consultant.ru/>
20. <http://www.garant.ru/>

Периодические издания

1. Журнал неорганической химии
2. Журнал Химия. Методика преподавания химии
3. Журнал Химия в школе

Интернет-ресурсы

1. Комплект опорных схем-конспектов по темам: электролитическая диссоциация; кислоты, основания, амфотерные гидроксиды, соли как электролиты; реакции ионного обмена <http://dissociation.nm.ru/> .
2. Критерии протекания окислительно-восстановительных реакций: методическая разработка для преподавателей химии <http://som.fio.ru/item.aspx?id=10004859>
3. Анимации по химии <http://som.fio.ru/items.aspx?id=10001380>
4. **Популярная библиотека химических элементов.** История открытия, физические свойства элементов: <http://www.n-t.org/ri/ps>.
5. **Обучающая энциклопедия: химия** .Теоретические основы общей, неорганической и органической химии, тесты, справочные материалы. <http://www.informika.ru/text/database/chemy/START.html>.
6. **Бесплатный курс химии.** Электронный учебник по общей и неорганической химии: теоретические основы, большое количество задач с решениями, справочные материалы, домашние задания, рекомендации к экзаменам. <http://www.anriintern.com/chemistry/intro.shtml>.
7. **Открытая химия.** Учебное пособие по химии, содержащее базовый и дополнительный материал, иллюстрации, справочные таблицы, разбор решений типовых задач, задания для самостоятельной работы. <http://www.college.ru/chemistry/course/design/index.htm>.
8. **Химия: часть 1** .Материалы по общей химии: основные понятия химии, строение атома, химическая связь. <http://lib.inorg.chem.msu.ru/tutorials/korenev/1.doc>
9. **Химия: часть 2** .Материалы по неорганической химии основные классы неорганических соединений, их свойства и способы получения. <http://lib.inorg.chem.msu.ru/tutorials/korenev/2.doc>.

- 10. Интересные опыты по химии** .Методики проведения некоторых эффектных демонстрационных опытов. <http://kvaziplazmoid.narod.ru/praktika/>.
- 11. Программное обеспечение по химии.** Аннотированные ссылки на существующие программные ресурсы по химии. <http://chemisoft.chat.ru/>
- 13. Химический демонстрационный эксперимент: банк данных.** Тематическая коллекция ссылок на оригинальные журнальные статьи и книги. <http://www.urc.ac.ru:8002/Universities/CSPI/chem/Home.html>.
14. Неорганическая химия. Видеоопыты в Единой коллекции ЦОР <http://school-collection.edu.ru/collection/chemistry/>.
15. Основы химии: электронный учебник <http://www.hemi.nsu.ru>
16. Электронная библиотека учебных материалов по химии на портале Chemnet. <http://www.chem.msu.su/ras/elibrary/>
17. WebElements: онлайн-справочник химических элементов <http://webelements.narod.ru>
19. Классификация химических реакций. <http://classchem.narod.ru>
20. Курс химии на сервере бесплатного дистанционного образования <http://www.anriintern.com/chemistry/>.
21. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/thermo/welcome.html>
22. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/shevelkov2.pdf>
23. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/fasa/welcome.html>
24. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/leenson/zadaniya/zadaniya.pdf>
25. <http://www.openkbsu.ru/moodle/course/view.php?id=116>
26. ЭБС biblio-online.ru
27. Справочная правовая система «Гарант». URL: <http://www.garant.ru>.
28. Справочная правовая система «КонсультантПлюс». URL: <http://www.consultant.ru>
- профессиональные поисковые системы:*
29. Полнотекстовая база данных ScienceDirect: URL: <http://www.sciencedirect.com>.

Виртуальные приборы в физико-химическом эксперименте можно найти на сайте: <http://pdeis.at.tut.by/>

Базы данных

Для самостоятельной, индивидуальной работы рекомендуется использовать электронно-библиотечную систему (ресурсы информационного центра ФГБОУ ВО КБГУ обеспечивающий доступ к ряду международных издательств и баз данных:

1. SciVerse Scopus (<http://www.scopus.com>)
2. ЭБС IPR BOOKS (<http://iprbookshop.ru/>)
3. ЭБС «Консультант студента» (<http://www.studentlibrary.ru>)
4. Web of Science (WOS) (<http://webofknowledge.com>).

7.4. Методические указания к лабораторным занятиям

Методические указания к лабораторным занятиям

1. Хасанов В.В., Жилова С.Б., Виндижева М.К., Черкесов З.А. Химия (лабораторный практикум, часть I). Изд. КБГУ, Нальчик, 2011, 98 с.
2. Кочкаров Ж.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Изд. КБГУ, Нальчик, 2010 г, 124с.
3. Тхашоков Н.И., Кяров А.А. Черкесов Б.Х., Виндижева М.К. Химия (задания и методические рекомендации). Изд. КБГУ, Нальчик, 2009, 46 с.
4. Кяров А.А., Кочкаров Ж.А. Лабораторный практикум по общей химии. Изд. КБГУ, Нальчик, 2008 г. 70с.
5. Кочкаров Ж.А. Лабораторный практикум. Часть 1. Общий курс химии. Нальчик, 2003г. 33с.
6. Кочкаров Ж.А. Лабораторный практикум. Часть 2. Неорганическая химия. Нальчик, 2003г, 36с.
7. Кочкаров Ж.А. Лабораторный практикум. Общая химия. Нальчик, 2002г. 50с.
8. Физическая и коллоидная химия. (уч.-метод. разработка) КБГУ, Нальчик. 2004, 26 с. Кодзоков Х.А., Хакулов З.Л., Виндижева М.К., Черкесов З.А.
9. Тхашоков Н.И., Кяров А.А., Черкесов Б.Х., Виндижева М.К. Общая и неорганическая химия: Задания и методические рекомендации. – Нальчик: Кабардино-Балкарский Университет, 2009. – 47 с.
10. Кушхов Х.Б., Виндижева М.К., Мукожева Р.А., Борукаев Т.А., Кяров А.А. Л.Г. Химия. Учебное пособие. - Нальчик: Каб-Балк. ун-т, 2018. -109 с.

7.5. Методические указания по проведению различных учебных занятий, к курсовому проектированию и другим видам самостоятельной работы

Методические указания к самостоятельной работе.

Самостоятельная работа студентов, предусмотренная учебным планом в объеме **57** часов от общего количества часов, должна соответствовать более глубокому усвоению изучаемого курса, формировать навыки исследовательской работы и ориентировать студентов на умение применять теоретические знания на практике. Задания для самостоятельной работы составляются по разделам и темам, по которым не предусмотрены аудиторские занятия, либо требуется дополнительно проработать и проанализировать рассматриваемый преподавателем материал в объеме запланированных часов.

Организация самостоятельной работы студентов осуществляется по трем направлениям:

- определение цели, программы, плана задания или работы;
- со стороны преподавателя студенту оказывается помощь в технике изучения материала, подборе литературы для ознакомления и написания курсовой работы, реферата;
- контроль усвоения знаний, приобретения навыков по дисциплине, оценка выполненной контрольной и курсовой работы.

Формы самостоятельной работы студентов - это письменные работы, изучение литературы и практическая деятельность.

Самостоятельное изучение литературы можно подразделить на отдельные виды самостоятельной работы:

- изучение базовой литературы - учебников и монографий;
- изучение дополнительной литературы;
- периодических изданий,
- специализированных книг, практикумов;
- конспектирование изученных источников.

Самостоятельная работа является одним из видов учебной деятельности обучающихся, способствует развитию самостоятельности, ответственности и организованности, творческого подхода к решению проблем учебного и профессионального уровня.

Самостоятельная работа проводится с целью:

- систематизации и закрепления полученных теоретических знаний и практических умений обучающихся;
- углубления и расширения теоретических знаний;
- формирования умений использовать специальную литературу;
- развития познавательных способностей и активности обучающихся: творческой инициативы, ответственности и организованности;
- формирования самостоятельности мышления, способностей к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации;
- развития исследовательских умений.

Аудиторная самостоятельная работа по учебной дисциплине на учебных занятиях под непосредственным руководством преподавателя и по его заданию. Внеаудиторная самостоятельная работа выполняется по заданию преподавателя без его непосредственного участия.

Виды заданий для внеаудиторной самостоятельной работы, их содержание и характер могут иметь вариативный и дифференцированный характер, учитывать специфику изучаемой учебной дисциплины, индивидуальные особенности обучающегося.

Контроль самостоятельной работы и оценка ее результатов организуется как единство двух форм:

- самоконтроль и самооценка обучающегося;
- контроль и оценка со стороны преподавателя.

Организуя самостоятельную работу, необходимо постоянно обучать студентов методам такой работы. Пакет заданий для самостоятельной работы следует выдавать в начале семестра, определив предельные сроки их выполнения и сдачи.

Организация и осуществление контроля знаний студентов по разделу «Самостоятельная работа» проводится во внеурочной форме по системе опроса, бесед, организации и проведении контрольных работ и коллоквиумов, а также дополнительному изучению содержания периодических изданий по проблемам изучения данной дисциплины.

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины.

8.1. При проведении лекционных занятий используется аудитория, оснащенная мультимедийной аппаратурой (проектор, экран, колонки, компьютер/ноутбук), для отображения презентационного материала, компьютер с установленным на нем браузером и программным обеспечением для демонстрации презентаций (Power Point и др.).

- Лекционные аудитории (доска, мел)

8.2. Лабораторные занятия проводятся в двух учебных лабораториях кафедры неорганической и физической химии (общая площадь – 80 м²), оснащенных всем необходимым учебным лабораторным оборудованием и реактивами, в том числе:

- комплект учебного лабораторного оборудования, включающий в себя необходимое приборное и химическое обеспечение учебного процесса по химии;
- лабораторная мебель: столы химические, шкафы вытяжные, тумбы, мойки и др.;
- учебно-лабораторный комплекс «Химия», включающий модули «Термостат», «Электрохимия»;
- прочее лабораторное оборудование и приборы, необходимые для проведения учебного эксперимента: рН-метры, центрифуги, титровальные установки, стеклянная и фарфоровая химическая посуда, химические реактивы и др.;
- учебно-наглядные пособия: Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей.

Для самостоятельной работы студентов по дисциплине «Химия» могут быть использованы компьютерные классы, оснащённые компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и доступом в электронную информационно- образовательную среду КБГУ и электронно–библиотечные системы «УНИВЕРСИТЕТСКАЯ БИБЛИОТЕКА ОНЛАЙН»

Для студентов с ограниченными возможностями здоровья созданы специальные условия для получения образования. В целях доступности получения высшего образования по образовательным программам инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья университетом обеспечивается: 1. Альтернативной версией официального сайта в сети «Интернет» для слабовидящих; 2. Присутствие ассистента, оказывающего обучающемуся необходимую помощь; 3. Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по слуху – дублирование вслух справочной информации о расписании учебных занятий; обеспечение надлежащими звуковыми средствами воспроизведения информации; 4. Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, имеющих нарушения опорно-двигательного аппарата, созданы материально-технические условия обеспечивающие возможность беспрепятственного доступа обучающихся в учебные помещения, объекты питания, туалетные и другие помещения университета, а также пребывания в указанных помещениях (наличие расширенных дверных проемов, поручней и других приспособлений).

ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ (ДОПОЛНЕНИЙ)
в рабочую программу по дисциплине
«Химия»
по направлению подготовки 06.03.01. «БИОЛОГИЯ»
на 2021/ 2022 учебный год

№	Элемент (пункт) РПД	Перечень вносимых изменений (дополнений)	Примечание

Обсуждена и рекомендована на заседании кафедры неорганической и
физической химии
протокол № _____ от «_____» _____ 20 ____ г.

Заведующий кафедрой _____ Х.Б. Кушхов