

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Смоленский государственный университет»

Кафедра экологии и химии

«Утверждаю»
Проректор по учебно-
методической работе
Ю.А. Устименко
«09» сентября 2021 г.

Рабочая программа дисциплины
Б1.О.27 «Химия»

Направление подготовки: **44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)**

Направленность (профиль): **География, Биология**

Форма обучения: очная

Курс – 2

Семестр – 3

Всего зачетных единиц – 3; часов – 108

Форма отчетности: экзамен – 3 семестр.

Программу разработала: доктор педагогических наук, доцент, профессор кафедры экологии и химии Е.В. Миренкова

Одобрена на заседании кафедры
«02» сентября 2021 г., протокол № 1

Заведующий кафедрой _____ М.Н. Гильденков

Смоленск
2021

1. Место дисциплины в структуре ОП

Дисциплина Б1.О.27 «Химия» относится к блоку Б1 обязательной части образовательной программы по направлению подготовки 44.03.05 Педагогическое образование. География, биология. Курс химии является фундаментальной учебной дисциплиной и носит научный, общеобразовательный, мировоззренческий и прикладной характер.

Актуальность курса обусловлена тем, что химия относится и числу интенсивно развивающихся фундаментальных наук, важных для современного общества. Основные достижения химии касаются познания природных соединений и их трансформаций, синтеза новых веществ, глубокого изучения химических процессов, протекающих на Земле и осуществляемых на производстве.

Наиболее тесные межпредметные связи при освоении дисциплины реализуются с курсами «География почв с основами почвоведения», «Общее земледоведение» обязательной части программы; «Природные ресурсы мира», «Биоиндикация и мониторинг окружающей среды» из части, формируемой участниками образовательных отношений; «Геохимия ландшафтов» - дисциплиной по выбору..

2. Планируемые результаты обучения по дисциплине

Компетенция	Индикаторы достижения
ПК-6. Способен использовать научные знания в области химии, владеть навыками опытно-экспериментальной деятельности по химии в процессе формирования предметной компетенции обучающихся в рамках реализации основной общеобразовательной программы	Знать: основы общей и неорганической химии; основы химической кинетики и катализа. Уметь: понимать, излагать и критически анализировать базовую информацию в области химии; использовать теоретические знания на практике для обоснования химических процессов; планировать, организовывать и проводить экспериментальную работу в области химии. Владеть: методами обработки, анализа и синтеза лабораторной химической информации; навыками проведения химических расчетов и решения химических задач; методами и приемами постановки и выполнения эксперимента для изучения химических свойств веществ.

3. Содержание дисциплины

Многообразие неорганических веществ. Виды номенклатур. Генетическая связь.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов. Строение атома. Виды химической связи. Типы кристаллических решеток. Зависимость свойств веществ от их состава и строения.

Общие закономерности химических процессов. Скорость химических реакций и способы ее регулирования. Химическое равновесие. Основы химической термодинамики.

Дисперсные системы. Растворы, способы их выражения. Общие свойства растворов неэлектролитов.

Растворы электролитов. Основы ТЭД. Реакции обмена в растворах. Водородный показатель. Гидролиз солей. Буферные системы. Жесткость воды.

Основы электрохимии. Основные понятия теории ОВР. Электролиз. Коррозия.

4. Тематический план

№ п/п	Разделы и темы	Всего часов	Формы занятий		
			лекции	лабораторные занятия	самостоятельная работа

1	Многообразие неорганических веществ. Генетическая связь.	10	2	4	4
2	Основные понятия и законы химии.	7		2	5
3	Периодический закон. Строение атома. Строение вещества.	12	4	4	4
4	Общие закономерности химических процессов (термодинамика и кинетика химических процессов, химическое равновесие)	12	2	4	4
5	Химические системы. Растворы	9	2	4	3
6	Растворы электролитов.	19	4	8	7
7	ОВР. Электрохимические процессы.	15	2	6	6
	Экзамен	27			27
	Итого	108	16	32	60

5. Виды образовательной деятельности

Занятия лекционного типа

Лекция № 1. *Многообразие неорганических веществ. Генетическая связь.* Химические элементы и вещества. Классификация веществ. Классы и группы неорганических веществ. Виды номенклатур в химии. Составление химических формул и способы наименования веществ. Комплексные соединения. Качественные реакции на важнейшие катионы и анионы как метод экспресс-идентификации веществ. Генетическая связь между неорганическими веществами основных классов.

Лекция № 2. *Периодический закон. Строение атома. Строение вещества.* Две формулировки (менделеевская и современная) периодического закона. Современные представления о строении атома. Атомное ядро. Элементарные частицы. Ядерные реакции. Радиоактивность. Характеристика состояния электрона в атоме: атомные орбитали; квантовые числа, их физический смысл; принципы заполнения атомных орбиталей. Основное и возбужденное состояния. Ёмкость электронных слоев. Валентность. Степень окисления.

Разновидности периодической системы и ее структура. Периоды и группы. Электронные семейства. Закономерности периодической системы. Изменение свойств атомов и их соединений. Зависимость реакционной способности элемента от положения в периодической системе и строения атома. Значение периодического закона Д.И.Менделеева.

Химическая связь. Природа и основные характеристики химической связи. Типы химической связи. Ионная связь. Ковалентная связь, её свойства (насыщаемость, направленность, поляризуемость). Два механизма образования ковалентной связи. Полярность связи и полярность молекул. Металлическая связь. Водородная связь. Межмолекулярные взаимодействия.

Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ионной и ковалентной связью. Свойства веществ с различным типом решетки.

Лекция № 3. *Общие закономерности химических процессов (термодинамика и кинетика химических процессов).* Энергетика химических процессов. Внутренняя энергия веществ. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Тепловые эффекты химических реакций, их связь с внутренней энергией и энтальпией. Теплота образования и теплота сгорания веществ. Закон Гесса. Энтропия. Энергия Гиббса. Убыль энергии Гиббса как мера реакционной способности химической системы.

Основы химической кинетики. Скорость химических реакций, зависимость её от природы и концентрации реагирующих веществ, давления и температуры. Закон действия масс. Представление об энергии активации реакции. Аррениуса. Катализ. Положительный

и отрицательный катализ. Гомо- и гетерогенный катализ. Ферменты. Роль катализаторов в жизнедеятельности живых организмов, в борьбе с загрязнением окружающей среды.

Учение о химическом равновесии. Необратимые и обратимые химические реакции. Характеристика химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Лекция № 4. *Химические системы. Растворы.* Классификации дисперсных систем, их свойства. Золи и гели. Аэрозоли, дымы, туманы.

Растворимость. Выражение состава растворов. Истинные растворы. Механизм и термодинамика процесса растворения. Способы выражения состава растворов (массовая доля, молярная концентрация). Зависимость растворимости веществ от внешних условий (температуры, давления).

Растворы неэлектролитов. Осмос и осмотическое давление. Использование обратного осмоса в борьбе с загрязнением окружающей среды. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания разбавленных растворов. Законы Рауля. Значение свойств разбавленных растворов для жизнедеятельности организмов в природных водах.

Лекция № 5. *Растворы электролитов.* Электролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Степень диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации слабого электролита.

Реакции обмена в растворах электролитов, их направленность. Производство растворимости. Условия образования и растворения осадков. Роль электролитов в жизнедеятельности организмов.

Электролитическая диссоциация и ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения рН. Роль рН в химических, биологических и почвообразовательных процессах.

Гидролиз солей в водных растворах. Процессы гидролиза в живой и неживой природе.

Понятие о буферных растворах. Буферные системы в живых организмах, их роль в экосистемах.

Лекция № 6. *ОВР. Электрохимические процессы.* Теория окислительно-восстановительных реакций. Степень окисления и ее определение. Типичные окислители и восстановители. Вещества, проявляющие двойственные свойства. Процессы окисления и восстановления. Классификация ОВР. Расстановка коэффициентов методом электронного баланса. Знакомство с электронно-ионным методом.

Электродные потенциалы и электрохимические процессы в растворах. Электродные потенциалы. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста. Гальванические элементы. ЭДС и ее измерение. Химические источники тока.

Электролиз. Сущность процессов электролиза. Практическое применение электролиза.

Лабораторные занятия

Инструкции по выполнению лабораторных работ приведены в: *Миренкова Е.В. Лабораторный практикум по химии.* Каждый из студентов получает его в библиотеке. При подготовке к выполнению лабораторного практикума, помимо оформления лабораторного журнала, от студентов требуется проработать содержательный материал по различным источникам, выполнить разработанные к каждому занятию задачи и упражнения (номера заданий и упражнений указываются преподавателем). Комплект заданий хранится в кабинете и предоставляется студентам в печатном и электронном виде.

Лабораторное занятие начинается с проверки выполнения домашнего задания и ответов на возникшие вопросы. Перед выполнением лабораторных опытов студентам дается конкретная инструкция по ТБ, особенностям проведения того или иного опыта.

Завершается занятие оформлением письменного отчета в лабораторном журнале, текущим контролем знаний по теме в форме теста или небольшого письменного задания/химического диктанта.

Студенты выполняют следующие лабораторные работы (Миренкова Е.В. Лабораторный практикум по химии. – Смоленск, СмолГУ, 2011):

- 1) Способы получения и свойства веществ различных классов
- 2) Определение молекулярной массы углекислого газа
- 3) Зависимость скорости реакции от различных факторов
- 4) Химическое равновесие
- 5) Приготовление растворов
- 6) Реакции в растворах
- 7) Гидролиз солей
- 8) Качественные реакции на важнейшие катионы и анионы
- 9) Жесткость воды
- 10) Окислительно-восстановительные реакции
- 11) Коррозия металлов
- 12) Электролиз растворов солей.

Образец инструкции к лабораторной работе

ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Цель работы: Познакомиться с некоторыми экспериментальными методами определения различных видов жесткости воды.

Оборудование: конические колбы, бюретки, штативы, мерные пипетки, цилиндры и пробирки.

Реактивы: соляная кислота HCl 0,1 М (фиксанал), индикатор хромоген черный, индикатор метилоранж, трилон Б 0,1 н (фиксанал), аммиачный буферный раствор, дистиллированная вода H₂O, вода для анализа (водопроводная, бутилированная, колодезная, речная и пр.).

Жесткость – один из технологических показателей, принятый для характеристики состава и качества природных вод.

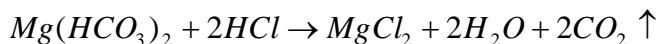
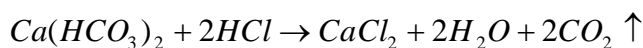
Жесткость воды – это совокупность свойств, обусловленная присутствием в ней ионов двухвалентных металлов, главным образом ионов кальция Ca²⁺ и магния Mg²⁺. Различают общую, карбонатную и некарбонатную жесткость.

Количество кальция и магния, эквивалентное количеству карбонатов и гидрокарбонатов, называют карбонатной жесткостью (Ca(HCO₃)₂). Содержание кальция и магния, превышающее это количество, составляет некарбонатную жесткость. Общая жесткость является суммой карбонатной и некарбонатной жесткости.

Опыт 1. Определение временной жесткости воды

Временной (карбонатной) жесткостью называется часть общей жесткости, удаляющаяся кипячением воды в течение определенного времени. В основном она обусловлена наличием гидрокарбонатов, разлагающихся при нагревании.

В основе определения временной жесткости воды лежит реакция между соляной кислотой и гидрокарбонатами кальция и магния. При титровании пробы соляной кислотой протекают реакции:



При выполнении опыта к определенному объему исследуемой воды приливается по каплям раствор соляной кислоты известной концентрации до полной нейтрализации солей. О степени нейтрализации судят по изменению окраски индикатора метилоранжа.

Порядок работы.

1. Отмерьте 100 мл исследуемой воды.
2. Добавьте 2–3 капли метилоранжа.
3. Титруйте раствором соляной кислоты из бюретки до перехода желтой окраски индикатора в бледно-розовую.
4. Отметьте и запишите объем израсходованной кислоты. Опыт повторите 2–3 раза, после чего возьмите среднее значение объема затраченной на титрование кислоты.

Расчет.

Произведите вычисление по формуле

$$Ж = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{Э}(\text{HCl})}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1000,$$

где Ж – жесткость воды, ммоль/л;

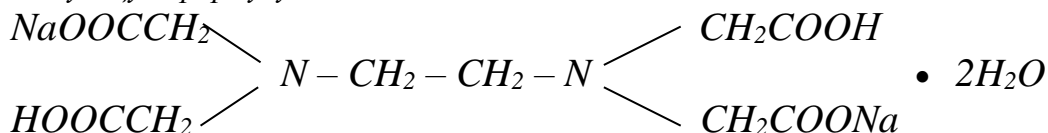
V_{HCl} – объем соляной кислоты, мл;

$C_{\text{Э}(\text{HCl})}$ – концентрация раствора соляной кислоты, (0,1моль/л);

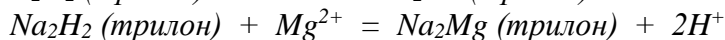
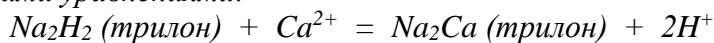
$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем воды, взятой для титрования, мл.

Опыт 2. Определение общей жесткости воды

Определение общей жесткости воды трилометрическим методом основано на способности некоторых органических кислот образовывать комплексные соединения с ионами щелочноземельных металлов. Для этого применяется двузамещенная натриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты. Эта соль сокращенно называется трилон Б и имеет следующую формулу:



Реакции образования комплексных солей, происходящие при титровании воды, содержащей ионы кальция и магния, трилоном Б, сокращенно могут быть выражены следующими уравнениями:



Сущность метода определения общей жесткости воды состоит в следующем. К анализируемой пробе воды прибавляют аммиачную смесь (буферный раствор) для создания оптимального значения рН и несколько кристалликов индикатора – красителя хромогена черного. После этого пробу титруют раствором трилона Б. Изменение красно-фиолетовой окраски индикатора на голубую свидетельствует о полном связывании в воде ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} трилоном Б. По количеству раствора трилона, затраченного на титрование, вычисляют общую жесткость воды.

Порядок работы.

1. В коническую колбу объемом 250 мл отмерьте 100 мл исследуемой воды (для экономии реактивов можно брать 50 мл воды, но тогда следует добавить дистиллированную воду до общего объема 100 мл).
2. Добавьте 5 мл аммиачного буферного раствора.
3. Добавьте несколько кристалликов индикатора.

4. Эту смесь медленно, при взбалтывании титруйте раствором трилона Б до перехода цвета раствора из фиолетово-красного в голубой.
5. Опыт повторите 2 – 3 раза и возьмите среднее значение объема трилона.

Расчет.

Вычисление общей жесткости в ммоль/л произведите по следующей формуле:

$$Ж = V_1 \cdot C_э \frac{1000}{V},$$

- где V_1 – объем раствора трилона Б, прошедшего на определение, мл;
 $C_э$ – эквивалентная концентрация трилона Б (0,1 моль/л);
 V_2 – объем воды, взятый для определения, мл.

Проанализируйте полученные данные и сделайте выводы.

Оформите сводную таблицу, внося в нее свои данные, а также количественные данные, полученные коллегами при исследовании других образцов. Сравните показатели жесткости природной воды, бутилированной воды и воды, подвергшейся фильтрации в домашних условиях. Выявите и объясните зависимости.

Самостоятельная работа

Образцы вопросов и заданий для подготовки к лабораторным работам:

Лабораторная работа №1. Способы получения и свойства веществ различных классов

1. Дайте определение оксидов, оснований, кислот и солей. Как их классифицируют?
2. Подтвердите уравнениями реакций химические свойства оксида углерода(IV).
3. С какими из перечисленных веществ будет реагировать азотная кислота: а) оксид магния, б) серная кислота, в) медь, г) карбонат калия, д) оксид фосфора (V), е) сульфат натрия, ж) гидроксид бария? Напишите возможные уравнения реакций.
4. Приведите не менее 10 различных способов получения солей.
5. Осуществите превращения:

Фосфат кальция → гидрофосфат кальция → дигидрофосфат кальция → фосфат кальция.

6. Докажите, что оксид и гидроксид алюминия проявляют амфотерные свойства. Для реакций взаимодействия со щелочами приведите уравнения реакций, протекающих в растворе и при сплавлении.

7. В двух пробирках находятся растворы нитрата цинка и гидроксида натрия. Как, не прибегая к помощи других реактивов, определить каждое из веществ? Ответ обоснуйте.

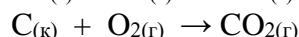
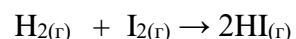
Лабораторная работа №2. Определение молекулярной массы углекислого газа

1. Что называют абсолютной и относительной плотностью газа?
2. Для осушки газов применяются следующие вещества: гидроксид натрия, серная кислота, хлорид кальция, оксид кальция. Какие из этих газов можно использовать для осушки: а) диоксида углерода, б) аммиака, в) азота, г) кислорода, д) сероводорода? Ответ мотивируйте.
3. Масса колбы с воздухом равна 63,872 г. После замещения воздуха газом масса колбы оказалась равной 64,182 г. Вместимость колбы 470 мл, температура 15 °С, давление 102,66 кПа. Рассчитайте относительную плотность газа по воздуху и его молярную массу (1,53; 44,2 г/моль).
4. Масса 1 л газа при 21 °С и 96,26 кПа равна 2,52 г. Рассчитайте относительную плотность газа по водороду и его молярную массу (32; 64 г/моль).
5. Рассчитайте молярную массу газа, если масса 1 мл его равна 1,96 мг (н.у.) (43,9 г/моль).
6. Рассчитайте массу 10 л азота при н.у. (12 г).
7. Какую массу имеют $3,01 \cdot 10^{24}$ молекул аммиака?
8. Какой объем занимает при н.у. сероводород массой 17 г?

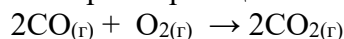
9. Сколько молекул содержится в газообразном хлоре объемом 2 л при н.у.?
 10. Газовая смесь объемом 1 л (н.у.) содержит водород с объемной долей 40% и оксид углерода(II) с объемной долей 60%. Вычислите массу смеси (1,21 г).

Лабораторная работа №3. Зависимость скорости реакции от различных факторов

1. Что такое средняя и истинная скорость химической реакции? В чем она может измеряться?
2. В чем разница между гомо- и гетерогенными реакциями? Приведите примеры.
3. Перечислите факторы, от которых зависит скорость химической реакции.
4. Сформулируйте закон действия масс. Запишите его выражения для следующих процессов:

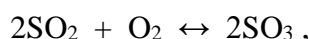


5. Что такое катализаторы и ингибиторы?
6. Какие виды катализа вам известны? Приведите примеры.
7. Что такое энергия активации?
8. Объясните, как зависит скорость химической реакции от температуры.
9. Во сколько раз изменится скорость реакции



при увеличении давления в системе в 10 раз? Температура системы поддерживается постоянной, а реакция является элементарной.

10. Определите, как изменится скорость прямой и обратной реакции $v_{\text{пр}}$.



$v_{\text{обр}}$.

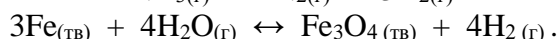
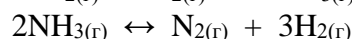
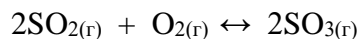
идущей в одну стадию, если общее давление в системе увеличить в 4 раза?

11. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры от 22 до 62°C, если температурный коэффициент γ реакции равен 3?

12. При 120°C реакция заканчивается через 16 мин. Через какое время закончится эта реакция при 80°C, если $\gamma=2$?

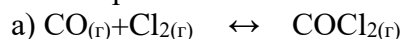
Лабораторная работа №4. Химическое равновесие

1. Какие реакции называют обратимыми и необратимыми?
2. Дайте определение понятию «химическое равновесие».
3. Поясните, почему равновесие является динамическим.
4. На основании закона действующих масс выведите выражение для константы равновесия.
5. В чем отличие записи константы равновесия для гомо- и гетерогенных реакций?
6. Запишите выражения константы равновесия для следующих обратимых процессов:



7. Сформулируйте принцип Ле-шателье, поясните его на примерах.

8. В каком направлении сместится равновесие в системах:



если при неизменной температуре увеличить давление газовой смеси?

9. При состоянии равновесия в системе



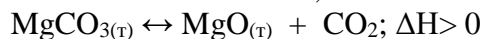
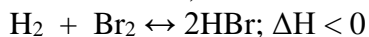
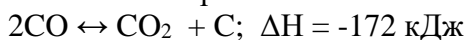
концентрации участвующих веществ равны: $[\text{N}_2]=3$ моль/л; $[\text{H}_2]=9$ моль/л; $[\text{NH}_3]=4$

моль/л.

Определите:

- а) исходные концентрации водорода и азота;
- б) в каком направлении сместится равновесие с ростом температуры;
- в) в каком направлении сместится равновесие с повышением давления?

10. В каком направлении сместятся равновесия



- а) при повышении давления;
- б) при повышении температуры? Ответ обоснуйте.

Лабораторная работа №5. Растворы. Приготовление растворов заданной концентрации

1. Приведите формулы для расчета ω , C , $C_{\text{экв}}$.
2. Перечислите известные вам размерные и безразмерные способы выражения состава растворов.
3. В 150 г воды растворили 15 г нитрата калия. Определите массовую долю полученного раствора.
4. Вычислите процентную и молярную концентрации раствора H_2SO_4 , полученного при растворении 22 г кислоты в 378 мл H_2O , если плотность его равна $1,045 \text{ г/см}^3$.
5. Определите массу NaOH , необходимую для приготовления 200 мл раствора с молярной концентрацией 0,15.
6. Вычислите эквивалентную концентрацию 16% раствора хлорида алюминия плотностью $1,149 \text{ г/см}^3$.
7. Определите массы медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды, необходимые для приготовления 400 г 10% раствора сульфата меди.
8. Вычислите молярную концентрацию азотной кислоты в 12,65% -ом растворе с плотностью $1,07 \text{ г/мл}$.
9. В каком соотношении по массе следует смешать 40 и 15%-ые растворы, чтобы получить 35%-й?
10. В 200 г раствора при 50°C содержится 54 г хлорида натрия. Определите массовую долю соли в растворе и коэффициент ее растворимости.

Лабораторная работа №6. Реакции в растворах

1. Что такое реакции обмена?
2. Перечислите, в каких случаях возможно протекание реакций обмена в растворах электролитов до конца.
3. Что представляют собой молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения реакции?
4. Для чего служит таблица растворимости и как ею пользоваться?
5. Какие вещества и почему не следует разлагать на ионы при записи уравнений реакций обмена в ионной форме?
6. Перечислите известные вам слабые электролиты.
7. Что показывает водородный показатель среды (рН)? Преобладание каких ионов обуславливает кислую, щелочную, нейтральную среду? Каково значение рН в кислых, щелочных и нейтральных растворах?
8. Как с помощью различных индикаторов определяется кислотность среды?
9. Как с помощью индикаторов можно доказать факт нейтрализации кислоты щелочью?
10. Что такое реакции нейтрализации?

11. Определите, возможно ли протекание обменной реакции при смешивании следующих растворов: а) FeSO_4 и Na_2S , б) H_3PO_4 и KOH , в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и NH_4Cl , г) CaCl_2 и CuSO_4 , д) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ и NaOH , е) Na_2CO_3 и HNO_3 , ж) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и LiOH . Если реакции возможны, запишите уравнения в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах.

12. Возможно ли совместное существование в растворе: а) фосфата калия и хлорида кальция, б) нитрата натрия и сульфата алюминия, в) сульфида калия и нитрата меди(II), г) соляной кислоты и гидроксида магния? Подтвердите ответ уравнениями реакций.

Лабораторная работа №7. Гидролиз солей

1. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: Na_2CO_3 , NaBr , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CuSO_4 , KNO_3 ? Ответьте на вопрос, не составляя уравнений реакций.

2. Какова реакция среды в растворах следующих солей: KI , AlCl_3 , K_2S , ZnSO_4 , NaCN , NaNO_3 ? Дайте объяснение. Напишите соответствующие молекулярные и ионные уравнения реакций.

3. Составьте уравнения гидролиза Na_2CO_3 по ступеням. На какой ступени степень гидролиза наибольшая? Ответ мотивируйте.

4. При смешении растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S в осадок выпадает $\text{Al}(\text{OH})_3$. Объясните причину и приведите соответствующие уравнения реакций.

5. В какую сторону смещается равновесие реакций гидролиза солей при их разбавлении? Как влияет температура на степень гидролиза?

6. Какая из двух солей – силикат натрия или сульфит натрия – при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу? Почему?

7. Требуется приготовить раствор сульфата железа(III). Какие манипуляции следует произвести, чтобы ослабить гидролиз соли?

Лабораторная работа №8. Качественные реакции на важнейшие катионы и анионы

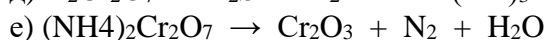
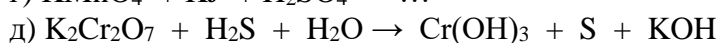
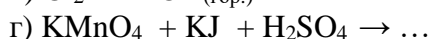
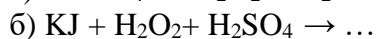
Лабораторная работа №9. Жесткость воды

1. Присутствие каких солей обуславливает жесткость природной воды?
2. Какие виды жесткости вы знаете?
3. Почему проводят приемы умягчения воды?
4. Приведите примеры устранения карбонатной и некарбонатной жесткости.
5. В чем сущность ионитного способа умягчения воды?
6. Определите карбонатную жесткость воды, в 1 л которой содержится по 100 мг $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$.
7. Сколько гашеной извести необходимо прибавить к 1 м^3 воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную $7,2$ ммоль/л?

Лабораторная работа №10. Окислительно-восстановительные реакции

1. Дайте определение: окислительно-восстановительной реакции, окислителя, восстановителя, процессов окисления и восстановления.
2. Приведите примеры веществ – типичных окислителей и восстановителей.
3. Приведите примеры соединений, которые в окислительно-восстановительных реакциях могут проявлять двойственные свойства. Ответ обоснуйте.
4. Приведите пример окислительно-восстановительной реакции, расставьте коэффициенты методом электронного баланса.
5. Расставьте степень окисления элементов в соединениях: P_2O_5 , HNO_3 , PH_3 , Na_2SO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KNO_2 , KJ , H_2O_2 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

6. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите тип ОВР, окислитель и восстановитель:



Лабораторная работа №11. Коррозия металлов

1. В чем сущность коррозии металлов?
2. Какие виды коррозии вам известны и чем они отличаются?
3. Перечислите условия протекания электрохимической коррозии.
4. Как определить, какой из участков поверхности металла является анодным и какой – катодным?
5. Что представляет собой электрохимический ряд напряжений металлов?
6. Как меняется активность металлов слева направо в электрохимическом ряду напряжений металлов?
7. Что такое окисление, восстановление, окислитель, восстановитель?
8. Из чего складывается процесс электрохимической коррозии?
9. Какие частицы могут быть окислителями при коррозии в различных условиях (в растворах электролитов, во влажном воздухе, в природных водах)?
10. В чем отличие анодных покрытий от катодных? Что корродирует при повреждении анодного и катодного покрытия?
11. Что такое ингибиторы коррозии и какова их роль?
12. Запишите электронные уравнения окислительно-восстановительных процессов, протекающих на анодных и катодных участках при коррозии в следующих случаях: а) сплав меди и цинка в среде кислотного электролита, б) никелированное железо в морской воде, в) сплав магния и алюминия во влажной атмосфере.

Лабораторная работа №12. Электролиз растворов солей.

1. В чем сущность процесса электролиза? Какова движущая сила процесса?
2. Какие процессы происходят при электролизе на аноде и катоде? Как заряжены анод и катод?
3. Почему при электролизе раствора сульфата меди происходит восстановление ионов металла на катоде, а при электролизе раствора сульфата натрия восстанавливается не металл, а ионы водорода?
4. Перечислите известные вам типы электродов. В чем особенность инертных электродов?
5. К какому из электродов при электролизе движутся катионы и анионы?
6. Каковы закономерности протекания процессов окисления на аноде и процессов восстановления на катоде?
7. В каких случаях и почему при электролизе происходит изменение pH среды в приэлектродных зонах?
8. Составьте схемы электролиза и запишите уравнения всех возможных электродных процессов для следующих случаев: а) расплав сульфида калия K_2S с угольными электродами; б) раствор нитрата серебра AgNO_3 с графитовыми электродами; в) раствор хлорида цинка ZnCl_2 с никелевыми электродами.
9. Приведите примеры веществ трех классов (кислоты, основания, соли), которые можно использовать в качестве электролитов для осуществления электролиза воды. Какие требования к электродам нужно предъявлять в каждом из этих случаев?

- 1) ионы K^+ и Cl^- 3) атомы K и Cl
 2) молекулы KCl 4) атомы K и молекулы Cl_2
13. Линейное строение имеют молекулы...
 1) CO_2 2) H_2Te 3) BeF_2 4) H_2S
14. Две π -связи имеются в молекулах...
 1) H_3PO_4 2) HCN 3) CO_2 4) C_2H_6
15. Ковалентная полярная связь осуществляется в соединениях...
 1) CaO 2) SO_2 3) H_2Se 4) F_2
16. Пирамидальное строение имеют молекулы...
 1) GaF_3 2) NH_3 3) BF_3 4) PH_3
17. Центральный атом имеет sp^3 -гибридизацию в частицах...
 1) NO_3^- 2) NH_4^+ 3) CH_4 4) CO_2
18. Вещество, в молекуле которого содержатся 2s- и 2p-связи, имеет формулу ...
 1) CH_4 2) CO 3) CO_2 4) $COCl_2$
19. Линейное строение имеет молекула, формула которой ...
 1) H_2S 2) H_2O 3) SO_2 4) BeF_2
20. Соединением, в котором реализуется связь, образованная по донорно-акцепторному механизму, является ...
 1) аммиак 2) молекула азота 3) молекула хлороводорода 4) хлорид аммония

2 ВАРИАНТ

1. Вещество, в молекуле которого содержатся 2 σ - и 2 π -связи, имеет формулу ...
 1) CH_4 2) CO 3) CO_2 4) $COCl_2$
2. Белый фосфор имеет _____ кристаллическую решетку
 1) атомную 2) металлическую 3) молекулярную 4) ионную
3. Линейное строение имеет молекула, формула которой ...
 1) H_2S 2) H_2O 3) SO_2 4) BeF_2
4. В ряду $N_2 \rightarrow O_2 \rightarrow H_2$ прочность связи в молекулах ...
 1) уменьшается 3) не изменяется
 2) увеличивается 4) изменяется периодически
5. Соединением, в котором реализуется связь, образованная по донорно-акцепторному механизму, является ...
 1) аммиак 3) молекула хлороводорода
 2) молекула азота 4) хлорид аммония
6. Вещества, содержащие только ковалентные полярные химические связи, приведены в ряду ...
 1) PF_5 , Cl_2O_7 , NH_4Cl 3) H_3PO_4 , BF_3 , CH_3COONH_4
 2) F_2 , H_2SO_4 , P_2O_5 4) NO_2 , $SOCl_2$, CH_3COOH
7. В узлах кристаллической решетки фторида натрия находятся ...
 1) ионы натрия и фтора 3) молекулы NaF
 2) атомы натрия и фтора 4) атомы натрия и молекулы фтора
8. Тетраэдрическое строение имеет молекула...
 1) CaH_2 2) NH_3 3) CH_4 4) H_2O
9. Установите соответствие между формулой вещества и типом гибридизации орбиталей центрального атома:
 1) CO_2 sp^3
 2) SO_2 sp
 3) CH_4 sp^2
 sp^3d
10. Установите соответствие между формулой вещества и валентным углом центрального атома:

1) CO ₂	180
2) BF ₃	109 ⁰ 28
3) CH ₄	120 ⁰
	90 ⁰

11. Установите соответствие между названием вещества и типом кристаллической решетки в веществе

1) графит	Молекулярная
2) хлорид кальция	Атомная
3) литий	Металлическая
	Ионная

12. Центральный атом имеет sp-гибридизацию в молекулах...

1) H ₂ O	2) CO ₂	3) SO ₂	4) BeF ₂
---------------------	--------------------	--------------------	---------------------

13. Пирамидальное строение имеют молекулы...

1) GaF ₃	2) NH ₃	3) BF ₃	4) PH ₃
---------------------	--------------------	--------------------	--------------------

14. Центральный атом имеет sp³-гибридизацию в частицах...

1) NO ₃ ⁻	2) NH ₄ ⁺	3) CH ₄	4) CO ₂
---------------------------------	---------------------------------	--------------------	--------------------

15. Ковалентная полярная связь осуществляется в соединениях...

1) CaO	2) SO ₂	3) H ₂ Se	4) F ₂
--------	--------------------	----------------------	-------------------

16. Линейное строение имеют молекулы...

1) CO ₂	2) H ₂ Te	3) BeF ₂	4) H ₂ S
--------------------	----------------------	---------------------	---------------------

17. Две π-связи имеются в молекулах...

1) H ₃ PO ₄	2) HCN	3) CO ₂	4) C ₂ H ₆
-----------------------------------	--------	--------------------	----------------------------------

18. Ковалентная полярная связь осуществляется в соединениях...

1) CaO	2) SO ₂	3) H ₂ Se	4) F ₂
--------	--------------------	----------------------	-------------------

19. Ионная связь образуется между элементами ...

1) H и C	2) P и O	3) K и Cl	4) C и O
----------	----------	-----------	----------

20. Йодид калия имеет _____ кристаллическую решетку

1) ионную	2) металлическую	3) молекулярную	4) атомную
-----------	------------------	-----------------	------------

Тема: Растворы

В-1

1. Какая масса хлорида аммония содержится в 405 г насыщенного при 15°C растворе, если коэффициент растворимости этой соли при данной температуре равен 35 г?

2. В воде массой 80 г растворили 20 г кристаллогидрата Na₂SO₄·10H₂O. Рассчитайте массовую долю сульфата натрия в полученном растворе.

3. Определите молярную концентрацию 47,7%-го раствора H₃PO₄, имеющего плотность 1,315 г/л.

В-2

1. Какая масса хлорида калия выпадет в осадок при охлаждении 302,2 г насыщенного при 80°C раствора (растворимость 51,1 г) до 20°C (растворимость 34 г)?

2. Какая масса железного купороса FeSO₄·7H₂O понадобится для приготовления 30 кг 0,5%-го раствора сульфата железа?

3. Определите молярную концентрацию раствора, полученного при растворении сульфата натрия массой 42,6 г в воде массой 300 г, если плотность полученного раствора составляет 1,12 г/мл.

Критерии оценивания:

«Отлично» - ответ правильный на 91-100%;

«Хорошо» - ответ верный на 70-90%;

«Удовлетворительно» - ответ верный на 51-70%;

«Неудовлетворительно» - задания выполнены менее чем на 50%.

6.2. Оценочные средства и критерии оценивания для *промежуточной аттестации*

Экзамен (3 семестр)

Вопросы для подготовки к экзамену:

1. Основные химические понятия: атом, молекула, размеры атомов и молекул; эквивалент простого и сложного вещества. Количество вещества. Моль. Атомная и молекулярная масса, молярная масса, молярная масса эквивалента вещества.
2. Законы стехиометрии.
3. Современные представления о строении атома. Субатомные частицы. Изотопы. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа. Атомные орбитали.
4. Атомные орбитали. Принципы заполнения атомных орбиталей. Электронные конфигурации атомов и ионов. Основные свойства атомов (радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность).
5. Химическая связь, её свойства и основные типы. Характеристика связей: ионной, металлической, водородной.
6. Характеристика ковалентной химической связи. Сигма- и пи-связи. Форма молекул с различным типом связей.
7. Агрегатные состояния вещества. Типы кристаллических решеток (атомная, молекулярная, ионная, металлическая) и связь её структуры со свойствами вещества.
8. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ.
9. Оксиды: несолеобразующие, основные, кислотные, амфотерные. Гидроксиды: кислотные, основные, амфотерные. Представители. Свойства.
10. Соли: средние, кислые, основные. Бинарные соединения. Комплексные соединения.
11. Положение металлов в периодической системе. Особенности электронного строения атомов. Металлическая связь, металлическая кристаллическая решетка. Физические свойства металлов. Формы нахождения металлов в природе. Металлические руды. Общие способы получения металлов.
12. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции.
13. Катализ. Виды, механизм действия, особенности, значение в живой природе и производственной деятельности человека.
14. Химическое равновесие. Константа равновесия как выражение закона действующих масс для положения химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
15. Дисперсные системы их классификация. Краткая характеристика грубых дисперсий, коллоидных растворов, истинных растворов.
16. Способы выражения концентрации растворов. Расчеты для приготовления растворов.
17. Общие свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа.
18. Строение молекул воды, ассоциация молекул воды. Структура льда и жидкой воды. Аномальные свойства воды. Жесткость воды, способы её устранения.
19. Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации веществ с различным типом связи. Степень диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации слабых электролитов.
20. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды. Реакции обмена в водных растворах электролитов.

21. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения рН. Расчеты по вычислению рН.
22. Гидролиз солей в водных растворах. Случаи гидролиза.
23. Количественные характеристики гидролиза. Смещение равновесия реакций гидролиза.
24. Понятие о буферных системах.
25. Окислительно-восстановительные реакции. Степени окисления, окислители, восстановители, вещества с двойственными свойствами.
26. Типы ОВР. Составление уравнений ОВР.
27. Количественные характеристики ОВР. Электродные потенциалы. Ряд напряжения металлов.
28. Гальванические элементы. ЭДС гальванических элементов. Уравнение Нернста. Аккумуляторы.
29. Коррозия металлов. Виды коррозионных процессов. Способы защиты металлов от коррозии.
30. Электролиз. Последовательность разрядки ионов при электролизе растворов и расплавов. Законы Фарадея.

Критерии оценивания:

Оценка «отлично» выставляется студенту, который: глубоко и прочно усвоил программный материал в полном объеме, исчерпывающе, грамотно и логически стройно его излагает, четко формулирует основные понятия, приводит соответствующие примеры, уверенно владеет методологией курса, свободно ориентируется в его внутренней структуре, четко выявляет межпредметные связи с другими учебными дисциплинами; умеет творчески иллюстрировать теоретические положения курса примерами, применять теоретические знания к решению практических задач; хорошо владеет современными методами исследования, способен к самостоятельному пополнению и обновлению знаний.

Оценка «хорошо» выставляется студенту, который: твердо усвоил программный материал, грамотно и по существу излагает его без существенных ошибок, правильно применяет теоретические положения при решении конкретных задач, с небольшими погрешностями приводит формулировки определений, не допускает существенных неточностей при выборе и обоснованности методов решения задач; владеет методологией и методами исследования, устанавливает внутренние и межпредметные связи, умеет увязывать теорию с практикой; по ходу изложения допускает небольшие неточности, не искажающие содержания ответа.

Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, который не совсем твердо владеет программным материалом, знает основные теоретические положения изучаемого курса, обладает достаточными для продолжения обучения и предстоящей профессиональной деятельности знаниями. При ответах допускает малосущественные погрешности, искажения логической последовательности при изложении материала, неточную аргументацию теоретических положений курса, испытывает затруднения при решении практических задач.

Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, имеющему серьезные пробелы в знании учебного материала, допускающему принципиальные ошибки при выполнении предусмотренных программой контрольных заданий. Уровень знаний недостаточен для дальнейшей учебы и будущей профессиональной деятельности.

7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы

7.1. Основная литература

- 1) Химия: учебник для академического бакалавриата / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2018. — 431 с.

<https://biblio-online.ru/book/AEEECDC5-270E-4DBA-AB95-E23595FCAC39>

2) Никольский, А. Б. Химия : учебник и практикум для академического бакалавриата / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2018. — 507 с.

<https://biblio-online.ru/book/C4D01935-4A48-4DB9-A395-7147D6103087>

3) Мартынова, Т. В. Химия : учебник и практикум для прикладного бакалавриата / Т. В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов ; под ред. Т. В. Мартыновой. — М. : Издательство Юрайт, 2018. — 393 с.

<https://biblio-online.ru/book/805D8EA6-640E-4F5D-A2EC-224B50427E63>

4) Зайцев, О. С. Химия : учебник для академического бакалавриата / О. С. Зайцев. — М. : Издательство Юрайт, 2018. — 470 с.

<https://biblio-online.ru/book/8727BC11-36C7-4F97-B8A1-EAA7BA10FE15>

7.2. Дополнительная литература

1. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. — 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2017. — 215 с.

<https://biblio-online.ru/book/9EF62046-E896-40EA-A19D-ABFAD1260476>

2. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. — 10-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 360 с.

<https://biblio-online.ru/book/D1023147-B5F3-4C9F-85FA-1E57F4C31AB7>

3. Химия: учебник для академического бакалавриата / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал. — 2-е изд., перераб. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2018. — 431 с. <https://biblio-online.ru/book/AEEECDC5-270E-4DBA-AB95-E23595FCAC39>

4. Никольский, А. Б. Химия : учебник и практикум для академического бакалавриата / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2018. — 507 с. <https://biblio-online.ru/book/C4D01935-4A48-4DB9-A395-7147D6103087>

5. Мартынова, Т. В. Химия : учебник и практикум для прикладного бакалавриата / Т. В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов ; под ред. Т. В. Мартыновой. — М.: Издательство Юрайт, 2018. — 393 с.

<https://biblio-online.ru/book/805D8EA6-640E-4F5D-A2EC-224B50427E63>

6. Зайцев, О. С. Химия : учебник для академического бакалавриата / О. С. Зайцев. — М.: Издательство Юрайт, 2017. — 470 с.

<https://biblio-online.ru/book/8727BC11-36C7-4F97-B8A1-EAA7BA10FE15>

7. Миренкова Е.В. Лабораторный практикум по химии. – Смоленск, СмолГУ, 2011.

7.3. Материалы сети Интернет

1. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов
<http://school-collection.edu.ru>

2. Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов (ФЦИОР)
<http://fcior.edu.ru>

3. Открытый колледж: Химия
<http://college.ru/himiya/>

4. Портал фундаментального химического образования России
<http://www.chemnet.ru>

5. Российский общеобразовательный портал
<http://experiment.edu.ru>

6. Химия для всех: иллюстрированные материалы по общей, органической и неорганической химии
<http://school-sector.relarn.ru/nsm/>

7. Журнал "Химия и Жизнь - XXI век"

<http://www.hij.ru>

8. Мир химии

Краткий курс химии, биографии химиков, статьи, вещества, опыты, музей. Области химии: органическая, аналитическая, экохимия, нефтехимия, термохимия.

<http://chemistry.narod.ru>

9. Виртуальная Химическая Школа

<http://him-school.ru>

10. <http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/> (Электронная библиотека учебных материалов по химии портала "ChemNet")

11. <http://www.chem.msu.ru/rus/weldept.html> (Сайт химического факультета МГУ)

12. <http://rusacademedu.ru/> (Сайт Российская академия образования)

8. Материально-техническое обеспечение

Учебные аудитории для проведения учебных занятий - корпус № 1, ауд. 61: ноутбук HP 530 CM-530, проектор Vivitek D557W, экран настенный ProScreen; ауд. 62.

Помещение для самостоятельной работы - уч. корпус № 1, ауд. 26: учебная мебель (30 посадочных мест), компьютерный класс с выходом в сеть Интернет (17 компьютеров), принтер HP Deskjet 1280, сканер EPSONGT1500 A3.

9. Программное обеспечение

Microsoft Open License (Windows XP, 7, 8, 10, Server, Office 2003-2016), лицензия 66975477 от 03.06.2016 (бессрочно).

Обучающимся обеспечен доступ к ЭБС «Юрайт», ЭБС «IPRbooks», доступ в электронную информационно-образовательную среду университета, а также доступ к современным профессиональным базам данных и информационным справочным системам.

ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ

Сертификат: 03B6A3C600B7ADA9B742A1E041DE7D81B0
Владелец: Артеменков Михаил Николаевич
Действителен: с 04.10.2021 до 07.10.2022