

**федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Мордовский государственный педагогический
университет имени М.Е. Евсевьева»**

Факультет естественно-технологический

Кафедра химии, технологии и методик обучения

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Наименование дисциплины (модуля): Физическая химия

Уровень ОПОП: Бакалавриат

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

Профиль подготовки: Биология. Химия

Форма обучения: Очная

Разработчики:

Жукова Н. В., доцент

Программа рассмотрена и утверждена на заседании кафедры, протокол № 12
от 13.04.2018 года

Зав. кафедрой  Жукова Н. В.

Программа с обновлениями рассмотрена и утверждена на заседании кафедры,
протокол № 1 от 28.08.2019 года

Зав. кафедрой  Ляпина О. А.

Программа с обновлениями рассмотрена и утверждена на заседании кафедры,
протокол № 1 от 31.08.2020 года

Зав. кафедрой  Ляпина О. А.

1. Цель и задачи изучения дисциплины

Цель изучения дисциплины - формирование навыков установления связей между физическими и химическими явлениями и понимания сущности химических процессов, протекающих в природе и технике, необходимых для реализации образовательной программы по химии в соответствии с требованиями образовательных стандартов.

Задачи дисциплины:

- формирование теоретических знаний по следующим вопросам: количественные законы химии; химическое и фазовое равновесие; физико-химический анализ; теория разбавленных растворов; разделение путем ректификации, перегонки с паром, экстракции, осмоса, адсорбции, хроматографии; теории растворов электролитов; теории потенциалов и ЭДС гальванических элементов; теории мембранного равновесия; формальная кинетика гомогенных и гетерогенных процессов; гетерогенный и гомогенный химический катализ;
- формирование знаний основ физико-химических процессов;
- формирование готовности реализовывать образовательные программы по учебным предметам соответствии с требованиями образовательных стандартов.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплина Б1.В.12 «Физическая химия» относится к вариативной части учебного плана.

Дисциплина изучается на 3 курсе, в 5 семестре.

Для изучения дисциплины требуется: знания, умения и навыки, приобретенные в процессе изучения таких дисциплин, как «Общая и неорганическая химия» и «Аналитическая химия».

Изучению дисциплины «Физическая химия» предшествует освоение дисциплин (практик):

- Аналитическая химия;
- Физико-химические методы анализа;
- Основы лабораторного практикума по общей химии;
- Основы лабораторного практикума по химии неорганических соединений;
- Естественнонаучная картина мира.

Освоение дисциплины «Физическая химия» является необходимой основой для последующего изучения дисциплин (практик):

- Химия окружающей среды;
- Химический анализ на производстве;
- Методика обучения химии;
- Прикладная химия;
- Органический синтез;

Практика по получению профессиональных умений и опыта профессиональной деятельности.

Область профессиональной деятельности, на которую ориентирует дисциплина «Физическая химия», включает: образование, социальную сферу, культуру.

Освоение дисциплины готовит к работе со следующими объектами профессиональной деятельности:

- обучение;
- воспитание;
- развитие;
- просвещение;
- образовательные системы.

В процессе изучения дисциплины студент готовится к видам профессиональной деятельности и решению профессиональных задач, предусмотренных ФГОС ВО и учебным планом:

научно-исследовательская деятельность

- постановка и решение исследовательских задач в области науки и образования;

- использование в профессиональной деятельности методов научного исследования.

3. Требования к результатам освоения дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование компетенций и трудовых функций (профессиональный стандарт Педагог (педагогическая деятельность в дошкольном, начальном общем, основном общем, среднем общем образовании) (воспитатель, учитель), утвержден приказом Министерства труда и социальной защиты №544н от 18.10.2013).

Выпускник должен обладать следующими профессиональными компетенциями (ПК) в соответствии с видами деятельности:

ПК-1. готовностью реализовывать образовательные программы по учебным предметам соответствии с требованиями образовательных стандартов педагогическая деятельность

ПК-1 готовностью реализовывать образовательные программы по учебным предметам соответствии с требованиями образовательных стандартов	знать: - требования федеральных государственных образовательных стандартов и основной общеобразовательной программы по химии; - преподаваемый предмет в пределах требований федеральных государственных образовательных стандартов и основной общеобразовательной программы; - фундаментальные законы химической термодинамики; - законы химического и фазового равновесий; - основы химической кинетики; - основы электрохимии; уметь: - осуществлять профессиональную деятельность в соответствии с требованиями федеральных государственных образовательных основного общего и - среднего общего образования по химии; - применять теоретические знания физической химии в профессиональной педагогической деятельности; - осуществлять расчет химического равновесия и выхода продуктов химических реакций при различных давлениях и температурах; - осуществлять расчет скоростей химических реакций и констант скорости; - проводить расчеты, связанные с приготовлением растворов неэлектролитов и электролитов; владеть: - применения форм и методов обучения, в том числе выходящими за рамки учебных занятий: проектная деятельность, лабораторные эксперименты т.п.; - постановки химического эксперимента по физической химии; - решения количественных задач по физической химии.
---	---

3. Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	Пятый семестр
Контактная работа (всего)	72	72
Лабораторные	36	36
Лекции	36	36
Самостоятельная работа (всего)	42	42
Виды промежуточной аттестации	30	30
Экзамен	30	30
Общая трудоемкость часы	144	144
Общая трудоемкость зачетные единицы	4	4

5. Содержание дисциплины

5.1. Содержание модулей дисциплины

Модуль 1. Основы термодинамики:

Основы химической термодинамики. Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термическое равновесие системы. Термодинамические переменные. Теплота и работы различного рода. Работа расширения для различных процессов. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Изменение энтропии изолированных процессов и направление процесса. Математический аппарат термодинамики. Фундаментальное уравнение Гиббса. Связь между калорическими и термодинамическими переменными. Методы вычисления энтропии, внутренней энергии, энтальпии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса. Химический потенциал. Стандартный химический потенциал. Способы вычисления изменений химического потенциала. Химический потенциал идеального и неидеального газов. Метод летучести. Различные методы вычисления летучести из опытных данных.

Термодинамическое равновесие. Вывод условия химического равновесия. Химическая переменная. Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Химическое сродство. Закон действия масс. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. Константа равновесия. Различные виды констант равновесия и связь между ними. Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции. Химическое равновесие в разбавленном растворе. Влияние инертного растворителя. Гетерогенные системы. Понятие фазы, компонента, степени свободы. Вывод условия фазового равновесия. Вывод условия мембранного равновесия. Правило фаз Гиббса и его вывод. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Смеси идеальных газов. Термодинамические свойства газовых смесей. Идеальные растворы в различных агрегатных состояниях и общее условие идеальности растворов. Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и закон Генри. Термодинамическая классификация растворов. Функция смешения для идеальных и неидеальных растворов. Коллигативные свойства растворов. Изменение температуры затвердевания различных растворов. Криоскопический метод. Осмос как пример мембранного равновесия. Уравнения Вант-Гоффа, его термодинамический вывод и область применимости. Равновесие жидкость – пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара и жидкости. Различные виды фазовых диаграмм. Термодинамический вывод законов Гиббса–Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.

Модуль 2. Кинетика и электрохимия:

Электрохимия. Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории. Ион-дипольное взаимодействие как основное условие устойчивости растворов электролитов. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов. Основные допущения теории Дебая–Гюккеля. Неравновесные явления в растворах электролитов. Диффузионный потенциал. Удельная и эквивалентная электропроводность. Числа переноса и методы их определения. Подвижности ионов и закон Кольрауша. Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз и в электрохимической цепи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. Уравнения Нернста и Гиббса–Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи. Понятие электродного потенциала. Классификация электродов и электрохимических цепей. Определение коэффициентов активности и чисел переноса на основе измерений ЭДС.

Химическая кинетика – наука о скоростях и механизмах химических реакций. Несоответствие механизмов реакций и их стехиометрических уравнений. Основные понятия химической кинетики. Определение скорости реакции. Кинетический закон действия масс и

область его применимости. Порядок реакции. Кинетические кривые. Реакции переменного порядка и изменение порядка в ходе реакции на примере реакции образования НВ. Молекулярность элементарных реакций. Прямая и обратная задачи химической кинетики. Сложные реакции. Принцип независимости протекания элементарных стадий. Методы составления кинетических уравнений. Обратимые реакции первого порядка. Цепные реакции. Элементарные процессы возникновения, продолжения, разветвления и обрыва цепей. Разветвленные цепные реакции. Кинетические особенности разветвленных цепных реакций. Зависимость константы скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Опытная энергия активации. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия активации. Мономолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Бимолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к бимолекулярным реакциям различного типа. Фотохимические реакции. Элементарные фотохимические процессы. Определение катализа. Общие принципы катализа. Роль катализа в химии. Основные промышленные каталитические процессы. Примеры механизмов каталитических процессов.

5.2. Содержание дисциплины: Лекции (36 ч.)

Модуль 1. Основы термодинамики (18 ч.)

Тема 1. Введение в физическую химию (2 ч.)

1. Предмет и задачи физической химии.
2. Термодинамический метод исследования.
3. Основные понятия термодинамики.
4. Термодинамические процессы.
5. Энергия. Формы перехода энергии.

Тема 2. Первый закон термодинамики (2 ч.)

1. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия, энтальпия.
2. Термохимия. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и его следствие.
3. Стандартные состояния и стандартные теплоты реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования.
4. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгофа.
5. Теплоемкости и их свойства. Выражения для c_p и c_v в общем виде.

Тема 3. Второй закон термодинамики (2 ч.)

1. Второй закон термодинамики. Различные формулировки.
2. Энтропия как функция состояния.
3. Статистическая интерпретация энтропии.
4. Третье начало термодинамики как следствие второго.

Тема 4. Термодинамические потенциалы (2 ч.)

1. Термодинамические потенциалы. а) энергия Гельмгольца.
б) энергия Гиббса.
2. Условия самопроизвольного протекания процесса.

Тема 5. Химическое равновесие (2 ч.)

1. Термодинамическое равновесие.
2. Химическое равновесие.
3. Константы равновесия: K_p , K_c , K_K и связь между ними.
4. Влияние различных условий на химическое равновесие.

Тема 6. Фазовое равновесие (2 ч.)

1. Фазовые равновесия.
2. Правило фаз Гиббса.
3. Однокомпонентные системы. Уравнение Клайперона – Клаузеуса.

Тема 7. Фазовое равновесие (2 ч.)

1. Двухкомпонентные системы.
2. Различные диаграммы состояния двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз.

3. Связь между свойствами сплавов и типом диаграммы состояния.

Тема 8. Растворы и растворимость (2 ч.)

1. Образование растворов и их характеристика
2. Теория образования растворов
3. Способы выражения состава раствора
4. Растворимость различных веществ

Тема 9. Растворы неэлектролитов (2 ч.)

1. Давления насыщенного пара жидких растворов. Законы Рауля.
2. Коллигативные свойства растворов. Криоскопия. Эбулиоскопия.
3. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа.
4. Равновесные свойства пара и жидкости в двухкомпонентных системах.
5. Коэффициент распределения. Экстрагирование.
6. Неидеальные растворы и их свойства.

Модуль 2. Кинетика и электрохимия (18 ч.)

Тема 10. Растворы электролитов (2 ч.)

1. Теория электролитической диссоциации.
2. Слабые электролиты. Константа диссоциации
3. Сильные электролиты.
4. Теория Дебая – Гюккеля и коэффициенты активности.

Тема 11. Электропроводность растворов электролитов (2 ч.)

1. Электропроводность растворов электролитов.
2. Удельная электропроводность.
3. Эквивалентная электропроводность
4. Величины характеризующие движение ионов в растворах электролитов.

Тема 12. Электрохимические потенциалы (2 ч.)

1. Электрохимические потенциалы на фазовых границах.
2. Гальванический элемент. ЭДС гальванического элемента.
3. Электродный потенциал. Уравнение Нернста.
4. Классификация электродов.

Тема 13. электролиз растворов и расплавов (2 ч.)

1. Общие законы электролиза.
2. Электролиз расплавов.
3. Электролиз растворов.
4. Коррозия металлов и защита от нее.

Тема 14. Скорость химической реакции (2 ч.)

1. Основные понятия и постулаты химической кинетики.
2. Кинетические уравнения различных типов реакций.
3. Молекулярность и порядок реакций.
4. Влияние температуры на константу скорости реакции.
5. Энергия активации.
6. Уравнение Аррениуса.

Тема 15. Классификация химических реакций (2 ч.)

1. Сложные реакции.
2. Классификация сложных реакций.
3. Фотохимические реакции.

Тема 16. Химический катализ (2 ч.)

1. Катализ.
2. Классификация каталитических реакций.
3. Гомогенный катализ.
4. Гетерогенный катализ. Теории гетерогенного катализа.
5. Автокатализ.
6. Ферментативный катализ.

Тема 17. Химический катализ (2 ч.)

Металлы как катализаторы.
Теория мультиплетов Баландина.
Принцип геометрического и энергетического соответствия.
Область применения теории мультиплетов.
Нанесенные катализаторы.
Теория активных ансамблей Кобозева.
Тема 18. Решение задач (2 ч.)
Алгоритм решения задач по физической химии.

5.3. Содержание дисциплины: Лабораторные (36 ч.)

Модуль 1. Основы термодинамики (18 ч.)

Тема 1. Техника безопасности, решение задач (1 ч.)

Правила техники безопасности при работе в лаборатории по физической химии.
Методы и приемы выполнения лабораторных работ по физической химии.

Тема 2. Введение в физическую химию (1 ч.)

1. Предмет и задачи физической химии.
2. Термодинамический метод исследования. Система. Виды систем.
3. Термодинамические параметры. Интенсивные и экстенсивные свойства. Функции состояния и функции процессов.

4. Обратимые и необратимые процессы. Теплота и работа.

5. Понятие о термодинамическом равновесии. Равновесные и неравновесные процессы.

Тема 3. Первый закон термодинамики (2 ч.)

1. Термодинамический метод исследования. Система. Виды систем.
2. Термодинамические параметры. Интенсивные и экстенсивные свойства. Функции состояния и функции процессов.

3. Обратимые и необратимые процессы. Теплота и работа.

4. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия, энтальпия.

5. Термохимия. Тепловой эффект химической реакции.

6. Закон Гесса и его следствие.

7. Стандартные состояния и стандартные теплоты реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования.

8. Теплоемкости и их свойства. Выражения для c_p и c_v в общем виде.

9. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры.

Тема 4. Второй закон термодинамики (2 ч.)

1. Второй закон термодинамики. Различные формулировки.

2. Энтропия как функция состояния. Цикл Карно.

3. Изменения энтропии в различных процессах.

4. Статистическая интерпретация энтропии.

5. Третье начало термодинамики как следствие второго.

6. Термодинамические потенциалы: Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса.

7. Условия самопроизвольного протекания процесса.

Тема 5. Изучение теплоты гидратации (2 ч.)

Выполнение лабораторной работы: «Определение теплоты растворения и гидратации солей».

Решение задач по 1 закону термодинамики

1. Решение задач по первому закону термодинамики.

2. Решение задач по термохимии.

3. Решение задач по второму закону термодинамики.

4. Решение задач по закону Кирхгоффа.

5. Решение задач по нахождению значения свободной энергии системы.

Тема 6. Химическое равновесие (2 ч.)

1. Условия химического равновесия.

2. Вывод закона действующих масс и его различных частных форм.

3. Связь между разными константами равновесия. Изотерма химической реакции.

4. Термодинамическое определение химического сродства.
5. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары Вант-Гоффа и его интегрирование.
6. Приведенная энергия Гиббса и ее использование при расчетах химических равновесий.
7. Принцип Ле Шателье–Брауна.
8. Химические равновесия в гетерогенных системах с образованием и без образования твердых растворов (запись констант равновесия, примеры).

Тема 7. Фазовое равновесие (1 ч.)

1. Правило фаз Гиббса. Определение фазы, компонента, числа степеней свободы.
2. Бинарные системы с образованием эвтектики с твердыми растворами, с конгруэнтной и инконгруэнтной температурами плавления.
3. Трехкомпонентные системы. Треугольник Гиббса.
4. Уравнение Клапейрона–Клаузиуса и фазовые переходы первого рода. Его применение к процессам плавления, испарения и сублимации в однокомпонентных системах.
5. Фазовые переходы второго рода. Уравнение Эренфеста.

Тема 8. Термодинамический анализ смеси фенол-нафтали (2 ч.)

Выполнение лабораторной работы: «Термический анализ смеси нафталин-фенол».

Тема 9. Растворы неэлектролитов (1 ч.)

1. Растворы в различных агрегатных состояниях. Единицы концентрации.
2. Смеси идеальных газов и свойства идеальных газовых растворов.
3. Общее определение идеальных растворов в любых агрегатных состояниях. Эмпирические законы Рауля для давления.

4. Коллигативные свойства растворов: криоскопия и эбуллиоскопия, осмотическое давление.

5. Парциальные молярные величины и их определение из опытных данных. Уравнения Гиббса–Дюгема. Взаимосвязи парциальных молярных величин, вытекающие из уравнения Гиббса–Дюгема.

6. Равновесие жидкость – пар в двухкомпонентных системах.
7. Взаимосвязь составов пара и жидкости для идеальных и неидеальных растворов.
8. Законы Коновалова. Азеотропные смеси и их свойства.

Тема 10. Определение взаимной растворимости двух жидкостей (2 ч.) Выполнение лабораторной работы: «Изучение взаимной растворимости двух жидкостей».

Тема 11. Определение молярной массы вещества криоскопическим методом (2 ч.)

Выполнение лабораторной работы: «Определение молекулярного веса вещества криоскопическим методом».

Модуль 2. Кинетика и электрохимия (18 ч.)

Тема 12. Растворы электролитов (2 ч.)

1. Основные положения теории Аррениуса. Закон разведения Оствальда.
2. Теория Дебая – Хюккеля.
3. Современные представления о теории растворов сильных электролитов.
4. Электропроводность растворов электролитов: удельная, эквивалентная и молярная электропроводности, определение подвижности отдельных ионов, первоначальная и современная формулировки закона Кольрауша.
5. Кондуктометрический метод и его возможности.

Тема 13. Определение буферной емкости растворов (4 ч.)

Выполнение лабораторной работы: «Определение pH буферных растворов. Определение буферной емкости растворов»

Тема 14. Определение электропроводности растворов электролитов (2 ч.)

Выполнение лабораторной работы: «Измерение электропроводности растворов электролитов»

Тема 15. Растворы электролитов (2 ч.)

6. Разности потенциалов в электрохимических системах. Электрохимический потенциал.

7. Условия равновесия на границе электрода с раствором и в электрохимической цепи. Уравнение Нернста.

8. Относительные и стандартные электродные потенциалы. Расчет ЭДС с помощью таблиц стандартных потенциалов.

9. Классификация электродов и электрохимических цепей: электроды 1-го, 2-го и 3-го рода; окислительно-восстановительные и ион-селективные электроды; физические, химические и концентрационные цепи.

10. Термодинамика гальванического элемента.

Электролиз растворов и расплавов

1. Общие законы электролиза.

2. Электролиз расплавов.

3. Электролиз растворов.

4. Коррозия металлов и защита от нее.

Тема 16. Решение задач (2 ч.)

Решение задач по разделу "Электрохимия".

Тема 21. Химическая кинетика (2 ч.)

1. Основные понятия и методы формальной кинетики.

2. Кинетические уравнения и методы их изучения.

3. Молекулярность и порядок реакции. Методы определения порядка реакции.

4. Постулаты формальной кинетики. Кинетический закон действующих масс.

5. Лимитирующие стадии сложных химических реакций.

6. Зависимость константы скорости химической реакции от температуры.

7. Уравнение Аррениуса, его опытная проверка и теоретическая трактовка. Энергия активации.

8. Фотохимические процессы. Фотохимические реакции и их свойства. Кинетика фотохимических реакций.

Тема 17. Определение энергии активации (2 ч.)

Выполнение лабораторной работы: «Определение константы скорости и энергии активации химической реакции»

Тема 18. Химический катализ (2 ч.)

1. Основные понятия и применения катализа, определения и классификации.

2. Основные механизмы каталитических реакций.

3. Ферментативный катализ. Общие определения и понятия. Активность ферментов.

4. Уравнение Михаэлиса – Ментен. Эффективная константа Михаэлиса.

5. Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного катализа. Твердые кислоты как катализаторы. Механизмы реакций и лимитирующие стадии.

6. Гетерогенный катализ. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций с диффузионными ограничениями. Теория мультиплетов Баландина.

6. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине (модулю)

6.1 Вопросы и задания для самостоятельной работы

Пятый семестр (42 ч.)

Модуль 1. Основы термодинамики (22 ч.)

Вид СРС: *Выполнение индивидуальных заданий Демонстрационные варианты индивидуальных заданий

1. В сосуде объемом $V = 30$ л содержится идеальный газ при температуре 0°C . После того, как часть газа была выпущена наружу, давление в сосуде понизилось на $\Delta p = 0,78$ атм (б изменения температуры). Найти массу выпущенного газа. Плотность данного газа при нормальных условиях $\rho = 1,3$ г/л.

2. Баллон вместимостью $V=12$ л содержит углекислый газ. Давление p газа равно 1 МПа температура $T=300$ К. Определить массу m газа в баллоне.

3. Определить изменение ΔU внутренней энергии неона, содержащего количество вещества $\nu=1$ моль, при изотермическом расширении его объема от $V_1=1$ л до $V_2=2$ л.

4. Сколько теплоты выделится при конденсации 200 г спирта, взятого при температуре кипения?

5. При каком молярном соотношении оксида серы (IV) и аргона получается смесь, которая два раза тяжелее воздуха?

6. Какое количество теплоты необходимо для плавления 2 кг свинца? Начальная температура свинца 3270С.

7. При соединении 18 г алюминия с кислородом выделяется 547 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

8. Рассчитайте работу изотермического (500С) расширения водорода массой 20 г от 10 до 40 литров.

9. В каком направлении протекает реакция :

$\text{CuS(т)} + \text{O}_2(\text{г}) + \text{HCl(ж)} \text{-----} \text{CuCl}_2(\text{ж}) + \text{S(т)} + \text{H}_2\text{O}$? Вывод сделайте на основании расчетов ΔH и ΔS (уравнение предварительно уравняйте).

10. Определите работу изотермического расширения 1 моль идеального газа при изменении давления от $5,065 \cdot 10^5$ Па до $1,013 \cdot 10^5$ Па.

Вид СРС: *Подготовка к практическим / лабораторным занятиям Вопросы и задания лабораторным работам

Тема «Определение теплоты растворения и гидратации солей»:

1. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него. Каково значение закона?

2. Что называется теплотой растворения?

3. Какие процессы протекают при растворении соли?

4. При растворении безводного сульфата меди массой 80 г выделяется 13,3 кДж теплоты, а при растворении $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ массой 50 г в том же количестве воды поглощается 2,34 кДж. Определите теплоту гидратации сульфата меди.

5. Одинаковый ли тепловой эффект будет при: а) нейтрализации серной кислоты гидроксидом натрия; б) нейтрализации серной кислоты гидроксидом аммония? Дайте объяснение.

6. Как зависит тепловой эффект химической реакции от температуры? Напишите математическое выражение закона Кирхгофа.

Тема «Термический анализ смеси нафталин-фенол»:

1. В чем сущность визуально-политермического метода анализа?

2. Как строятся кривые охлаждения?

3. Что такое эвтектика?

4. Чем отличаются кривые охлаждения смесей от кривых охлаждений чистых веществ? С чем эти отличия связаны?

5. Дайте формулировку правила фаз, напишите уравнения и укажите условия, при которых справедливо это уравнение.

6. Найдите число степеней свободы для сплава, состоящего из двух металлов, образующих две кристаллические структуры: а) до затвердевания; б) в момент затвердевания; в) после затвердевания.

7. Нарисуйте диаграмму плавкости системы аналгин – аспирин. Эвтектика содержит 20 % аналгина. $T_{пл}(\text{эвтектики}) = 175^\circ\text{C}$; $T_{пл}(\text{анальгина}) = 230^\circ\text{C}$; $T_{пл}(\text{аспирина}) = 185^\circ\text{C}$.
Тема «Определение молекулярного веса вещества криоскопическим методом»:

1. В чем сущность закона Рауля для растворов?

2. Что такое температура замерзания и температура кипения растворов?

3. Каков физический смысл криоскопической постоянной?

4. Чем отличается термометр Бекмана от обычного ртутного термометра?

5. Как рассчитать степень электролитической диссоциации растворенного вещества, если даны молекулярная масса растворенного вещества, массы растворителя и растворенного вещества, изменение температуры замерзания раствора.

6. Раствор, содержащий 0,9 г мочевины в 10 г воды, замерзает при 2,79 °С. Определите молекулярную массу мочевины.

7. Изотоничны ли 0,6 % раствор мочевины и раствор хлорида калия, замерзающий при температуре – 0,186 °С?

Тема «Изучение взаимной растворимости двух жидкостей»:

1. Какие жидкости при смешивании образуют растворы, близкие к идеальным?
2. Какие отклонения от идеальных растворов наблюдаются для смесей различных веществ, неограниченно растворимых друг в друге? Чем они объясняются?
3. Сформулируйте законы Коновалова и поясните их.
4. Изобразите диаграммы «состав-давление пара» и «состав-температура кипения» для различных типов системы и поясните их.
5. Изобразите диаграмму «состав-температура» с азеотропной точкой. Возьмите смеси, состояние которых выражаются точками, расположенными до и после азеотропной смеси, и объясните, что отгоняется при дистилляции?
6. Какое практическое значение имеет перегонка с водяным паром? Напишите математическое выражение для общего давления насыщенного пара смеси нерастворимых друг в друге жидкостей.
7. Вычислите относительное понижение давления пара над раствором, в 450 г которого содержится 90 г глюкозы. Давление пара над чистой водой при 25 °С равно 3167 Па.

Модуль 2. Кинетика и электрохимия (20 ч.)

Вид СРС: *Выполнение индивидуальных заданий Демонстрационные варианты индивидуальных заданий

1. Удельная электропроводимость раствора бензойной кислоты $\kappa_m = 5,157 \cdot 10^{-3}$ моль/л при 250 С равна 2,113 10^{-4} См/см. $\lambda = 37,97$ См см²/моль. Вычислить κ , К.

2. Вычислить рН раствора, полученного путем смешения 12 мл 0,05 М раствора салициловой кислоты и 8 мл 0,5 М раствора салицилата натрия. $K_{\text{салицил.кисл.}} = 1,1 \cdot 10^{-3}$.

3. Найдите рН фосфатной буферной смеси, приготовленной из раствора Na_2HPO_4 объемом 50 мл молярной концентрацией эквивалента 0,4 моль/л. $K_{\text{H}_2\text{PO}_4^-} = 1 \cdot 10^{-5}$. Диссоциации Na_2HPO_4 на ионы Na^+ и HPO_4^- считать равной единице.

4. Через растворы сульфата меди, нитрата свинца и хлорида сурьмы (III) проходит 3600 К электричества. Какова масса каждого металла, выделившегося на катоде? Что выделяется на аноде?

5. Скорость образования NO в реакции $2 \text{NOBr(g)} \rightarrow 2 \text{NO(g)} + \text{Br}_2(\text{g})$ равна $1,6 \cdot 10^{-4}$ моль/(л. с). Чему равна скорость реакции и скорость расщепления NOBr?

6. Вещество разлагается двумя параллельными путями с константами скорости k_1 и k_2 . Какова разность энергий активации этих двух реакций, если при 10 °С $k_1/k_2 = 10$, а при 4 °С $k_1/k_2 = 0,1$?

7. Вычислите: а) массовую (процентную) (ω , %); б) молярную концентрацию (c_m); в) молярную концентрацию эквивалента ($c_{\text{н}}$); г) молярную (c_m) концентрацию раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см³ воды, если плотность его 1,031 г/см³. Чему равен титр (T) этого раствора?

8. При 315 К давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа. На сколько понизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

9. ЭДС элемента $\text{Ag} | \text{CH}_3\text{COOAg} || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}$
 $\varphi_{\text{а}} = 0,734$ 0,1

равна 0,013 В. Вычислить активность Ag^+ в растворе ацетата серебра.

10. Изобразите диаграмму состояния механической смеси нафталин – фенол. Вид СРС:
*Подготовка к практическим / лабораторным занятиям

Вопросы и задания лабораторным работам

Тема «Определение рН растворов»:

1. Что такое буферные смеси?
2. Приведите примеры кислотных и основных буферных смесей.
3. Разберите теорию действия ацетатной аммиачной буферной смеси. В чем причина устойчивости pH смесей?
4. По какой формуле вычисляется концентрация ионов водорода и pH ацетатной буферной смеси?
5. Какой из растворов обладает буферным действием: а) HCl / NH_3 ; б) HCl / NaCl ; в) $\text{NH}_4\text{OH} / (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; г) $\text{NH}_3 / \text{CH}_3\text{COONH}_4$; д) $\text{KOH} / \text{CH}_3\text{COOK}$; е) $\text{HCl} / \text{NH}_4\text{Cl}$.
6. Что такое буферная емкость? Как она определяется и по какой формуле высчитывается?
7. Где практически используется буферная смесь?
8. В каком соотношении нужно взять 0,1 М растворы $\text{CH}_3\text{COO Na}$ и CH_3COOH , чтоб получить буферный раствор с $\text{pH} = 5,8$? $\text{pK}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,76$.

Тема «Измерение электропроводности растворов электролитов»:

1. Что такое электропроводность растворов? Какими величинами она измеряется? Как ее вычисляют?
2. Что такое удельная электропроводность? Как она вычисляется? Как меняется при разбавлении?
3. Что называется константой кондуктометрической ячейки? Как ее определяют?
4. Что такое эквивалентная электропроводность? Какими величинами она выражается? Как ее определяют? Как она меняется при разбавлении?
5. По каким формулам определяют степень диссоциации электролита? Как вычисляют константу диссоциации растворов?
6. Как зависит степень и константа диссоциации от разбавления раствора?
7. Удельная электропроводность раствора соляной кислоты массовой долей 30 % при 18 °C равна 0,662 См • см⁻¹, а плотность этого раствора равна 1,152 г/см³. Определите молярную электропроводность этого раствора.

Тема «Определение константы скорости и энергии активации химической реакции»:

1. Какие факторы и как влияют на скорость реакции?
2. Приведите математические выражения для средней и истинной скорости реакции.
3. Как формулируется закон действия масс? Как его выразить математически?
4. Каков физический смысл константы скорости реакции?
5. Что такое молекулярность реакции? Как она определяется?
6. Что такое порядок реакции? Как практически он определяется?
7. Как формулируется правило Вант-Гоффа о влиянии температурного фактора на скорость реакции?
8. Что такое энергия активации химического процесса?
9. Температурный коэффициент процесса равен 2. Принимая первоначальную скорость реакции при температуре 0 °C за единицу, вычислить, как изменяется скорость реакции при = 100 °C?
10. Для реакции омыления уксусноэтилового эфира при большом избытке воды константа скорости реакции при 20 °C равна 0,00099 мин⁻¹, а при 40 °C ее мин⁻¹. Определите энергию активации и константу скорости реакции при 30 °C. величина составляет 0,00439

7. Тематика курсовых работ (проектов)

Курсовые работы (проекты) по дисциплине не предусмотрены.

8. Оценочные средства для промежуточной аттестации

8.1. Компетенции и этапы формирования

Коды компетенций	Этапы формирования		
	Курс,	Форма	Модули (разделы) дисциплины

	семестр	контроля	
ПК-1	3 курс, Пятый семестр	Экзамен	Модуль 1: Основы термодинамики.
ПК-1	3 курс, Пятый семестр	Экзамен	Модуль 2: Кинетика и электрохимия.

Сведения об иных дисциплинах, участвующих в формировании данных компетенций:

Компетенция ПК-1 формируется в процессе изучения дисциплин:

Адаптационные возможности растений, Аналитическая химия, Анатомия и морфология человека, Биогеография, Биологические основы сельского хозяйства, Биотехнологические производства Республики Мордовия, Биохимия, Ботаника, Введение в биотехнологию, Вторичные метаболиты растений, Генетика, Гистология, Зоология, Количественные расчеты по химии, Коллоидная химия, Лабораторный практикум по биохимии, Методика обучения биологии, Методика обучения химии, Методы приемы решения задач ЕГЭ по химии, Микробиология, Микроорганизмы и здоровье, Молекулярная биология, Молекулярные основы наследственности, Неорганический синтез, Общая и неорганическая химия, Общая экология, Органическая химия, Органический синтез, Основы антропологии, Основы биоорганической химии, Основы геоморфологии, Подготовка учащихся к ГИА и ЕГЭ по биологии, Прикладная химия, Санитарная и пищевая микробиология, Современные подходы в обучении химии, Современные проблемы биотехнологии, Современные проблемы изучения генетики человека, Современные технологии в процессе преподавания химии, Социальная экология и рациональное природопользование, Строение молекул и основы квантовой химии, Теория эволюции, Физиология растений, Физиология человека, Физическая химия, Фитодизайн, Флористика, Химия высокомолекулярных соединений, Химия металлов, Химия неметаллов, Химия окружающей среды, Химия полимеров, Цитология, Этнокультурный компонент школьной биологии.

8.2. Показатели и критерии оценивания компетенций, шкалы оценивания

В рамках изучаемой дисциплины студент демонстрирует уровни овладения компетенциями:

Повышенный уровень:

знает и понимает теоретическое содержание дисциплины; творчески использует ресурсы (технологии, средства) для решения профессиональных задач; владеет навыками решения практических задач.

Базовый уровень:

знает и понимает теоретическое содержание; в достаточной степени сформированы умения применять на практике и переносить из одной научной области в другую теоретические знания; умения и навыки демонстрируются в учебной и практической деятельности; имеет навыки оценивания собственных достижений; умеет определять проблемы и потребности в конкретной области профессиональной деятельности.

Пороговый уровень:

понимает теоретическое содержание; имеет представление о проблемах, процессах, явлениях; знаком с терминологией, сущностью, характеристиками изучаемых явлений; демонстрирует практические умения применения знаний в конкретных ситуациях профессиональной деятельности.

Уровень ниже порогового:

демонстрирует студент, обнаруживший пробелы в знаниях основного учебно-программного материала, допускающий принципиальные ошибки в выполнении предусмотренных программой заданий, не способный продолжить обучение или приступить к

профессиональной деятельности по окончании вуза без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине.

Уровень сформированности компетенции	Шкала оценивания для промежуточной аттестации		Шкала оценивания по БРС
	Экзамен (дифференцированный зачет)	Зачет	
Повышенный	5 (отлично)	зачтено	90 – 100%
Базовый	4 (хорошо)	зачтено	76 – 89%
Пороговый	3 (удовлетворительно)	зачтено	60 – 75%
Ниже порогового	2 (неудовлетворительно)	незачтено	Ниже 60%

Критерии оценки знаний студентов по дисциплине

Оценка	Показатели
Хорошо	Студент демонстрирует знание содержания дисциплины, излагает тематический материал, используя четкие и грамотные формулировки; корректно использует профессиональную терминологию. Демонстрирует умение выполнять типовые задания и задачи, предусмотренные программой дисциплины. Ответы даны на вопросы полностью, но при этом допущены не принципиальные погрешности. Ответы проиллюстрированы формулами, уравнениями реакций, характеризующими рассматриваемые химические процессы. Студент показывает: - грамотное последовательное изложение материала с правильным использованием терминов и схем изучаемой дисциплины; - знание основного теоретического материала по дисциплине; - допущены некоторые неточности, не искажающие основное содержание вопроса.
Неудовлетворительно	Демонстрирует незнание основного содержания дисциплины и его элементов; не использует или использует неверно профессиональную терминологию. Затрудняется выполнять типовые задания и задачи, предусмотренные программой, или допускает значительные ошибки. Пытается излагать тематический материал, но не соблюдает последовательность его изложения, используя примитивные (некорректные) формулировки. Затрудняется отвечать на дополнительные вопросы преподавателя. Во всех приведенных ответах допускает грубые ошибки и необоснованные суждения или отказывается выполнять предложенные задания.
Удовлетворительно	Демонстрирует знание основного содержания дисциплины и его элементов в соответствии с прослушанным лекционным курсом и с учебной литературой; использует профессиональную терминологию. Излагает тематический материал, соблюдает последовательность его изложения, используя однозначные формулировки; строит ответ, используя принятую терминологию, однако дает неполные ответы. Умеет выполнять типовые задания и задачи, предусмотренные программой, но допускает незначительные ошибки; обнаруживает невысокий уровень владения химическими понятиями или недостаточную развитость основных химических знаний и умений.
Отлично	Студент демонстрирует знание содержания дисциплины, показывает полное понимание материала, приводит примеры, строит логически связанный ответ, используя принятую научную терминологию. Ответы даны в полном объеме и на высоком теоретическом уровне,

все задания экзаменационного билета проиллюстрированы формулами, уравнениями реакций, характеризующими рассматриваемые химические процессы.

8.3. Вопросы, задания текущего контроля

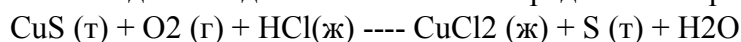
Модуль 1: Основы термодинамики

ПК-1 готовностью реализовывать образовательные программы по учебным предметам в соответствии с требованиями образовательных стандартов

1. Сформулируйте законы термодинамики. Сформулируйте основные понятия химической термодинамики. Приведите примеры применения законов термодинамики при обучении химии в школе.

2. Опишите раздел термохимия. Охарактеризуйте теплоты химических реакций. Сформулируйте закон Гесса и вывод из первого начала термодинамики для закрытых систем. Приведите примеры использования следствий из закона Гесса при изучении химии в школе.

3. Сформулируйте определение функций состояния F , G . Опишите условия равновесия и экстремумы характеристических функций. Составьте план работы по решению олимпиадного задания по химии: «Определите направление химической реакции:



Вывод сделайте на основании расчетов ΔH и ΔS (уравнение предварительно уравняйте)»

4. Охарактеризуйте химический потенциал. Опишите условия химического равновесия. Перечислите основные понятия, формируемые при изучении темы «Химическое равновесие» в школьном курсе химии.

5. Подготовьте контрольные задания по химии, раскрывающие тему "Химическое равновесие" для учащихся основной школы.

6. В школьном курсе химии одним из основных понятий является «химическая реакция». Химические реакции классифицируют по различным признакам. Какой признак используется в термохимии? Какие типы реакций выделяют в термохимии?

7. Для обратимых реакций характерно состояние химического равновесия. Назовите разделы химической науки, занимающийся изучением свойств химического равновесия. Перечислите три обязательных признака, которыми характеризуется состояние химического равновесия.

8. На муниципальном этапе Всероссийской олимпиады школьников по химии ученикам 11 класса предложено задание по физической химии: «Какое из условий должно выполняться для эндотермической реакции, чтобы она протекала самопроизвольно при постоянном давлении и температуре T ?». Помогите выбрать правильный ответ.

Модуль 2: Кинетика и электрохимия

ПК-1 готовностью реализовывать образовательные программы по учебным предметам в соответствии с требованиями образовательных стандартов

1. Приведите вывод закона действующих масс и его различных частных форм. Покажите связь между разными константами равновесия. Запишите изотерму химической реакции.

2. Охарактеризуйте фазовые переходы и фазовые равновесия в различных системах.

3. Опишите свойства растворов неэлектролитов. Приведите примеры использования свойств неэлектролитов при изучении химии в школе.

4. Раскройте суть электролитической диссоциации. На основе анализа школьных учебников химии, составьте перечень вопросов, которые необходимо раскрыть в рамках преподавания школьного курса химии.

5. Перечислите основные понятия, формируемые при изучении темы «Электролитическая диссоциация» в школьном курсе химии.

6. Охарактеризуйте электропроводность растворов электролитов. Опишите демонстрационный эксперимент, используемый при изучении свойств электролитов в школьном курсе химии.

7. Охарактеризуйте основные понятия и методы формальной кинетики. Перечислите основные понятия химической кинетики, знание которых формируется при изучении химии в школе.

8. Раскройте суть основных понятий и применения катализа, определения и классификации. Опишите основные механизмы каталитических реакций. Предложите задание ЕГЭ по химии по данной теме.

9. Приведите пример решения олимпиадного задания по химии: На сколько градусов повысится температура при растворении 0,2 моль серной кислоты в воде массой 200 г, если теплота растворения серной кислоты равна – 74,94 кДж, а удельная теплоемкость раствора равна 3,77 Дж/г · К?

10. Изучение свойств растворов электролитов является обязательным при изучении химии в школе. Перечислите основные понятия, формируемые при изучении темы «Электролитическая диссоциация» в школьном курсе химии (8 класс).

11. Для лучшего понимания сложных тем химии учителя используют демонстрационные опыты. Перечислите демонстрационные опыты, используемые при изучении свойств электролитов в школьном курсе химии.

12. Вспомните основные понятия формальной кинетики. Перечислите основные понятия и законы химической кинетики, знание которых формируется при изучении химии в школе.

8.4. Вопросы промежуточной аттестации

Пятый семестр (Экзамен, ПК-1)

1. Определите предмет и метод термодинамики. Опишите термодинамические процессы (обратимые, необратимые, самопроизвольные, несамопроизвольные). Теплота и работа.

2. Сформулируйте первый закон термодинамики. Охарактеризуйте внутреннюю энергию как термодинамическую функцию. Охарактеризуйте энтальпию как функция состояния.

3. Опишите раздел термохимия. Охарактеризуйте теплоты химических реакций. Сформулируйте закон Гесса и вывод из первого начала термодинамики для закрытых систем.

4. Опишите зависимость теплот реакций от температуры. Запишите уравнение Кирхгоффа в дифференциальной и интегральной формах.

5. Сформулируйте второй закон термодинамики, его различные формулировки и их взаимосвязь.

6. Опишите энтропию как тепловую координату состояния и физическую величину. Запишите уравнение Больцмана. Покажите изменение энтропии при различных процессах.

7. Опишите тепловую теорему Нернста. Сформулируйте постулат Планка и область его применимости.

8. Запишите фундаментальное уравнение Гиббса. Сформулируйте определение функций состояния F , G . Опишите условия равновесия и экстремумы характеристических функций. Уравнение Гиббса–Гельмгольца.

9. Охарактеризуйте химический потенциал. Опишите условия химического равновесия.

10. Приведите вывод закона действующих масс и его различных частных форм. Покажите связь между разными константами равновесия. Запишите изотерму химической реакции.

11. Приведите термодинамическое определение химического сродства. Покажите зависимость константы равновесия от температуры. Запишите уравнение изобары Вант-Гоффа и его интегрирование.

12. Охарактеризуйте приведенную энергию Гиббса и ее использование при расчетах химических равновесий. Опишите принцип Ле Шателье–Брауна.
13. Охарактеризуйте химические равновесия в гетерогенных системах с образованием и без образования твердых растворов (запись констант равновесия, примеры).
14. Сформулируйте правило фаз Гиббса. Дайте определение фазы, компонента, числа степеней свободы.
15. Охарактеризуйте бинарные системы с образованием эвтектики с твердыми растворами, с конгруэнтной и инконгруэнтной температурами плавления.
16. Запишите уравнение Клапейрона–Клаузиуса и фазовые переходы первого рода, а также его применение к процессам плавления, испарения и сублимации в однокомпонентных системах.
17. Опишите растворы в различных агрегатных состояниях, единицы концентрации.
18. Охарактеризуйте смеси идеальных газов и свойства идеальных газовых растворов. Дайте общее определение идеальных растворов в любых агрегатных состояниях. Сформулируйте эмпирические законы Рауля для давления.
19. Опишите коллигативные свойства растворов: криоскопия и эбуллиоскопия, осмотическое давление.
20. Опишите равновесие жидкость – пар в двухкомпонентных системах. Покажите взаимосвязь составов пара и жидкости для идеальных и неидеальных растворов.
21. Сформулируйте законы Коновалова. Охарактеризуйте азеотропные смеси и их свойства.
22. Перечислите основные положения теории Аррениуса. Сформулируйте закон разведения Оствальда. Опишите теорию Дебая – Хюккеля.
23. Охарактеризуйте электропроводность растворов электролитов: удельная, эквивалентная и молярная электропроводности, определение подвижности отдельных ионов, первоначальная и современная формулировки закона Кольрауша.
24. Охарактеризуйте электрохимический потенциал. Опишите условия равновесия на границе электрода с раствором и в электрохимической цепи. Запишите уравнение Нернста.
25. Опишите относительные и стандартные электродные потенциалы. Приведите правила расчета ЭДС с помощью таблиц стандартных потенциалов.
26. Опишите классификацию электродов и электрохимических цепей: электроды 1-го, 2-го и 3-го рода; окислительно-восстановительные и ион-селективные электроды; физические, химические и концентрационные цепи.
27. Охарактеризуйте термодинамику гальванического элемента.
28. Охарактеризуйте основные понятия и методы формальной кинетики. Опишите кинетические уравнения и методы их изучения.
29. Раскройте суть понятий: молекулярность и порядок реакции, методы определения порядка реакции.
30. Охарактеризуйте лимитирующие стадии сложных химических реакций.
31. Покажите зависимость константы скорости химической реакции от температуры. Запишите уравнение Аррениуса, его опытная проверка и теоретическая трактовка. Охарактеризуйте энергию активации.
32. Опишите фотохимические процессы, фотохимические реакции и их свойства. Охарактеризуйте кинетику фотохимических реакций.
33. Раскройте суть основных понятий и применения катализа, определения и классификации. Опишите основные механизмы каталитических реакций.
34. Охарактеризуйте ферментативный катализ. Дайте общие определения и понятия. Опишите активность ферментов. Запишите уравнение Михаэлиса – Ментен.
35. Охарактеризуйте кислотно-основной катализ. Опишите классификацию реакций кислотно-основного катализа. Опишите механизмы реакций и лимитирующие стадии.
36. Охарактеризуйте гетерогенный катализ. Опишите кинетику гетерогенно-каталитических реакций с диффузионными ограничениями. Опишите теорию мультиплетов Баландина.

37. Теплоты горения алмаза и графита соответственно равны: - 395,7 кДж и – 393,77 кДж. Вычислите теплоту образования алмаза из графита.

38. Определить работу, совершаемую 56 г азота при изотермическом (20 °С) расширении его от 0,015 до 0,1 м³, если начальное давление было $3,039 \cdot 10^5$ Па. Каково будет конечное давление?

39. Определите константу равновесия реакции $\text{NOCl}_2(\text{г}) + \text{NO}(\text{г}) = 2\text{NOCl}(\text{г})$, если при некоторой температуре равновесные концентрации веществ составляют $[\text{NOCl}_2]=0,05$ $[\text{NO}]=0,55$; $[\text{NOCl}]=0,08$ моль/л.

40. Теплота растворения соли NH_4NO_3 равна 26,8 кДж/моль. Определите как и на сколько градусов изменится температура при растворении соли массой 20 г в воде массой 180 г. удельная теплоемкость полученного раствора равна 3,44 Дж/г·К.

41. Определите число степеней свободы для системы, в которой протекает реакция разложения карбоната кальция (н. у.).

42. Хлорид калия массой 20 г растворен в воде массой 230 г. плотность раствора равна 1,05 г/мл. Определите состав раствора: а) в массовых долях; б) в мольных долях; в) в моляльности; г) молярную концентрацию.

43. Определить давление пара раствора при 40 °С. содержащего глюкозу массой 3,6 г в воде массой 250 г. Давление пара воды при той же температуре равно 73,74 ГПа.

44. Определите моляльность раствора мочевины, если известно, что давление пара над раствором при 25 °С равно 31,1 ГПа. Давление пара воды при этой температуре составляет 31,67 ГПа.

45. При 155 °С давление насыщенного водяного пара равно $5,433 \cdot 10^5$ Па, а объем 1 кг пара 0,3464 м³. Рассчитайте летучесть воды, находящейся в равновесии со своим насыщенным паром, при 155 °С.

46. Давления пара чистых CHCl_3 и CCl_4 при 25 °С равны 26,54 и 15,27 кПа. Полагая, что они образуют идеальный раствор, рассчитайте давление пара над раствором, состоящим из 1 моль CHCl_3 и 1 моль CCl_4 .

47. Определите температуру замерзания 1,5 %-ного раствора хлористого натрия, если кажущаяся степень диссоциации NaCl в этом растворе равна 84,5 %. Криоскопическая постоянная воды 1,6.

48. Константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,74 \cdot 10^{-5}$, концентрация ее раствора 0,01 М. Вычислите степень электролитической диссоциации кислоты (%) и водородный показатель раствора.

49. Найдите pH аммиачной буферной смеси, приготовленной из раствора NH_4OH объема 200 мл молярной концентрацией 0,1 моль/л и 2,14 г хлорида аммония. $K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Диссоциацию соли считать равной единице.

50. Сколько миллилитров раствора $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} = 0,2$ моль/л нужно прибавить к 50 мл раствора $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO Na} = 0,25$ моль/л, чтобы получить раствор, pH которого равен 6?

$K_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

51. В реакции 2-го порядка $A + B \rightarrow D$ начальные концентрации веществ A и соответственно равны 2,0 моль/л и 3,0 моль/л. Скорость реакции равна $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/(л·с) при $[A] = 1,5$ моль/л. Рассчитайте константу скорости и скорость реакции при $[B] = 1$, моль/л.

52. Период полураспада радиоактивного изотопа ^{14}C – 5730 лет. При археологически раскопках было найдено дерево, содержание ^{14}C в котором составляет 72% от нормального. Каков возраст дерева?

53. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 10 до 30 °С ($\gamma=3$)?

54. Период полураспада радиоактивного изотопа ^{137}Cs , который попал в атмосферу в результате Чернобыльской аварии, – 29,7 лет. Через какое время количество этого изотопа составит менее 1% от исходного?

55. При определенной температуре 0,01 моль/л раствор этилацетата омыляется 0,002 моль/л раствором NaOH на 10% за 23 мин. Через сколько минут он будет омылен до такой же степени 0,005 моль/л раствором KOH ? Считайте, что данная реакция имеет второй порядок а щелочи диссоциированы полностью.

56. В школьном курсе химии одним из основных понятий является «химическая реакция». Химические реакции классифицируют по различным признакам. Какой признак используется в термохимии? Какие типы реакций выделяют в термохимии?

57. Для обратимых реакций характерно состояние химического равновесия. Назовите разделы химической науки, занимающийся изучением свойств химического равновесия. Перечислите три обязательных признака, которыми характеризуется состояние химического равновесия.

58. Для лучшего понимания сложных тем химии учителя используют демонстрационные опыты. Перечислите демонстрационные опыты, используемые при изучении свойств электролитов в школьном курсе химии.

59. На муниципальном этапе Всероссийской олимпиады школьников по химии ученикам 9 класса предложено задание по физической химии, в котором необходимо определить для какой из приведенных ниже реакций выход продуктов не будет увеличиваться при увеличении давления? Помогите выбрать правильный ответ.

60. «В III до нашей эры на острове Родос был построен маяк в виде огромной статуи Гелиоса. Бронзовая оболочка статуи была смонтирована на железном каркасе. Колосс Родосский считался одним из семи чудес света, однако просуществовал всего 66 лет и рухнул во время землетрясения» - такой историей можно начать одну из тем школьного курса химии. Назовите тему урока и истинную причину разрушения статуи.

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

Промежуточная аттестация проводится в форме экзамена.

Экзамен позволяет оценить сформированность универсальных, общепрофессиональных и профессиональных компетенций, теоретическую подготовку студента, его способность к творческому мышлению, готовность к практической деятельности, приобретенные навыки самостоятельной работы, умение синтезировать полученные знания и применять их при решении практических задач.

При балльно-рейтинговом контроле знаний итоговая оценка выставляется с учетом набранной суммы баллов.

Устный ответ на экзамене

При определении уровня достижений студентов на экзамене необходимо обращать особое внимание на следующее:

- дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос;
- показана совокупность осознанных знаний об объекте, проявляющаяся в свободном оперировании понятиями, умении выделить существенные и несущественные его признаки, причинно-следственные связи;
- знание об объекте демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей;
- ответ формулируется в терминах науки, изложен литературным языком, логичен, доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента;
- теоретические постулаты подтверждаются примерами из практики.

Тесты

При определении уровня достижений студентов с помощью тестового контроля необходимо обращать особое внимание на следующее:

- оценивается полностью правильный ответ;
- преподавателем должна быть определена максимальная оценка за тест, включающий определенное количество вопросов;
- преподавателем может быть определена максимальная оценка за один вопрос теста;
- по вопросам, предусматривающим множественный выбор правильных ответов, оценка определяется исходя из максимальной оценки за один вопрос теста.

Письменная контрольная работа

Виды контрольных работ: аудиторные, домашние, текущие, экзаменационные, письменные, графические, практические, фронтальные, индивидуальные. Система заданий письменных контрольных работ должна:

- выявлять знания студентов по определенной дисциплине (разделу дисциплины);
- выявлять понимание сущности изучаемых предметов и явлений, их закономерностей;
- выявлять умение самостоятельно делать выводы и обобщения;
- творчески использовать знания и навыки.

Требования к контрольной работе по тематическому содержанию соответствуют устному ответу.

Также контрольные работы могут включать перечень практических заданий.

Контекстная учебная задача, проблемная ситуация, ситуационная задача, кейсовое задание. При определении уровня достижений студентов при решении учебных практических задач необходимо обращать особое внимание на следующее:

- способность определять и принимать цели учебной задачи, самостоятельно и творчески планировать ее решение как в типичной, так и в нестандартной ситуации;
- систематизированные, глубокие и полные знания по всем разделам программы;
- точное использование научной терминологии, стилистически грамотное, логически правильное изложение ответа на вопросы и задания;
- владение инструментарием учебной дисциплины, умение его эффективно использовать в постановке и решении учебных задач;
- грамотное использование основной и дополнительной литературы;
- умение использовать современные информационные технологии для решения учебных задач, использовать научные достижения других дисциплин;
- творческая самостоятельная работа на практических, лабораторных занятиях, активное участие в групповых обсуждениях, высокий уровень культуры исполнения заданий.

9. Перечень основной и дополнительной учебной литературы

Основная литература

1. Жукова, Н. В. Лабораторный практикум по физической и коллоидной химии [текст] : учебно-методич. пособие / Н. В. Жукова ; Мордов. гос. пед. ин-т. – Саранск, 2010. – 64 с.
2. Жукова, Н. В. Физическая химия в вопросах и задачах [Текст] : учеб.-метод. пособие / Н. В. Жукова, О. А. Ляпина ; Мордов. гос. пед. ин-т. – Саранск, 2016. – 141 с.
3. Кудряшева, Н. С. Физическая химия [Текст] : учеб. для бакалавров / Н. С. Кудряшева, Л. Г. Бондарева. – М. : Юрайт, 2013. – 340 с.
4. Макаров, А.Г. Теоретические и практические основы физической химии : учебное пособие / А.Г. Макаров, М.О. Сагида, Д.А. Раздобреев ; Министерство образования и науки Российской Федерации. – Оренбург : Оренбургский государственный университет, 2015. – 172 с. : табл., ил., граф. – Режим доступа: по подписке. – URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=364840>

Дополнительная литература

1. Байрамов, В. М. Основы электрохимии : учеб. пособие для вузов / В. М. Байрамов. – М. : Академия, 2005. – 240 с.
2. Байрамов, В. М. Химическая кинетика и катализ : примеры и задачи с решениями : учеб. пособие для вузов / В. М. Байрамов. – М. : Академия, 2003. – 320 с.
3. Байрамов, В. М. Основы химической кинетики и катализа : учеб. пособие для вузов / В. М. Байрамов. – М. : Академия, 2003. – 256 с.
4. Зимон, А. Д. Физическая химия : учеб. для вузов / А. Д. Зимон, Н. Ф. Лещенко. – М. : Агар, 2003. – 320 с.
5. Романенко, Е. С. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / Е. С. Романенко, Н. Н. Францева ; Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования Ставропольский государственный

аграрный университет, Министерство сельского хозяйства РФ. – Ставрополь : Агрус, 2012. – 88 с. – Режим доступа: http://biblioclub.ru/index.php?page=book_red&id=277422

6. Терзиян, Т. В. Физическая и коллоидная химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / Т. В. Терзиян. – Екатеринбург : Издательство Уральского университета, 2012. – 108 с. – Режим доступа: http://biblioclub.ru/index.php?page=book_red&id=239715

10. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

1. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/phys.html> - Учебные материалы по физической химии Химического факультета МГУ
2. <http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/PCC> - Электронный учебник. Левченко, С. И. Физическая и коллоидная химия

11. Методические указания обучающимся по освоению дисциплины (модуля)

При освоении материала дисциплины необходимо:

- спланировать и распределить время, необходимое для изучения дисциплины;
- конкретизировать для себя план изучения материала;
- ознакомиться с объемом и характером внеаудиторной самостоятельной работы для полноценного освоения каждой из тем дисциплины.

Сценарий изучения курса:

- проработайте каждую тему по предлагаемому ниже алгоритму действий;
- изучив весь материал, выполните итоговый тест, который продемонстрирует готовность к сдаче экзамена.

Алгоритм работы над каждой темой:

- изучите содержание темы вначале по лекционному материалу, а затем по другим источникам;
- прочитайте дополнительную литературу из списка, предложенного преподавателем;
- выпишите в тетрадь основные категории и персоналии по теме, используя лекционный материал или словари, что поможет быстро повторить материал при подготовке к экзамену;
- составьте краткий план ответа по каждому вопросу, выносимому на обсуждение на лабораторном занятии;
- выучите определения терминов, относящихся к теме;
- продумайте примеры и иллюстрации к ответу по изучаемой теме;
- подберите цитаты ученых, общественных деятелей, публицистов, уместные с точки зрения обсуждаемой проблемы;
- продумывайте высказывания по темам, предложенным к лабораторному занятию.

Рекомендации по работе с литературой:

- ознакомьтесь с аннотациями к рекомендованной литературе и определите основной метод изложения материала того или иного источника;
- составьте собственные аннотации к другим источникам на карточках, что поможет при подготовке рефератов, текстов речей, при подготовке к экзамену;
- выберите те источники, которые наиболее подходят для изучения конкретной темы.

12. Перечень информационных технологий

Реализация учебной программы обеспечивается доступом каждого студента к информационным ресурсам – электронной библиотеке и сетевым ресурсам Интернет. Для использования ИКТ в учебном процессе используется программное обеспечение, позволяющее осуществлять поиск, хранение, систематизацию, анализ и презентацию информации, экспорт информации на цифровые носители, организацию взаимодействия в реальной и виртуальной образовательной среде.

Индивидуальные результаты освоения дисциплины студентами фиксируются в электронной информационно-образовательной среде университета.

12.1 Перечень программного обеспечения

1. Microsoft Windows 7 Pro

2. Microsoft Office Professional Plus 2010
3. 1С: Университет ПРОФ

12.2 Перечень информационных справочных систем (обновление выполняется еженедельно)

1. Информационно-правовая система «ГАРАНТ» (<http://www.garant.ru>)
2. Справочная правовая система «КонсультантПлюс» (<http://www.consultant.ru>)

12.3 Перечень современных профессиональных баз данных

1. Профессиональная база данных «Открытые данные Министерства образования и науки РФ» (<http://xn----8sblcdzzacvuc0jbg.xn--80abucjiibhv9a.xn--p1ai/opendata/>)
2. Профессиональная база данных «Портал открытых данных Министерства культуры Российской Федерации» (<http://opendata.mkrf.ru/>)
3. Электронная библиотечная система Znanium.com(<http://znanium.com/>)
4. Научная электронная библиотека e-library(<http://www.e-library.ru/>)

13. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

Для проведения аудиторных занятий необходим стандартный набор специализированной учебной мебели и учебного оборудования, а также мультимедийное оборудование для демонстрации презентаций на лекциях. Для проведения практических занятий, а также организации самостоятельной работы студентов необходим компьютерный класс с рабочими местами, обеспечивающими выход в Интернет.

При изучении дисциплины используется интерактивный комплекс Flipbox для проведения презентаций и видеоконференций, система iSpring в процессе проверки знаний по электронным тест-тренажерам.

Индивидуальные результаты освоения дисциплины фиксируются в электронной информационно-образовательной среде университета.

Реализация учебной программы обеспечивается доступом каждого студента к информационным ресурсам – электронной библиотеке и сетевым ресурсам Интернет. Для использования ИКТ в учебном процессе необходимо наличие программного обеспечения, позволяющего осуществлять поиск информации в сети Интернет, систематизацию, анализ и презентацию информации, экспорт информации на цифровые носители.

Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, занятий семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации (№ 15).

Помещение укомплектовано специализированной мебелью и техническими средствами обучения.

Основное оборудование:

Наборы демонстрационного оборудования: автоматизированное рабочее место в составе (учебный мультимедийный комплекс трибуна, проектор, лазерная указка, маркерная доска); колонки SVEN.

Учебно-наглядные пособия:

Презентации.

Лицензионное программное обеспечение:

- Microsoft Windows 7 Pro
- Microsoft Office Professional Plus 2010
- 1С: Университет ПРОФ

Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, занятий семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации (№ 12).

Лаборатория физической и коллоидной химии.

Помещение укомплектовано специализированной мебелью и техническими средствами обучения.

Основное оборудование:

Наборы демонстрационного оборудования: автоматизированное рабочее место в составе (системный блок, монитор, клавиатура, мышь).

Лабораторное оборудование: весы технические; набор гирь; аквадистиллятор; калориметр; муфельная печь; термометр Бекмана; фотоэлектроколориметр; электроплитка ЭПТ-1; экран настенный; штатив лабораторный; штатив лабораторный; РМС – Х «Кинетика 2»; РМС – Х «Колориметрия»; РМС – Х «Кондуктометрия»; РМС – Х «рН-метрия»; РМС–Х «Тепловые эффекты»; МС – Х «Электрохимия 2»; баня водяная; кондуктометр; электроплита; баня комбинированная;; фотометр «Эксперт-003»; аппарат определения состояния нефтепродуктов.

Специализированная мебель:

стулья винтовые; столы лабораторные; шкаф вытяжной; шкаф для приборов.

Учебно-наглядные пособия:

Презентации; набор таблиц по химии (Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, Таблица растворимости, Электрохимический ряд напряжения металлов).

Лицензионное программное обеспечение:

– Microsoft Windows 7 Pro

– Microsoft Office Professional Plus 2010

– 1С: Университет ПРОФ

Помещение для самостоятельной работы (№ 29).

Помещение укомплектовано специализированной мебелью и техническими средствами обучения.

Основное оборудование:

Автоматизированное рабочее место (в составе: персональный компьютер) с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду университета.

Учебно-наглядные пособия:

Методические рекомендации «Методические рекомендации по организации аудиторной и внеаудиторной работы студентов естественно-технологического факультета».

Лицензионное программное обеспечение:

– Microsoft Windows 7 Pro

– Microsoft Office Professional Plus 2010

– 1С: Университет ПРОФ