

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
"ВОЛГОГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ"**

Институт приоритетных технологий

Кафедра судебной экспертизы и физического материаловедения

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование
дисциплины
(модуля):

Физическая химия

Уровень ОПОП: Специалитет

Специальность: 21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства

Направленность (профиль) подготовки специалитета: Физические процессы нефтегазового производства

Форма обучения: Очная

Срок обучения: 2025 - 2031 уч. г.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства (приказ № 981 от 12.08.2020 г.) и учебного плана, утвержденного Ученым советом (от 27.05.2024 г., протокол № 9)

Разработчики:

Ермакова Т. А., кандидат химических наук, доцент

Программа рассмотрена и утверждена на заседании кафедры, протокол № 08 от 21.06.2024 года

Зав. кафедрой



Борознин С. В.

1. Цель и задачи изучения дисциплины

Цель изучения дисциплины - Теоретическая и практическая подготовка студентов по физической химии с учетом современных тенденций развития данной области знаний, что обеспечивает решение выпускником задач будущей профессиональной деятельности
Формирование навыков описания и расчётов физико-химических систем
Готовность студентов к организации самостоятельной деятельности для решения поставленных задач
Готовность студентов к использованию информационными системами (учебная, научная литература, интернет-ресурсы)

Задачи дисциплины:

- знание основных понятий и законов физической химии, закономерностей протекания химических реакций, процессов
- применение законов физической химии в инженерной деятельности
- навыки решения поставленных инженерных задач в области профессиональной деятельности

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплина «Физическая химия» относится к обязательной части учебного плана.
Дисциплина изучается на 2 курсе.

3. Требования к результатам освоения дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование компетенций, определенных учебным планом в соответствии с ФГОС ВО.

Выпускник должен обладать следующими общепрофессиональными компетенциями (ОПК):

- ОПК-2 Способен с естественнонаучных позиций оценивать строение, химический и минеральный состав земной коры, морфологические особенности и генетические типы месторождений полезных ископаемых при решении задач по рациональному и комплексному освоению георесурсного потенциала недр на суше, на шельфе морей и на акваториях мирового океана

Знания, умения, навыки, формируемые по компетенции в рамках дисциплины

Студент должен знать:

Основные законы естественных и инженерных наук, методы математического анализа и моделирования в области физической химии

Студент должен уметь:

Применять естественнонаучные и общеинженерные знания, методы математического моделирования и анализа для решения задач профессиональной деятельности в области наноинженерии и нанотехнологий

Студент должен владеть навыками:

Навыками использования законов естественных и инженерных наук, методов математического анализа и моделирования для решения задач профессиональной деятельности в области наноинженерии и нанотехнологий

4. Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	Четвертый семестр
Контактная работа (всего)	84	84
Лабораторные	34	34
Лекции	16	16
Практические	34	34
Самостоятельная работа (всего)	60	60
Виды промежуточной аттестации	36	36

Экзамен	36	36
Общая трудоемкость часы	180	180
Общая трудоемкость зачетные единицы	5	5

5. Содержание дисциплины

5.1. Содержание дисциплины: Лекции (16 ч.)

Четвертый семестр. (16 ч.)

Тема 1. Основные понятия и определения химической термодинамики. Первый закон термодинамики. Термохимия (2 ч.)

Основные понятия и определения химической термодинамики. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Взаимосвязь работы, теплоты и изменения внутренней энергии. Термохимия. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и его следствия. Расчет теплот сгорания и теплот образования по эмпирическим формулам. Теплоемкость. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Закон Кирхгоффа

Тема 2. Второй закон термодинамики. Энтропия. Критерии направленности процессов и равновесия в химических системах (2 ч.)

Второй закон термодинамики. Энтропия. Свойства энтропии. Расчет изменения энтропии различных процессов. Объединенное уравнение первого и второго законов термодинамики. Связь энергии Гиббса и энергии Гельмгольца с параметрами состояния. Расчет изменения энергии Гиббса для химических процессов. Метод Темкина-Шварцмана. Критерии направленности процессов и равновесия в химических системах. Химический потенциал.

Тема 3. Химическое равновесие. Фазовое равновесие (2 ч.)

Химическое равновесие. Закон действия масс. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Расчет константы равновесия. Уравнение изотермы химической реакции. Зависимость константы равновесия от температуры. Расчет состава равновесной смеси. Фазовые равновесия. Условия термодинамического равновесия в гетерогенной системе. Правило фаз Гиббса. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона-Клазиуса

Тема 4. Растворы. (2 ч.)

Растворы. Классификация растворов. Способы выражения концентрации. Термодинамическое условие образования растворов. Законы Рауля. Эбулиоскопия и криоскопия и их применение для определения молекулярной массы растворенного вещества. Осмотическое давление раствора. Уравнение Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Законы Гиббса-Коновалова

Тема 5. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. ЭДС элементов. (2 ч.)

Особенности электропроводности растворов сильных электролитов. Термодинамическая теория растворов электролитов. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. ЭДС элементов. Электроды, электрохимические цепи и химические источники тока. Потенциометрия

Тема 6. Электролиз. Законы Фарадея. (2 ч.)

Электролиз. Законы Фарадея.

Тема 7. Кинетика простых реакций. (2 ч.)

Химическая кинетика и скорость химической реакции. Понятие молекулярности, порядка и периода полураспада. Кинетика простых реакций. Кинетические уравнения необратимых реакций различного порядка.

Тема 8. Кинетика сложных химических реакций. (2 ч.)

Методы определения порядка реакции. Кинетика параллельных реакций. Кинетика последовательных реакций. Влияние температуры на скорость химических реакций. Уравнения Вант-Гоффа, Аррениуса. Энергия активации. Кинетика сложных химических реакций. Катализ

5.2. Содержание дисциплины: Лабораторные (34 ч.)

Четвертый семестр. (34 ч.)

Тема 1. Кондуктометрическое титрование сильной кислоты (2 ч.)

Проведение кондуктометрического титрования растворов сильной кислоты. Определение концентрации раствора соляной кислоты. Оценка ионной электропроводности ионов водорода и гидроксид-иона. Оценка подвижности ионов. Оценка радиусов ионов.

Учебно-методическое пособие:

Ермакова, Т. А. Кондуктометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 36 с. ; 1 файл (600 КБ) 336 а- Текст : 337 аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf> - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf>

Тема 2. Кондуктометрическое титрование сильной кислоты (2 ч.)

Проведение кондуктометрического титрования растворов сильной кислоты. Определение концентрации раствора соляной кислоты. Оценка ионной электропроводности ионов водорода и гидроксид-иона. Оценка подвижности ионов. Оценка радиусов ионов.

Учебно-методическое пособие:

Ермакова, Т. А. Кондуктометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 36 с. ; 1 файл (600 КБ) 336 а- Текст : 337 аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf> - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf>

Тема 3. Кондуктометрическое титрование слабой двухосновной кислоты. (2 ч.)

Проведение кондуктометрического титрования слабой двухосновной кислоты. Определение концентрации раствора щавелевой кислоты. Построение графика кондуктометрического титрования.

Учебно-методическое пособие:

Ермакова, Т. А. Кондуктометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 36 с. ; 1 файл (600 КБ) 336 а- Текст : 337 аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf> - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf>

Тема 4. Кондуктометрическое титрование смеси кислот. (2 ч.)

Проведение кондуктометрического титрования смеси кислот. Определение количества соляной и уксусной кислот в растворе при совместном присутствии.

Учебно-методическое пособие:

Ермакова, Т. А. Кондуктометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 36 с. ; 1 файл (600 КБ) 336 а- Текст : 337 аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf> - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf>

Тема 5. Определение константы диссоциации уксусной кислоты (2 ч.)

Определение константы диссоциации уксусной кислоты кондуктометрическим методом. Сравнение значения константы диссоциации, вычисленной с применением различных моделей.

Учебно-методическое пособие:

Ермакова, Т. А. Кондуктометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 36 с. ; 1 файл (600 КБ) 336 а- Текст : 337 аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf> - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf>

Тема 6. Определение константы диссоциации уксусной кислоты (2 ч.)

Определение константы диссоциации уксусной кислоты кондуктометрическим методом. Сравнение значения константы диссоциации, вычисленной с применением различных моделей.

Учебно-методическое пособие:

Ермакова, Т. А. Кондуктометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 36 с. ; 1 файл (600 КБ) 336 а- Текст : 337 аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf> - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf>

Тема 7. Определение соляной и щавелевой кислот в растворе при их совместном

присутствии (2 ч.)

Ознакомление с теоретическими основами метода потенциометрического титрования;

Определение количественного состава смеси соляной и щавелевой кислот.

Учебно-методическое пособие:

Ермакова, Т. А. Потенциометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 28 с. ; 1 файл (584 КБ) 336 а- Текст : 337

аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/In00143.pdf> - Режим доступа:

<http://library.volsu.ru/object/books/In00143.pdf>

Тема 8. Определение соляной и уксусной кислот при их совместном присутствии (2 ч.)

Ознакомление с теоретическими основами метода потенциометрического титрования;

Определение количественного состава смеси соляной и уксусной кислот по кислотно-основному потенциометрическому методу.

Учебно-методическое пособие:

Ермакова, Т. А. Потенциометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 28 с. ; 1 файл (584 КБ) 336 а- Текст : 337

аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/In00143.pdf> - Режим доступа:

<http://library.volsu.ru/object/books/In00143.pdf>

Тема 9. Определение концентрации соляной и борной кислот в смеси (2 ч.)

Определение количественного состава соляной и борной кислот в растворе при их

совместном присутствии методом кислотно-основного потенциометрического титрования.

Учебно-методическое пособие:

Ермакова, Т. А. Потенциометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 28 с. ; 1 файл (584 КБ) 336 а- Текст : 337

аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/In00143.pdf> - Режим доступа:

<http://library.volsu.ru/object/books/In00143.pdf>

Тема 10. Определение концентрации соляной и борной кислот в смеси (2 ч.)

Определение количественного состава соляной и борной кислот в растворе при их

совместном присутствии методом кислотно-основного потенциометрического титрования.

Учебно-методическое пособие:

Ермакова, Т. А. Потенциометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 28 с. ; 1 файл (584 КБ) 336 а- Текст : 337

аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/In00143.pdf> - Режим доступа:

<http://library.volsu.ru/object/books/In00143.pdf>

Тема 11. Адсорбция на поверхности твердого тела (2 ч.)

Исследование процесса адсорбции поверхностно-активного вещества на поверхности твердой фазы.

Определение констант адсорбционного уравнения

Расчет удельной поверхности адсорбента.

Ермакова, Т. А. Адсорбция на поверхности твердого тела [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2021. - 32 с. ;

Тема 12. Адсорбция на поверхности твердого тела (2 ч.)

Исследование процесса адсорбции поверхностно-активного вещества на поверхности твердой фазы.

Определение констант адсорбционного уравнения

Расчет удельной поверхности адсорбента.

Ермакова, Т. А. Адсорбция на поверхности твердого тела [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2021. - 32 с. ;

Тема 13. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем (2 ч.)

Приготовление бинарных смесей неограниченно смешивающихся жидкостей с различным соотношением, исследование их поведения при добавления третьей жидкости. Построение диаграммы фазового состояния трехкомпонентной системы, кривой расщепления.

Учебно-методическое пособие:

Фомичев, В. Т. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем [Электронный ресурс]: учебно-методическое - [Изд-во ВолГУ], 2018. - 36 с. - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/2019-0012.pdf>

Тема 14. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем (2 ч.)

Приготовление бинарных смесей неограниченно смешивающихся жидкостей с различным соотношением, исследование их поведения при добавления третьей жидкости. Построение диаграммы фазового состояния трехкомпонентной системы, кривой расщепления.

Учебно-методическое пособие:

Фомичев, В. Т. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем [Электронный ресурс]: учебно-методическое - [Изд-во ВолГУ], 2018. - 36 с. - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/2019-0012.pdf>

Тема 15. Фотоколориметрический метод определения меди (2 ч.)

Ознакомление с методикой количественного определения меди фотоколориметрическим методом.

Определить количество меди в анализируемом растворе

Ермакова, Т. А. Фотоколориметрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 44 с.

Тема 16. Фотоколориметрический метод определения меди (2 ч.)

Ознакомление с методикой количественного определения меди фотоколориметрическим методом.

Определить количество меди в анализируемом растворе

Ермакова, Т. А. Фотоколориметрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 44 с.

Тема 17. Фотоколориметрический метод определения ионов аммония (2 ч.)

Ознакомление с методикой количественного определения ионов аммония фотоколориметрическим методом.

Определить содержание ионов аммония в анализируемых образцах.

Ермакова, Т. А. Фотоколориметрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 44 с.

5.3. Содержание дисциплины: Практические (34 ч.)

Четвертый семестр. (34 ч.)

Тема 1. Основные понятия и определения химической термодинамики. Первый закон термодинамики. Термохимия (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Первый закон термодинамики.
2. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
3. Расчет теплот сгорания и теплот образования по эмпирическим формулам.
4. Теплоемкость. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры.

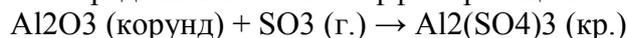
Задачи:

1. Определить работу изобарного обратимого расширения 3 моль идеального газа при его нагревании от 298 до 400 °К.
2. Определить работу изотермического обратимого расширения 3 моль водяного пара от $0,5 \cdot 10^5$ до $0,2 \cdot 10^5$ Па. при 330 °К. Водяной пар подчиняется закону идеального газообразного состояния.
3. Рассчитать изменение внутренней энергии гелия (одноатомный идеальный газ) при изобарном расширении от 5 до 10 л под давлением 196 кПа.
4. Один моль ксенона, находящийся при 25 °С и 2 атм. расширяется адиабатически: а) обратимо до 1 атм.; б) против давления 1 атм. Каково будет конечная температура в каждом случае?
5. Рассчитайте изменение внутренней энергии при испарении $20 \cdot 10^{-3}$ кг этанола при

нормальной температуре кипения, если его удельная теплота испарения $837,38 \cdot 10^3$ Дж/кг, а удельный объем пара при этой температуре $607 \cdot 10^{-3}$ м³/кг. Объемом жидкости пренебречь.

6. Газ, расширяясь от 10 до 16 л при постоянном давлении 101,3 кПа, поглощает 126 Дж теплоты. Определите изменение энергии газа.

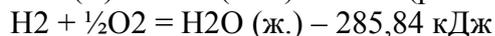
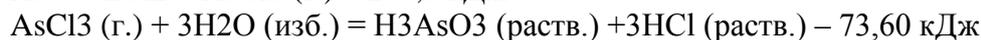
7. Определить тепловой эффект реакции



при 298 °К: а) при постоянном давлении 1 атм.; б) если реакция протекает в автоклаве.

8. Рассчитайте энтальпию реакции $6\text{C} (\text{г.}) + 6\text{H} (\text{г.}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 (\text{г.})$ а) по энтальпиям образования; б) по энергиям связи.

9. Определите теплоту образования As_2O_3 из простых веществ при 298 °К и стандартном давлении, если известны следующие термохимические уравнения



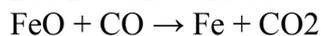
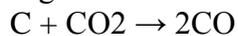
10. Рассчитать по теплотам сгорания стандартную теплоту образования глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ (ж.).

11. В двух сообщающихся сосудах, разделенных перегородкой, находятся 1 моль N_2 и 2 моль O_2 . Перегородку вынимают, газы смешиваются. Рассчитать изменение энтропии $\Delta S_{\text{см}}$, если исходные температуры и давления одинаковы, а объемы различны. $V_{\text{N}_2} = 1$ л, $V_{\text{O}_2} = 2$ л. Конечное давление смеси равно исходному давлению.

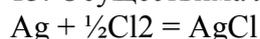
12. Рассчитайте изменение энтропии при нагревании 0,7 моль моноклинной серы от 25 до 200 °С при давлении 1 атм. Молярная теплоемкость серы равна $C_p (S_{\text{тв}}) = 23,64$ Дж/моль*К, $C_p (S_{\text{ж}}) = (35,73 + 1,17 \cdot 10^3 \cdot T)$ Дж/моль*К, $T_{\text{пл}} (S_{\text{моноклинная}}) = 119$ °С, удельная теплота плавления 45,2 Дж/г.

13. Вычислить изменение энтропии при нагревании 16 кг кислорода от 273 до 373 °К при постоянном давлении и постоянном объеме. Считать кислород идеальным газом.

14. Определите стандартное изменение энтропии при 298 °К для следующих реакций:



15. Осуществима ли реакция при постоянном давлении 105 Па и температуре 298 °К



16. Вычислить изменение внутренней энергии, работы для реакции $\text{Ag} + 1/2\text{Cl}_2 = \text{AgCl}$ при давлении 105 Па и температуре 298 °К.

17. Определите теплоту растворения хлорида калия массой 2 г в 100 г воды по интегральным теплотам растворения при 298 °К.

18. Определить тепловой эффект разбавления 30,8 %-ного водного раствора гидроксида натрия до концентрации 0,442 % при 298 °К.

19. Определить теплоту, которая выделится при добавлении к 0,3 кг воды 0,1 кг 50% серной кислоты.

20. Рассчитать теплоту, необходимую для нагревания $3 \cdot 10^3$ моль аммиака от 273 до 473 °К при постоянном давлении. Необходимые данные возьмите из справочника.

21. Вывести аналитическую зависимость теплового эффекта от температуры для реакции $\text{Na} (\text{тв.}) + \text{I}_2 (\text{тв.}) = \text{NaI} (\text{тв.})$. Рассчитать тепловой эффект реакции при температуре 370 °К

22. Вычислить изменение энергии Гиббса при температуре 700 °К для следующей реакции $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$

Тема 2. Основные понятия и определения химической термодинамики. Первый закон термодинамики. Термохимия (2 ч.)

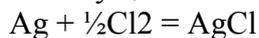
Основные вопросы:

1. Первый закон термодинамики.
2. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
3. Расчет теплот сгорания и теплот образования по эмпирическим формулам.
4. Теплоемкость. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры.

Задачи:

1. Определить работу изобарного обратимого расширения 3 моль идеального газа при его нагревании от 298 до 400 °К.
2. Определить работу изотермического обратимого расширения 3 моль водяного пара от $0,5 \cdot 10^5$ до $0,2 \cdot 10^5$ Па. при 330 °К. Водяной пар подчиняется закону идеального газообразного состояния.
3. Рассчитать изменение внутренней энергии гелия (одноатомный идеальный газ) при изобарном расширении от 5 до 10 л под давлением 196 кПа.
4. Один моль ксенона, находящийся при 25 °С и 2 атм. расширяется адиабатически: а) обратимо до 1 атм.; б) против давления 1 атм. Каково будет конечная температура в каждом случае?
5. Рассчитайте изменение внутренней энергии при испарении $20 \cdot 10^{-3}$ кг этанола при нормальной температуре кипения, если его удельная теплота испарения $837,38 \cdot 10^3$ Дж/кг, а удельный объем пара при этой температуре $607 \cdot 10^{-3}$ м³/кг. Объемом жидкости пренебречь.
6. Газ, расширяясь от 10 до 16 л при постоянном давлении 101,3 кПа, поглощает 126 Дж теплоты. Определите изменение энергии газа.
7. Определить тепловой эффект реакции
 Al_2O_3 (корунд) + SO_3 (г.) \rightarrow $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (кр.)
 при 298 °К: а) при постоянном давлении 1 атм.; б) если реакция протекает в автоклаве.
8. Рассчитайте энтальпию реакции 6C (г.) + 6H (г.) \rightarrow C_6H_6 (г.) а) по энтальпиям образования; б) по энергиям связи.
9. Определите теплоту образования As_2O_3 из простых веществ при 298 °К и стандартном давлении, если известны следующие термохимические уравнения
 $\text{As}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (изб.) = $2\text{H}_3\text{AsO}_3$ (раств.) + 31,61 кДж
 $\text{As} + 3/2\text{Cl}_2 = \text{AsCl}_3$ (г.) – 270,3 кДж
 AsCl_3 (г.) + $3\text{H}_2\text{O}$ (изб.) = H_3AsO_3 (раств.) + 3HCl (раств.) – 73,60 кДж
 $1/2\text{H}_2 + 1/2\text{Cl}_2 = \text{HCl}$ (г.) - 92,37 кДж
 HCl (г.) + H_2O (изб.) = 3HCl (раств.) - 72,49 кДж
 $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$ (ж.) – 285,84 кДж
10. Рассчитать по теплотам сгорания стандартную теплоту образования глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ (ж.).
11. В двух сообщающихся сосудах, разделенных перегородкой, находятся 1 моль N_2 и 2 моль O_2 . Перегородку вынимают, газы смешиваются. Рассчитать изменение энтропии $\Delta S_{\text{см}}$, если исходные температуры и давления одинаковы, а объемы различны. $V_{\text{N}_2} = 1$ л, $V_{\text{O}_2} = 2$ л. Конечное давление смеси равно исходному давлению.
12. Рассчитайте изменение энтропии при нагревании 0,7 моль моноклинной серы от 25 до 200 °С при давлении 1 атм. Молярная теплоемкость серы равна C_p ($S_{\text{тв}}$) = 23,64 Дж/моль*К, C_p ($S_{\text{ж}}$) = $(35,73 + 1,17 \cdot 10^3 \cdot T)$ Дж/моль*К, $T_{\text{пл}}$ ($S_{\text{моноклинная}}$) = 119 °С, удельная теплота плавления 45,2 Дж/г.
13. Вычислить изменение энтропии при нагревании 16 кг кислорода от 273 до 373 °К при постоянном давлении и постоянном объеме. Считать кислород идеальным газом.
14. Определите стандартное изменение энтропии при 298 °К для следующих реакций:
 $\text{MgO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ (ж.) + Mg
 $\text{C} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO}$
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
 $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

15. Осуществима ли реакция при постоянном давлении 105 Па и температуре 298 °К



16. Вычислить изменение внутренней энергии, работы для реакции $\text{Ag} + \frac{1}{2}\text{Cl}_2 = \text{AgCl}$ при давлении 105 Па и температуре 298 °К.

17. Определите теплоту растворения хлорида калия массой 2 г в 100 г воды по интегральным теплотам растворения при 298 °К.

18. Определить тепловой эффект разбавления 30,8 %-ного водного раствора гидроксида натрия до концентрации 0,442 % при 298 °К.

19. Определить теплоту, которая выделится при добавлении к 0,3 кг воды 0,1 кг 50% серной кислоты.

20. Рассчитать теплоту, необходимую для нагревания $3 \cdot 10^3$ моль аммиака от 273 до 473 °К при постоянном давлении. Необходимые данные возьмите из справочника.

21. Вывести аналитическую зависимость теплового эффекта от температуры для реакции $\text{Na (тв.)} + \text{I}_2 \text{ (тв.)} = \text{NaI (тв.)}$. Рассчитать тепловой эффект реакции при температуре 370 °К

22. Вычислить изменение энергии Гиббса при температуре 700 °К для следующей реакции $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$

Тема 3. Второй закон термодинамики. Энтропия. Критерии направленности процессов и равновесия в химических системах (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Второй закон термодинамики.
2. Энергия Гиббса. Расчет изменения энергии Гиббса для химических процессов. Метод Темкина-Шварцмана.
3. Критерии направленности процессов и равновесия в химических системах.

Задачи:

1. Определить работу изобарного обратимого расширения 3 моль идеального газа при его нагревании от 298 до 400 °К.

2. Определить работу изотермического обратимого расширения 3 моль водяного пара от $0,5 \cdot 10^5$ до $0,2 \cdot 10^5$ Па. при 330 °К. Водяной пар подчиняется закону идеального газообразного состояния.

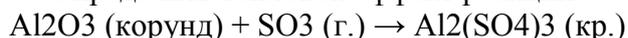
3. Рассчитать изменение внутренней энергии гелия (одноатомный идеальный газ) при изобарном расширении от 5 до 10 л под давлением 196 кПа.

4. Один моль ксенона, находящийся при 25 °С и 2 атм. расширяется адиабатически: а) обратимо до 1 атм.; б) против давления 1 атм. Каково будет конечная температура в каждом случае?

5. Рассчитайте изменение внутренней энергии при испарении $20 \cdot 10^{-3}$ кг этанола при нормальной температуре кипения, если его удельная теплота испарения $837,38 \cdot 10^3$ Дж/кг, а удельный объем пара при этой температуре $607 \cdot 10^{-3}$ м³/кг. Объемом жидкости пренебречь.

6. Газ, расширяясь от 10 до 16 л при постоянном давлении 101,3 кПа, поглощает 126 Дж теплоты. Определите изменение энергии газа.

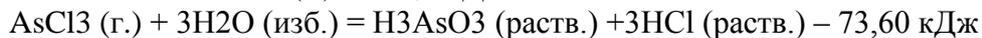
7. Определить тепловой эффект реакции



при 298 °К: а) при постоянном давлении 1 атм.; б) если реакция протекает в автоклаве.

8. Рассчитайте энтальпию реакции $6\text{C (г.)} + 6\text{H (г.)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \text{ (г.)}$ а) по энтальпиям образования; б) по энергиям связи.

9. Определите теплоту образования As_2O_3 из простых веществ при 298 °К и стандартном давлении, если известны следующие термохимические уравнения



$\text{HCl (г.)} + \text{H}_2\text{O (изб.)} = 3\text{HCl (раств.)} - 72,49 \text{ кДж}$

$\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O (ж.)} - 285,84 \text{ кДж}$

10. Рассчитать по теплотам сгорания стандартную теплоту образования глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ (ж.).

11. В двух сообщающихся сосудах, разделенных перегородкой, находятся 1 моль N_2 и 2 моль O_2 . Перегородку вынимают, газы смешиваются. Рассчитать изменение энтропии $\Delta S_{\text{см}}$, если исходные температуры и давления одинаковы, а объемы различны. $V_{\text{N}_2} = 1 \text{ л}$, $V_{\text{O}_2} = 2 \text{ л}$. Конечное давление смеси равно исходному давлению.

12. Рассчитайте изменение энтропии при нагревании 0,7 моль моноклинной серы от 25 до 200 °С при давлении 1 атм. Молярная теплоемкость серы равна $C_p (S_{\text{тв}}) = 23,64 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$, $C_p (S_{\text{ж}}) = (35,73 + 1,17 \cdot 10^3 \cdot T) \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$, $T_{\text{пл}} (S_{\text{моноклинная}}) = 119 \text{ }^\circ\text{C}$, удельная теплота плавления 45,2 Дж/г.

13. Вычислить изменение энтропии при нагревании 16 кг кислорода от 273 до 373 °К при постоянном давлении и постоянном объеме. Считать кислород идеальным газом.

14. Определите стандартное изменение энтропии при 298 °К для следующих реакций:

$\text{MgO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O (ж.)} + \text{Mg}$

$\text{C} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO}$

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$

$\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

15. Осуществима ли реакция при постоянном давлении 105 Па и температуре 298 °К

$\text{Ag} + \frac{1}{2}\text{Cl}_2 = \text{AgCl}$

16. Вычислить изменение внутренней энергии, работы для реакции $\text{Ag} + \frac{1}{2}\text{Cl}_2 = \text{AgCl}$ при давлении 105 Па и температуре 298 °К.

17. Определите теплоту растворения хлорида калия массой 2 г в 100 г воды по интегральным теплотам растворения при 298 °К.

18. Определить тепловой эффект разбавления 30,8 %-ного водного раствора гидроксида натрия до концентрации 0,442 % при 298 °К.

19. Определить теплоту, которая выделится при добавлении к 0,3 кг воды 0,1 кг 50% серной кислоты.

20. Рассчитать теплоту, необходимую для нагревания $3 \cdot 10^3$ моль аммиака от 273 до 473 °К при постоянном давлении. Необходимые данные возьмите из справочника.

21. Вывести аналитическую зависимость теплового эффекта от температуры для реакции $\text{Na (тв.)} + \text{I}_2 \text{ (тв.)} = \text{NaI (тв.)}$. Рассчитать тепловой эффект реакции при температуре 370 °К

22. Вычислить изменение энергии Гиббса при температуре 700 °К для следующей реакции $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$

Тема 4. Второй закон термодинамики. Энтропия. Критерии направленности процессов и равновесия в химических системах (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Второй закон термодинамики.

2. Энергия Гиббса. Расчет изменения энергии Гиббса для химических процессов. Метод Темкина-Шварцмана.

3. Критерии направленности процессов и равновесия в химических системах.

Задачи:

1. Определить работу изобарного обратимого расширения 3 моль идеального газа при его нагревании от 298 до 400 °К.

2. Определить работу изотермического обратимого расширения 3 моль водяного пара от $0,5 \cdot 10^5$ до $0,2 \cdot 10^5$ Па. при 330 °К. Водяной пар подчиняется закону идеального газообразного состояния.

3. Рассчитать изменение внутренней энергии гелия (одноатомный идеальный газ) при изобарном расширении от 5 до 10 л под давлением 196 кПа.

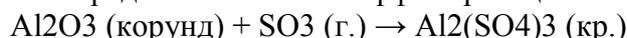
4. Один моль ксенона, находящийся при 25 °С и 2 атм. расширяется адиабатически: а)

обратимо до 1 атм.; б) против давления 1 атм. Каково будет конечная температура в каждом случае?

5. Рассчитайте изменение внутренней энергии при испарении $20 \cdot 10^{-3}$ кг этанола при нормальной температуре кипения, если его удельная теплота испарения $837,38 \cdot 10^3$ Дж/кг, а удельный объем пара при этой температуре $607 \cdot 10^{-3}$ м³/кг. Объемом жидкости пренебречь.

6. Газ, расширяясь от 10 до 16 л при постоянном давлении 101,3 кПа, поглощает 126 Дж теплоты. Определите изменение энергии газа.

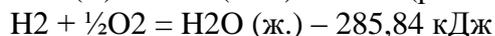
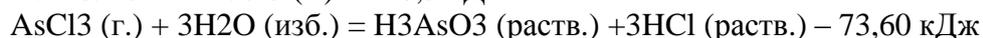
7. Определить тепловой эффект реакции



при 298 °К: а) при постоянном давлении 1 атм.; б) если реакция протекает в автоклаве.

8. Рассчитайте энтальпию реакции $6\text{C} (\text{г.}) + 6\text{H} (\text{г.}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 (\text{г.})$ а) по энтальпиям образования; б) по энергиям связи.

9. Определите теплоту образования As_2O_3 из простых веществ при 298 °К и стандартном давлении, если известны следующие термохимические уравнения



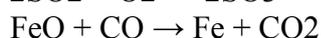
10. Рассчитать по теплотам сгорания стандартную теплоту образования глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ (ж.).

11. В двух сообщающихся сосудах, разделенных перегородкой, находятся 1 моль N_2 и 2 моль O_2 . Перегородку вынимают, газы смешиваются. Рассчитать изменение энтропии $\Delta S_{\text{см}}$, если исходные температуры и давления одинаковы, а объемы различны. $V_{\text{N}_2} = 1$ л, $V_{\text{O}_2} = 2$ л. Конечное давление смеси равно исходному давлению.

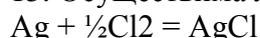
12. Рассчитайте изменение энтропии при нагревании 0,7 моль моноклинной серы от 25 до 200 °С при давлении 1 атм. Молярная теплоемкость серы равна $C_p (S_{\text{тв}}) = 23,64$ Дж/моль*К, $C_p (S_{\text{ж}}) = (35,73 + 1,17 \cdot 10^3 \cdot T)$ Дж/моль*К, $T_{\text{пл}} (S_{\text{моноклинная}}) = 119$ °С, удельная теплота плавления 45,2 Дж/г.

13. Вычислить изменение энтропии при нагревании 16 кг кислорода от 273 до 373 °К при постоянном давлении и постоянном объеме. Считать кислород идеальным газом.

14. Определите стандартное изменение энтропии при 298 °К для следующих реакций:



15. Осуществима ли реакция при постоянном давлении 105 Па и температуре 298 °К



16. Вычислить изменение внутренней энергии, работы для реакции $\text{Ag} + 1/2\text{Cl}_2 = \text{AgCl}$ при давлении 105 Па и температуре 298 °К.

17. Определите теплоту растворения хлорида калия массой 2 г в 100 г воды по интегральным теплотам растворения при 298 °К.

18. Определить тепловой эффект разбавления 30,8 %-ного водного раствора гидроксида натрия до концентрации 0,442 % при 298 °К.

19. Определить теплоту, которая выделится при добавлении к 0,3 кг воды 0,1 кг 50% серной кислоты.

20. Рассчитать теплоту, необходимую для нагревания $3 \cdot 10^3$ моль аммиака от 273 до 473 °К при постоянном давлении. Необходимые данные возьмите из справочника.

21. Вывести аналитическую зависимость теплового эффекта от температуры для реакции $\text{Na} (\text{тв.}) + \text{I}_2 (\text{тв.}) = \text{NaI} (\text{тв.})$. Рассчитать тепловой эффект реакции при температуре 370 °К

22. Вычислить изменение энергии Гиббса при температуре 700 °К для следующей реакции $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$

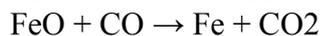
Тема 5. Второй закон термодинамики. Энтропия. Критерии направленности процессов и равновесия в химических системах (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Второй закон термодинамики.
2. Энергия Гиббса. Расчет изменения энергии Гиббса для химических процессов. Метод Темкина-Шварцмана.
3. Критерии направленности процессов и равновесия в химических системах.

Задачи:

1. Определить работу изобарного обратимого расширения 3 моль идеального газа при его нагревании от 298 до 400 °К.
2. Определить работу изотермического обратимого расширения 3 моль водяного пара от $0,5 \cdot 10^5$ до $0,2 \cdot 10^5$ Па. при 330 °К. Водяной пар подчиняется закону идеального газообразного состояния.
3. Рассчитать изменение внутренней энергии гелия (одноатомный идеальный газ) при изобарном расширении от 5 до 10 л под давлением 196 кПа.
4. Один моль ксенона, находящийся при 25 °С и 2 атм. расширяется адиабатически: а) обратимо до 1 атм.; б) против давления 1 атм. Каково будет конечная температура в каждом случае?
5. Рассчитайте изменение внутренней энергии при испарении $20 \cdot 10^{-3}$ кг этанола при нормальной температуре кипения, если его удельная теплота испарения $837,38 \cdot 10^3$ Дж/кг, а удельный объем пара при этой температуре $607 \cdot 10^{-3}$ м³/кг. Объемом жидкости пренебречь.
6. Газ, расширяясь от 10 до 16 л при постоянном давлении 101,3 кПа, поглощает 126 Дж теплоты. Определите изменение энергии газа.
7. Определить тепловой эффект реакции Al_2O_3 (корунд) + SO_3 (г.) \rightarrow $Al_2(SO_4)_3$ (кр.) при 298 °К: а) при постоянном давлении 1 атм.; б) если реакция протекает в автоклаве.
8. Рассчитайте энтальпию реакции $6C$ (г.) + $6H$ (г.) \rightarrow C_6H_6 (г.) а) по энтальпиям образования; б) по энергиям связи.
9. Определите теплоту образования As_2O_3 из простых веществ при 298 °К и стандартном давлении, если известны следующие термохимические уравнения
 $As_2O_3 + 3H_2O$ (изб.) = $2H_3AsO_3$ (раств.) + 31,61 кДж
 $As + 3/2Cl_2$ = $AsCl_3$ (г.) – 270,3 кДж
 $AsCl_3$ (г.) + $3H_2O$ (изб.) = H_3AsO_3 (раств.) + $3HCl$ (раств.) – 73,60 кДж
 $1/2H_2 + 1/2Cl_2$ = HCl (г.) - 92,37 кДж
 HCl (г.) + H_2O (изб.) = $3HCl$ (раств.) - 72,49 кДж
 $H_2 + 1/2O_2$ = H_2O (ж.) – 285,84 кДж
10. Рассчитать по теплотам сгорания стандартную теплоту образования глицерина $C_3H_8O_3$ (ж.).
11. В двух сообщающихся сосудах, разделенных перегородкой, находятся 1 моль N_2 и 2 моль O_2 . Перегородку вынимают, газы смешиваются. Рассчитать изменение энтропии $\Delta S_{см}$, если исходные температуры и давления одинаковы, а объемы различны. $V_{N_2} = 1$ л, $V_{O_2} = 2$ л. Конечное давление смеси равно исходному давлению.
12. Рассчитайте изменение энтропии при нагревании 0,7 моль моноклинной серы от 25 до 200 °С при давлении 1 атм. Молярная теплоемкость серы равна C_p (Ств) = 23,64 Дж/моль*К, C_p (Сж) = $(35,73 + 1,17 \cdot 10^{-3} \cdot T)$ Дж/моль*К, $T_{пл}$ (Смоноклинная) = 119 °С, удельная теплота плавления 45,2 Дж/г.
13. Вычислить изменение энтропии при нагревании 16 кг кислорода от 273 до 373 °К при постоянном давлении и постоянном объеме. Считать кислород идеальным газом.
14. Определите стандартное изменение энтропии при 298 °К для следующих реакций:
 $MgO + H_2 \rightarrow H_2O$ (ж.) + Mg



15. Осуществима ли реакция при постоянном давлении 105 Па и температуре 298 °К



16. Вычислить изменение внутренней энергии, работы для реакции $\text{Ag} + \frac{1}{2}\text{Cl}_2 = \text{AgCl}$ при давлении 105 Па и температуре 298 °К.

17. Определите теплоту растворения хлорида калия массой 2 г в 100 г воды по интегральным теплотам растворения при 298 °К.

18. Определить тепловой эффект разбавления 30,8 %-ного водного раствора гидроксида натрия до концентрации 0,442 % при 298 °К.

19. Определить теплоту, которая выделится при добавлении к 0,3 кг воды 0,1 кг 50% серной кислоты.

20. Рассчитать теплоту, необходимую для нагревания $3 \cdot 10^3$ моль аммиака от 273 до 473 °К при постоянном давлении. Необходимые данные возьмите из справочника.

21. Вывести аналитическую зависимость теплового эффекта от температуры для реакции $\text{Na (тв.)} + \text{I}_2 \text{ (тв.)} = \text{NaI (тв.)}$. Рассчитать тепловой эффект реакции при температуре 370 °К

22. Вычислить изменение энергии Гиббса при температуре 700 °К для следующей реакции $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$

Тема 6. Химическое равновесие (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Химическое равновесие. Закон действия масс.
2. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
3. Расчет константы равновесия.
4. Зависимость константы равновесия от температуры.
5. Расчет состава равновесной смеси.

Задачи:

1. Вычислить равновесный выход NO_2 по реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ при давлении $1,0133 \cdot 10^5$ Па и температуре 298 К.
2. Вычислить степень превращения α исходных веществ реакции $\text{A} + 4\text{B} = \text{D}$, глубину реакции ξ и равновесный выход конечного продукта, если начальные количества исходных веществ $n_{\text{A},0} = 1$ моль, $n_{\text{B},0} = 12$ моль. При достижении равновесия $n_{\text{D},p} = 0,975$ моль, $n_{\text{A},p} = 0,025$ моль, $n_{\text{B},p} = 8,1$ моль.
3. Константа равновесия реакции $\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{NH}_3 (\text{г})$ равна $K_p = 1,64 \cdot 10^{-4}$ при 400 °К. Какое общее давление необходимо приложить к эквимолярной смеси азота и водорода. Чтобы 10% азота превратилось в аммиак? Газы считать идеальными.
4. Константа равновесия реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ при 693 °К $K_c = 50,25$. Вычислить массу образующегося HI , если в сосуд вместимостью 10^{-3} м³ введено $0,846 \cdot 10^{-3}$ кг I_2 и $0,0212 \cdot 10^{-3}$ кг H_2 .
5. Зависимость константы равновесия от температуры для реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ выражается уравнением:
Определить тепловой эффект реакции при 1000 °К.
6. Система, в которой протекает экзотермическая реакция $\text{CO} (\text{г}) + 2\text{H}_2 (\text{г}) = \text{CH}_3\text{OH} (\text{г})$ находится в равновесии при 500 °К и 10 бар. Если газы идеальные, как повлияют на выход метанола следующие факторы:
а) повышение температуры; б) повышение давления; в) добавления инертного газа при постоянном объеме; г) добавление инертного газа при постоянном давлении; д) добавление водорода при постоянном давлении.

Тема 7. Фазовое равновесие (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Фазовые равновесия. Условия термодинамического равновесия.
2. Правило фаз Гиббса.

3. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.
4. Уравнение Клапейрона-Клазиуса.

Задачи:

1. Плотность твердого фенола 1072 кг/м³, жидкого 1056 кг/м³, теплота его плавления 1,044*10⁵ Дж/кг, температура замерзания 314,2 °К. Вычислите dP/dT и температуру плавления фенола при 5,065*10⁷ Па.
2. Вычислите среднюю теплоту испарения метана в интервале температур от 88,2 до 113 °К, используя следующие данные:
T, °К 88,2 92,2 98,2 104,2 112,2
P*10⁻³, Па 8 13,31 26,62 52,24 101,3
3. Зависимость давления насыщенного пара муравьиной кислоты (мм рт.ст.) от температуры выражается уравнением:
для твердой фазы
для жидкой фазы
Вычислите координаты тройной точки.
4. Через метиловый спирт барботирует воздух и насыщается его парами. После того как через метиловый спирт пропустили 1 л воздуха, масса метилового спирта уменьшилась на 0,201 г. Общее давление в системе неизменно и равно 1,0132*10⁵ Па. Рассчитайте давление насыщенного пара метанола при 294,5 °К.

Тема 8. Растворы. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Способы выражения концентрации.
2. Законы Рауля.
3. Определение молекулярной массы растворенного вещества.
4. Осмотическое давление раствора. Уравнение Вант-Гоффа.

Задачи:

1. Вычислить молярную долю метилового спирта в 60 %-ном водном растворе.
2. В 1*10⁻³ м³ раствора бромида натрия содержится 0,3219 кг бромида натрия. Плотность раствора при 293 °К равна 1238,2 кг/м³. выразите концентрацию раствора: а) в молях соли в 1*10⁻³ м³ раствора; б) в молях соли на 1 кг раствора; в) в молярных долях; г) в процентах; д) в молях воды на 1 моль бромида натрия.
3. Давление водяного пара раствора, содержащего нелетучее растворенное вещество на 2 % ниже давления пара чистой воды. Определите моляльность раствора.
4. Определите температуру кипения водного раствора, содержащего 0,01 моль нелетучего вещества в 200 г воды. Эбуллиоскопическая постоянная равна 0,512.
5. Вычислите молекулярную массу вещества, если температура замерзания раствора, содержащего 100 г бензола и 0,2 г исследуемого вещества на 0,17 °К ниже температуры замерзания бензола. Криоскопическая постоянная для бензола равна 5,16.
6. Рассчитайте состав раствора бензол-толуол, который при нормальном давлении кипит при температуре 100 °К, а также состав образующегося пара. Раствор считайте идеальным. Давление пара чистых бензола и толуола при 100 °К равны 1350 Торр и 556 Торр соответственно.
7. 68,4 г сахарозы растворено в 1000 г воды. Рассчитайте давление пара, осмотическое давление, температуру замерзания, температуру кипения раствора. Давление пара чистой воды при 20 °С равно 2314,9 Па. Криоскопическая и эбуллиоскопическая постоянные воды равны 1,86 и 0,52 К*кг/моль соответственно.

Тема 9. Растворы. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Способы выражения концентрации.

2. Законы Рауля.
3. Определение молекулярной массы растворенного вещества.
4. Осмотическое давление раствора. Уравнение Вант-Гоффа.

Задачи:

1. Вычислить молярную долю метилового спирта в 60 %-ном водном растворе.
2. В $1 \cdot 10^{-3}$ м³ раствора бромида натрия содержится 0,3219 кг бромида натрия. Плотность раствора при 293 °К равна 1238,2 кг/м³. выразите концентрацию раствора: а) в молях соли в $1 \cdot 10^{-3}$ м³ раствора; б) в молях соли на 1 кг раствора; в) в молярных долях; г) в процентах; д) в молях воды на 1 моль бромида натрия.
3. Давление водяного пара раствора, содержащего нелетучее растворенное вещество на 2 % ниже давления пара чистой воды. Определите моляльность раствора.
4. Определите температуру кипения водного раствора, содержащего 0,01 моль нелетучего вещества в 200 г воды. Эбуллиоскопическая постоянная равна 0,512.
5. Вычислите молекулярную массу вещества, если температура замерзания раствора, содержащего 100 г бензола и 0,2 г исследуемого вещества на 0,17 °К ниже температуры замерзания бензола. Криоскопическая постоянная для бензола равна 5,16.
6. Рассчитайте состав раствора бензол-толуол, который при нормальном давлении кипит при температуре 100 °К, а также состав образующегося пара. Раствор считайте идеальным. Давление пара чистых бензола и толуола при 100 °К равны 1350 Торр и 556 Торр соответственно.
7. 68,4 г сахарозы растворено в 1000 г воды. Рассчитайте давление пара, осмотическое давление, температуру замерзания, температуру кипения раствора. Давление пара чистой воды при 20 °С равно 2314,9 Па. Криоскопическая и эбуллиоскопическая постоянные воды равны 1,86 и 0,52 К*кг/моль соответственно.

Тема 10. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. ЭДС элементов. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Термодинамическая теория растворов электролитов.
2. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. ЭДС элементов.

Задачи:

1. Рассчитайте активность электролита и среднюю ионную активность в 0,1 m растворе CaCl₂ при 25 °С, если средний ионный коэффициент активности 0,518.
2. Растворимость AgCl в воде при 25 °С равна $1,33 \cdot 10^{-5}$ моль/кг. Рассчитайте а) стандартную энергию Гиббса для реакции $\text{AgCl (тв.)} = \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$; б) растворимость AgCl в 0,01 моль/кг водном растворе KNO₃.
3. Водный раствор, содержащий 0,225 моль/кг NaOH, замерзает при -0,667 °С. Определите кажущуюся степень диссоциации NaOH в этом растворе, если криоскопическая постоянная воды равна 1,86.
4. По данным о стандартных электродных потенциалах меди (0,3 моль/л) и цинка (0,02 моль/л) рассчитайте ЭДС элемента, составленного из полуэлементов.
5. Для реакции $\text{Zn} + 2\text{HCl (p-p)} = \text{H}_2 + \text{ZnCl (p-p)}$ установите направление реакции в стандартных условиях по данным о стандартных электродных потенциалах и дайте схему соответствующего электрохимического элемента.
6. Вычислите ЭДС для свинцового аккумулятора при 298 К, массовая доля серной кислоты 21,4 %; $m \text{H}_2\text{SO}_4 = 2,78$ моль/1000 г. Уравнение реакции, протекающей в элементе $\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb} = 2\text{PbSO}_4 (\text{т}) + 2 \text{H}_2\text{O}$

Тема 11. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. ЭДС элементов. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Термодинамическая теория растворов электролитов.
2. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. ЭДС элементов.

Задачи:

1. Рассчитайте активность электролита и среднюю ионную активность в 0,1 m растворе CaCl_2 при 25 °С, если средний ионный коэффициент активности 0,518.
2. Растворимость AgCl в воде при 25 °С равна $1,33 \cdot 10^{-5}$ моль/кг. Рассчитайте а) стандартную энергию Гиббса для реакции $\text{AgCl (тв.)} = \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$; б) растворимость AgCl в 0,01 моль/кг водном растворе KNO_3 .
3. Водный раствор, содержащий 0,225 моль/кг NaOH , замерзает при -0,667 °С. Определите кажущуюся степень диссоциации NaOH в этом растворе, если криоскопическая постоянная воды равна 1,86.
4. По данным о стандартных электродных потенциалах меди (0,3 моль/л) и цинка (0,02 моль/л) рассчитайте ЭДС элемента, составленного из полуэлементов.
5. Для реакции $\text{Zn} + 2\text{HCl (p-p)} = \text{H}_2 + \text{ZnCl (p-p)}$ установите направление реакции в стандартных условиях по данным о стандартных электродных потенциалах и дайте схему соответствующего электрохимического элемента.
6. Вычислите ЭДС для свинцового аккумулятора при 298 К, массовая доля серной кислоты 21,4 %; $m \text{H}_2\text{SO}_4 = 2.78$ моль/1000 г. Уравнение реакции, протекающей в элементе $\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb} = 2\text{PbSO}_4 (\text{т}) + 2 \text{H}_2\text{O}$

Тема 12. Электролиз. Законы Фарадея. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Электролиз.
2. Законы Фарадея.

Задачи:

1. Рассчитайте активность электролита и среднюю ионную активность в 0,1 m растворе CaCl_2 при 25 °С, если средний ионный коэффициент активности 0,518.
2. Растворимость AgCl в воде при 25 °С равна $1,33 \cdot 10^{-5}$ моль/кг. Рассчитайте а) стандартную энергию Гиббса для реакции $\text{AgCl (тв.)} = \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$; б) растворимость AgCl в 0,01 моль/кг водном растворе KNO_3 .
3. Водный раствор, содержащий 0,225 моль/кг NaOH , замерзает при -0,667 °С. Определите кажущуюся степень диссоциации NaOH в этом растворе, если криоскопическая постоянная воды равна 1,86.
4. По данным о стандартных электродных потенциалах меди (0,3 моль/л) и цинка (0,02 моль/л) рассчитайте ЭДС элемента, составленного из полуэлементов.
5. Для реакции $\text{Zn} + 2\text{HCl (p-p)} = \text{H}_2 + \text{ZnCl (p-p)}$ установите направление реакции в стандартных условиях по данным о стандартных электродных потенциалах и дайте схему соответствующего электрохимического элемента.
6. Вычислите ЭДС для свинцового аккумулятора при 298 К, массовая доля серной кислоты 21,4 %; $m \text{H}_2\text{SO}_4 = 2.78$ моль/1000 г. Уравнение реакции, протекающей в элементе $\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb} = 2\text{PbSO}_4 (\text{т}) + 2 \text{H}_2\text{O}$

Тема 13. Электролиз. Законы Фарадея. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Электролиз.
2. Законы Фарадея.

Задачи:

1. Рассчитайте активность электролита и среднюю ионную активность в 0,1 m растворе CaCl_2 при 25 °С, если средний ионный коэффициент активности 0,518.
2. Растворимость AgCl в воде при 25 °С равна $1,33 \cdot 10^{-5}$ моль/кг. Рассчитайте а) стандартную энергию Гиббса для реакции

- $\text{AgCl (тв.)} = \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$; б) растворимость AgCl в 0,01 моль/кг водном растворе KNO_3 .
3. Водный раствор, содержащий 0,225 моль/кг NaOH , замерзает при $-0,667^\circ\text{C}$. Определите кажущуюся степень диссоциации NaOH в этом растворе, если криоскопическая постоянная воды равна 1,86.
4. По данным о стандартных электродных потенциалах меди (0,3 моль/л) и цинка (0,02 моль/л) рассчитайте ЭДС элемента, составленного из полуэлементов.
5. Для реакции $\text{Zn} + 2\text{HCl (p-p)} = \text{H}_2 + \text{ZnCl (p-p)}$ установите направление реакции в стандартных условиях по данным о стандартных электродных потенциалах и дайте схему соответствующего электрохимического элемента.
6. Вычислите ЭДС для свинцового аккумулятора при 298 К, массовая доля серной кислоты 21,4 %; $m \text{H}_2\text{SO}_4 = 2.78$ моль/1000 г. Уравнение реакции, протекающей в элементе $\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb} = 2\text{PbSO}_4 (\text{т}) + 2 \text{H}_2\text{O}$

Тема 14. Кинетика простых реакций. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Химическая кинетика и скорость химической реакции.
2. Кинетика простых реакций.
3. Методы определения порядка реакции.

Задачи:

1. Превращение пероксида бензоила в диэтиловый эфир (реакция первого порядка) при 333 К прошло за 10 мин на 75,2 %. Вычислите константу скорости реакции.
2. В течение реакции $\text{CH}_3\text{COCH}_3 (\text{г}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 + \text{CO}$ общее давление изменяется следующим образом:
 t , мин 0 6.5 13.0 19.9
 P , Па 41589,6 54386,4 65050,4 74914,6
 Покажите, что реакция является реакцией первого порядка, и вычислите среднее значение константы скорости при температуре опыта 298 К ($V=\text{const}$).
3. Константа скорости реакции омыления этилацетата едким натром при 283 К равна 2,38, если концентрацию выражать в моль/л, а время – в минутах. Вычислите время, необходимое для омыления 50 % этилацетата, если смешать при 283 К: 1 м³ 0,05 н. раствора этилового эфира уксусной кислоты с 1) 1 м³ 0,05 н. гидроксидом натрия; 2) с 1 м³ 0,1 н. гидроксида натрия; 3) 1 м³ 0,04 н. гидроксида натрия. Реакция второго порядка.
4. Пероксид водорода в водном растворе разлагается по уравнению $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Кинетику этой реакции исследовали титрованием проб одинакового объема перманганатом калия. Определите порядок реакции всеми возможными способами и вычислите среднее значение константы скорости этой реакции, пользуясь приведенными данными:
 Время от начала опыта, мин 0 5 10 15 20 30 40
 Объем 0,0015 М KMnO_4 , израсходованный на титрование $2 \cdot 10^{-6}$ м³ пробы, см³ 23,6 18,1 14,8 12,1 9,4 5,8 3,7
5. При взаимодействии брома и этилового спирта были получены следующие данные:
 t , мин 0 4
 C_1 , моль/л 0,00814 0,00610
 C_2 , моль/л 0,00424 0,00314
 Определите порядок реакции.
6. Последовательная реакция первого порядка протекает по схеме: При 298 К $k_1 = 0,1$ ч⁻¹; $k_2 = 0,05$ ч⁻¹; начальная концентрация исходного вещества $[\text{A}]_0 = 1$ моль/л. Вычислите: 1) координаты максимума кривой $[\text{P}] = f(t)$; 2) время достижения концентрации $[\text{A}] \leq 0.001$ моль/л, продолжительность t_{A} реакции $\text{A} \rightarrow \text{P}$; 3) концентрации $[\text{P}]$ и $[\text{B}]$ в момент окончания реакции $\text{A} \rightarrow \text{P}$; 4) время, за которое концентрация B станет 0,01 моль/л, продолжительность индукционного периода $t_{\text{инд}}$; 5) координаты точки перегиба кривой $[\text{B}] = f(t)$; 6) точку пересечения кривых $[\text{A}] = f(t)$ и $[\text{P}] = f(t)$.

7. В присутствии ионов CN- бензальдегид превращается в бензоил. Определите энергию активации этого превращения, если известны следующие данные:

T, K 313,2 323,1 333,2

k, мин⁻¹ 0,026 0,048 0,089

8. Для реакции термического разложения этана получены следующие константы скорости реакции первого порядка:

T, K 823 833 843 853 863 873 883 893 903

k*10⁻⁵, с⁻¹ 2,5 4,7 8,2 12,3 23,1 35,3 57,6 92,4 141,5

Постройте график зависимости k от T и lgk от 1/T. Рассчитайте энергию активации и предэкспоненциальный множитель.

Тема 15. Кинетика простых реакций. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Химическая кинетика и скорость химической реакции.
2. Кинетика простых реакций.
3. Методы определения порядка реакции.

Задачи:

1. Превращение пероксида бензоила в диэтиловый эфир (реакция первого порядка) при 333 K прошло за 10 мин на 75,2 %. Вычислите константу скорости реакции.

2. В течение реакции $\text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{г}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 + \text{CO}$ общее давление изменяется следующим образом:

t, мин 0 6.5 13.0 19.9

P, Па 41589,6 54386,4 65050,4 74914,6

Покажите, что реакция является реакцией первого порядка, и вычислите среднее значение константы скорости при температуре опыта 298 K ($V=\text{const}$).

3. Константа скорости реакции омыления этилацетата едким натром при 283 K равна 2,38, если концентрацию выражать в моль/л, а время – в минутах. Вычислите время, необходимое для омыления 50 % этилацетата, если смешать при 283 K: 1 м³ 0,05 н. раствора этилового эфира уксусной кислоты с 1) 1 м³ 0,05 н. гидроксидом натрия; 2) с 1 м³ 0,1 н. гидроксида натрия; 3) 1 м³ 0,04 н. гидроксида натрия. Реакция второго порядка.

4. Пероксид водорода в водном растворе разлагается по уравнению $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Кинетику этой реакции исследовали титрованием проб одинакового объема перманганатом калия. Определите порядок реакции всеми возможными способами и вычислите среднее значение константы скорости этой реакции, пользуясь приведенными данными:

Время от начала опыта, мин 0 5 10 15 20 30 40

Объем 0,0015 М KMnO₄, израсходованный на титрование 2*10⁻⁶ м³ пробы, см³ 23,6 18,1 14,8 12,1 9,4 5,8 3,7

5. При взаимодействии брома и этилового спирта были получены следующие данные:

t, мин 0 4

C₁, моль/л 0,00814 0,00610

C₂, моль/л 0,00424 0,00314

Определите порядок реакции.

6. Последовательная реакция первого порядка протекает по схеме: При 298 K $k_1 = 0,1 \text{ ч}^{-1}$; k_2

$= 0,05 \text{ ч}^{-1}$; начальная концентрация исходного вещества $[A]_0 = 1 \text{ моль/л}$. Вычислите: 1) координаты максимума кривой $[P] = f(t)$; 2) время достижения концентрации $[A] \leq 0,001 \text{ моль/л}$, продолжительность t_A реакции $A \rightarrow P$; 3) концентрации $[P]$ и $[B]$ в момент окончания реакции $A \rightarrow P$; 4) время, за которое концентрация B станет 0,01 моль/л, продолжительность индукционного периода $t_{\text{инд}}$; 5) координаты точки перегиба кривой $[B] = f(t)$; 6) точку пересечения кривых $[A] = f(t)$ и $[P] = f(t)$.

7. В присутствии ионов CN- бензальдегид превращается в бензоил. Определите энергию активации этого превращения, если известны следующие данные:

T, K 313,2 323,1 333,2
k, мин⁻¹ 0,026 0,048 0,089

8. Для реакции термического разложения этана получены следующие константы скорости реакции первого порядка:

T, K 823 833 843 853 863 873 883 893 903
k*10⁻⁵, с⁻¹ 2,5 4,7 8,2 12,3 23,1 35,3 57,6 92,4 141,5

Постройте график зависимости k от T и lgk от 1/T. Рассчитайте энергию активации и предэкспоненциальный множитель.

Тема 16. Кинетика сложных химических реакций. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Кинетика сложных реакций.
2. Влияние температуры на скорость химических реакций. Уравнения Вант-Гоффа, Аррениуса.
3. Энергия активации. Методы расчета энергии активации.
4. Катализ. Каталитическая активность. Гетерогенный катализ.

Задачи:

1. Превращение пероксида бензоила в диэтиловый эфир (реакция первого порядка) при 333 К прошло за 10 мин на 75,2 %. Вычислите константу скорости реакции.

2. В течение реакции $\text{CH}_3\text{COCH}_3 (\text{г}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 + \text{CO}$ общее давление изменяется следующим образом:

t, мин 0 6.5 13.0 19.9
P, Па 41589,6 54386,4 65050,4 74914,6

Покажите, что реакция является реакцией первого порядка, и вычислите среднее значение константы скорости при температуре опыта 298 К ($V=\text{const}$).

3. Константа скорости реакции омыления этилацетата едким натром при 283 К равна 2,38, если концентрацию выражать в моль/л, а время – в минутах. Вычислите время, необходимое для омыления 50 % этилацетата, если смешать при 283 К: 1 м³ 0,05 н. раствора этилового эфира уксусной кислоты с 1) 1 м³ 0,05 н. гидроксидом натрия; 2) с 1 м³ 0,1 н. гидроксида натрия; 3) 1 м³ 0,04 н. гидроксида натрия. Реакция второго порядка.

4. Пероксид водорода в водном растворе разлагается по уравнению $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Кинетику этой реакции исследовали титрованием проб одинакового объема перманганатом калия. Определите порядок реакции всеми возможными способами и вычислите среднее значение константы скорости этой реакции, пользуясь приведенными данными:

Время от начала опыта, мин 0 5 10 15 20 30 40
Объем 0,0015 М KMnO₄, израсходованный на титрование 2*10⁻⁶ м³ пробы, см³ 23,6 18,1 14,8 12,1 9,4 5,8 3,7

5. При взаимодействии брома и этилового спирта были получены следующие данные:

t, мин 0 4
C1, моль/л 0,00814 0,00610
C2, моль/л 0,00424 0,00314

Определите порядок реакции.

6. Последовательная реакция первого порядка протекает по схеме: При 298 К $k_1 = 0,1 \text{ ч}^{-1}$; $k_2 = 0,05 \text{ ч}^{-1}$; начальная концентрация исходного вещества $[A]_0 = 1 \text{ моль/л}$. Вычислите: 1) координаты максимума кривой $[P] = f(t)$; 2) время достижения концентрации $[A] \leq 0,001 \text{ моль/л}$, продолжительность t_A реакции $A \rightarrow P$; 3) концентрации $[P]$ и $[B]$ в момент окончания реакции $A \rightarrow P$; 4) время, за которое концентрация B станет 0,01 моль/л, продолжительность индукционного периода $t_{\text{инд}}$; 5) координаты точки перегиба кривой $[B] = f(t)$; 6) точку пересечения кривых $[A] = f(t)$ и $[P] = f(t)$.

7. В присутствии ионов CN⁻ бензальдегид превращается в бензоил. Определите энергию активации этого превращения, если известны следующие данные:

T, K 313,2 323,1 333,2
k, мин⁻¹ 0,026 0,048 0,089

8. Для реакции термического разложения этана получены следующие константы скорости реакции первого порядка:

T, K 823 833 843 853 863 873 883 893 903
k*10⁻⁵, с⁻¹ 2,5 4,7 8,2 12,3 23,1 35,3 57,6 92,4 141,5

Постройте график зависимости k от T и lgk от 1/T. Рассчитайте энергию активации и предэкспоненциальный множитель.

Тема 17. Кинетика сложных химических реакций. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Кинетика сложных реакций.
2. Влияние температуры на скорость химических реакций. Уравнения Вант-Гоффа, Аррениуса.
3. Энергия активации. Методы расчета энергии активации.
4. Катализ. Каталитическая активность. Гетерогенный катализ.

Задачи:

1. Превращение пероксида бензоила в диэтиловый эфир (реакция первого порядка) при 333 K прошло за 10 мин на 75,2 %. Вычислите константу скорости реакции.

2. В течение реакции $\text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{r}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 + \text{CO}$ общее давление изменяется следующим образом:

t, мин 0 6.5 13.0 19.9
P, Па 41589,6 54386,4 65050,4 74914,6

Покажите, что реакция является реакцией первого порядка, и вычислите среднее значение константы скорости при температуре опыта 298 K ($V=\text{const}$).

3. Константа скорости реакции омыления этилацетата едким натром при 283 K равна 2,38, если концентрацию выражать в моль/л, а время – в минутах. Вычислите время, необходимое для омыления 50 % этилацетата, если смешать при 283 K: 1 м³ 0,05 н. раствора этилового эфира уксусной кислоты с 1) 1 м³ 0,05 н. гидроксидом натрия; 2) с 1 м³ 0,1 н. гидроксида натрия; 3) 1 м³ 0,04 н. гидроксида натрия. Реакция второго порядка.

4. Пероксид водорода в водном растворе разлагается по уравнению $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Кинетику этой реакции исследовали титрованием проб одинакового объема перманганатом калия. Определите порядок реакции всеми возможными способами и вычислите среднее значение константы скорости этой реакции, пользуясь приведенными данными:

Время от начала опыта, мин 0 5 10 15 20 30 40

Объем 0,0015 М KMnO₄, израсходованный на титрование 2*10⁻⁶ м³ пробы, см³ 23,6 18,1 14,8 12,1 9,4 5,8 3,7

5. При взаимодействии брома и этилового спирта были получены следующие данные:

t, мин 0 4
C1, моль/л 0,00814 0,00610

C2, моль/л 0,00424 0,00314

Определите порядок реакции.

6. Последовательная реакция первого порядка протекает по схеме: При 298 K $k_1 = 0,1$ ч⁻¹; $k_2 = 0,05$ ч⁻¹; начальная концентрация исходного вещества $[A]_0 = 1$ моль/л. Вычислите: 1) координаты максимума кривой $[P] = f(t)$; 2) время достижения концентрации $[A] \leq 0,001$ моль/л, продолжительность t_A реакции $A \rightarrow P$; 3) концентрации $[P]$ и $[B]$ в момент окончания реакции $A \rightarrow P$; 4) время, за которое концентрация B станет 0,01 моль/л, продолжительность индукционного периода $t_{\text{инд}}$; 5) координаты точки перегиба кривой $[B] = f(t)$; 6) точку пересечения кривых $[A] = f(t)$ и $[P] = f(t)$.

7. В присутствии ионов CN⁻ бензальдегид превращается в бензоил. Определите энергию активации этого превращения, если известны следующие данные:

T, K 313,2 323,1 333,2

k, мин-1 0,026 0,048 0,089

8. Для реакции термического разложения этана получены следующие константы скорости реакции первого порядка:

T, K 823 833 843 853 863 873 883 893 903

k*10⁻⁵, с⁻¹ 2,5 4,7 8,2 12,3 23,1 35,3 57,6 92,4 141,5

Постройте график зависимости k от T и lgk от 1/T. Рассчитайте энергию активации и предэкспоненциальный множитель.

6. Виды самостоятельной работы студентов по дисциплине Четвертый семестр (60 ч.)

Вид СРС: работа с литературой (15 ч.)

Тематика заданий СРС:

Самостоятельная работа с учебниками и книгами, самостоятельное теоретическое исследование проблем, обозначенных преподавателем на лекциях – важнейшее условие формирования студентом у себя научного способа познания.

Изучая материал по учебной книге (учебнику, учебному пособию, монографии, хрестоматии и др.), следует переходить к следующему вопросу только после полного уяснения предыдущего, фиксируя выводы и вычисления, в том числе те, которые в учебнике опущены или на лекции даны для самостоятельного вывода.

Особое внимание студент должен обратить на определение основных понятий курса. Надо подробно разбирать примеры, которые поясняют определения, и приводить аналогичные примеры самостоятельно.

Полезно составлять опорные конспекты. При изучении материала по учебной книге полезно либо в тетради на специально отведенных полях, либо в документе, созданном на ноутбуке, планшете и др. информационном устройстве, дополнять конспект лекций. Там же следует отмечать вопросы, выделенные студентом для консультации с преподавателем. Выводы, полученные в результате изучения учебной литературы, рекомендуется в конспекте выделять, чтобы при перечитывании материала они лучше запоминались.

Список литературы:

1. Кудряшева Н.С., Бондарева Л.Г. Физическая и коллоидная химия [Электронный ресурс]: - Издание пер. и доп а2-е изд - Профессиональное образование, 2018. - 379 с. - Режим доступа: <http://www.biblio-online.ru/book/72CA68BF-9F1C-405D-9725-2CE497E5EEF8>
2. Зарубин Дмитрий Павлович Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное - ИНФРА-М, 2017. - 474 с. - Режим доступа: <http://new.znaniium.com/go.php?id=469097>
3. Родин Виктор Владимирович Физическая и коллоидная химия [Электронный ресурс]: - АГРУС, 2013. - 156 с. - Режим доступа: <http://znaniium.com/go.php?id=515033>
4. Борщевский, А. Я. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное - Москва:ИНФРА-М, 2017. - 382 с. - Режим доступа: <http://znaniium.com/go.php?id=543170>

Вид СРС: подготовка рефератов (15 ч.)

Тематика заданий СРС:

Реферат – письменная работа объемом 8–10 страниц. Это краткое и точное изложение сущности какого-либо вопроса, темы.

Тему реферата студент выбирает из предложенных преподавателем или может предложить свой вариант. В реферате нужны развернутые аргументы, рассуждения, сравнения.

Содержание темы излагается объективно от имени автора.

Функции реферата. Информативная, поисковая, справочная, сигнальная, коммуникативная.

Степень выполнения этих функций зависит от содержательных и формальных качеств реферата и целей.

Требования к языку реферата. Должен отличаться точностью, краткостью, ясностью и

простотой.

Структура реферата.

1. Титульный лист.
2. Оглавление (на отдельной странице). Указываются названия всех разделов (пунктов плана) реферата и номера страниц, указывающие начало этих разделов в тексте реферата.
3. Введение. Аргументируется актуальность исследования, т.е. выявляется практическое и теоретическое значение данного исследования. Далее констатируется, что сделано в данной области предшественниками, перечисляются положения, которые должны быть обоснованы. Обязательно формулируются цель и задачи реферата.
4. Основная часть. Подчиняется собственному плану, что отражается в разделении текста на главы, параграфы, пункты. План основной части может быть составлен с использованием различных методов группировки материала. В случае если используется чья-либо неординарная мысль, идея, то обязательно нужно сделать ссылку на того автора, у кого взят данный материал.
5. Заключение. Последняя часть научного текста. В краткой и сжатой форме излагаются полученные результаты, представляющие собой ответ на главный вопрос исследования.
6. Приложение. Может включать графики, таблицы, расчеты.
7. Библиография (список литературы). Указывается реально использованная для написания реферата литература. Названия книг располагаются по алфавиту с указанием их выходных данных.

При проверке реферата оцениваются:

- знание фактического материала, усвоение общих представлений, понятий, идей;
- характеристика реализации цели и задач исследования;
- степень обоснованности аргументов и обобщений;

Примерные темы рефератов:

1. Первое начало термодинамики.
 2. Термохимия. Закон Гесса.
 3. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа.
 4. Фазовые переходы.
 5. Расчет теплот сгорания и образования по эмпирическим формулам.
 6. Теплоемкость.
 7. Второе начало термодинамики.
 8. Объединенное уравнение первого и второго законов термодинамики. Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца.
 9. Химический потенциал.
 10. Фазовое равновесие. в однокомпонентных системах.
- качество и ценность полученных результатов;
 - использование литературных источников;
 - культура письменного изложения материала;
 - культура оформления материалов работы.

Вид СРС: подготовка к отчету лабораторных работ (30 ч.)

Тематика заданий СРС:

Представляет собой вид внеаудиторной самостоятельной работы студента по подготовке сдачи отчета по лабораторной работе. В конспекте лабораторной работы должны быть отражены цель работы, основные положения темы, результаты выполнения работы и выводы.

Лабораторные работы представлены в учебно-методических пособиях:

1. Ермакова, Т. А. Кондуктометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 36 с. ; 1 файл (600 КБ) 336 а- Текст : 337 аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf> - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/In00144.pdf>
2. Ермакова, Т. А. Потенциометрический метод анализа [Электронный ресурс]: учебно-

методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 28 с. ; 1 файл (584 КБ) 336 а- Текст : 337
аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/obje> - Режим доступа:
<http://library.volsu.ru/object/books/In00143.pdf>

3. Фомичев, В. Т. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем [Электронный ресурс]: учебно-методическое - [Изд-во ВолГУ], 2018. - 36 с. - Режим доступа:
<http://library.volsu.ru/object/books/2019-0012.pdf>

4. Ермакова, Т. А. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное - Изд-во ВолГУ, 2017. - 82 с. - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/2018-0024.pdf>

7. Тематика курсовых работ(проектов)

Курсовые работы (проекты) по дисциплине не предусмотрены.

8. Фонд оценочных средств. Оценочные материалы

8.1. Показатели и критерии оценивания компетенций, шкалы оценивания

В рамках изучаемой дисциплины студент демонстрирует уровни овладения компетенциями:

Повышенный уровень:

обучающийся демонстрирует глубокое знание учебного материала; способен использовать сведения из различных источников для успешного исследования и поиска решения в нестандартных ситуациях; способен анализировать, проводить сравнение и обоснование выбора методов решения практико-ориентированных заданий

Базовый уровень:

обучающийся способен понимать и интерпретировать освоенную информацию; демонстрирует осознанное владение учебным материалом и учебными умениями, навыками и способами деятельности, необходимыми для решения практико-ориентированных заданий

Пороговый уровень:

обучающийся обладает необходимой системой знаний и владеет некоторыми умениями; демонстрирует самостоятельность в применении знаний, умений и навыков к решению учебных заданий на репродуктивном уровне

Уровень ниже порогового:

система знаний, необходимая для решения учебных и практико-ориентированных заданий, не сформирована; обучающийся не владеет основными умениями, навыками и способами деятельности

Уровень сформированности компетенции	Шкала оценивания для промежуточной аттестации	Шкала оценивания по БРС
	Экзамен, зачет с оценкой	
Повышенный	5 (отлично)	91 и более
Базовый	4 (хорошо)	71 – 90
Пороговый	3 (удовлетворительно)	60 – 70
Ниже порогового	2 (неудовлетворительно)	Ниже 60

Критерии оценки знаний студентов по дисциплине

Оценка	Показатели
Отлично	Обучающийся демонстрирует: систематизированные, глубокие и полные знания по всем разделам учебной дисциплины, а также по основным вопросам, выходящим за ее пределы; точное использование научной терминологии, грамотное, логически правильное изложение ответа на вопросы; безупречное владение инструментарием учебной дисциплины, умение его эффективно использовать в постановке и решении научных и профессиональных задач;

	<p>выраженную способность самостоятельно и творчески решать сложные проблемы в нестандартной ситуации;</p> <p>полное и глубокое усвоение основной, и дополнительной литературы, по изучаемой учебной дисциплине;</p> <p>умение свободно ориентироваться в теориях, концепциях и направлениях по изучаемой учебной дисциплине и давать им аналитическую оценку, использовать научные достижения других дисциплин;</p> <p>творческую самостоятельную работу на учебных занятиях, активное творческое участие в групповых обсуждениях, высокий уровень культуры исполнения заданий.</p>
Хорошо	<p>Обучающийся демонстрирует:</p> <p>систематизированные, глубокие и полные знания по всем разделам учебной дисциплины;</p> <p>использование научной терминологии, грамотное, логически правильное изложение ответа на вопросы, умение делать обоснованные выводы и обобщения;</p> <p>владение инструментарием учебной дисциплины (методами комплексного анализа, техникой информационных технологий), умение его использовать в постановке и решении научных и профессиональных задач;</p> <p>способность решать сложные проблемы в рамках учебной дисциплины;</p> <p>свободное владение типовыми решениями;</p> <p>усвоение основной и дополнительной литературы, рекомендованной рабочей программой по учебной дисциплине;</p> <p>умение ориентироваться в теориях, концепциях и направлениях по изучаемой учебной дисциплине и давать им аналитическую оценку;</p> <p>активную самостоятельную работу на учебных занятиях, систематическое участие в групповых обсуждениях, высокий уровень культуры исполнения заданий.</p>
Удов-летвори-тельно	<p>Обучающийся демонстрирует:</p> <p>достаточные знания в объеме рабочей программы по учебной дисциплине;</p> <p>использование научной терминологии, грамотное, логически правильно изложение ответа на вопросы, умение делать выводы без существенных ошибок;</p> <p>владение инструментарием учебной дисциплины, умение его использовать в решении учебных и профессиональных задач;</p> <p>способность самостоятельно применять типовые решения в рамках изучаемой дисциплины;</p> <p>усвоение основной литературы, рекомендованной рабочей программой по дисциплине;</p> <p>умение ориентироваться в базовых теориях, концепциях и направлениях по дисциплине;</p> <p>работу на учебных занятиях под руководством преподавателя, фрагментарное участие в групповых обсуждениях, достаточный уровень культуры исполнения заданий.</p>
Неудов-летвори-тельно	<p>Обучающийся демонстрирует:</p> <p>фрагментарные знания в рамках изучаемой дисциплины; знания отдельных литературных источников, рекомендованных рабочей программой по учебной дисциплине;</p> <p>неумение использовать научную терминологию учебной дисциплины, наличие в ответе грубых, логических ошибок;</p> <p>пассивность на занятиях или отказ от ответа, низкий уровень культуры исполнения заданий.</p>

8.2. Вопросы, задания текущего контроля

В целях освоения компетенций, указанных в рабочей программе дисциплины,

предусмотрены следующие вопросы, задания текущего контроля:

- ОПК-2 Способен с естественнонаучных позиций оценивать строение, химический и минеральный состав земной коры, морфологические особенности и генетические типы месторождений полезных ископаемых при решении задач по рациональному и комплексному освоению георесурсного потенциала недр на суше, на шельфе морей и на акваториях мирового океана

Студент должен знать:

Основные законы естественных и инженерных наук, методы математического анализа и моделирования в области физической химии

Вопросы, задания:

1. Первое начало термодинамики
2. Закон Гесса. Стандартные тепловые эффекты. Следствия из закона Гесса.
3. Уравнение Кирхгофа
4. Второй закон термодинамики
5. Уравнение Клапейрона-Клазиуса
6. Фазовое равновесие в трехкомпонентных системах
7. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы химической реакции.
8. Термодинамическое условие образования раствора. Термодинамические свойства идеальных растворов
9. Законы Гиббса-Коновалова. Правило рычага.
10. Скорость химической реакции. Кинетическая кривая

Студент должен уметь:

Применять естественнонаучные и общеинженерные знания, методы математического моделирования и анализа для решения задач профессиональной деятельности в области нанотехнологий и нанотехнологий

Задания:

1. Записать уравнения первого и второго начала термодинамики
2. Записать следствия закона Гесса
3. Отчеты лабораторных работ
4. Записать объединенное уравнение первого и второго законов термодинамики
5. Расчет теплового эффекта реакции по трем приближениям
6. Записать все виды концентраций
7. Записать уравнения Нернста
8. Законы Фарадея
9. Скорость химической реакции. Закон действия масс. Уравнение Вант-Гоффа
10. Перечислите способы определения частного и общего порядка реакции

Студент должен владеть навыками:

Навыками использования законов естественных и инженерных наук, методов математического анализа и моделирования для решения задач профессиональной деятельности в области нанотехнологий и нанотехнологий

Задания:

1. Рассчитать изменение внутренней энергии гелия (одноатомный идеальный газ) при изобарном расширении от 5 до 10 л под давлением 196 кПа.
2. Для химической реакции $2A_2$ (тв.) + $5B_2$ (г.) \rightarrow $2A_2B_5$ (г.) изменение внутренней энергии 62,76 кДж. Определить тепловой эффект реакции при 298 °К.
3. Определить тепловой эффект разбавления водой 100 кг 77,76%-ной азотной кислоты до концентрации 25,91%.
4. Рассчитайте константу равновесия K_c реакции $A + 4B = D$, если объем реакционного сосуда 0,05 м³.
5. Вычислите эбуллиоскопическую постоянную для воды. Теплота испарения $\Delta H_{исп} = 40,685$ кДж/моль.

6. В реакции второго порядка $A + B \rightarrow D$ начальные концентрации веществ А и В равны, соответственно, 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 $[B] = 1,5$ моль/л.

8.3. Вопросы промежуточной аттестации Четвертый семестр (Экзамен)

1. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Взаимосвязь работы, теплоты и изменения внутренней энергии
2. Термохимия. Закон Гесса. Стандартные тепловые эффекты. Следствия из закона Гесса.
3. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа
4. Фазовые переходы
5. Расчет теплот сгорания и образования по эмпирическим формулам.
6. Теплоемкость.
7. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа.
8. Второе начало термодинамики. Энтропия. Свойства энтропии. Связь энтропии с параметрами состояния в процессах с участием идеального газа.
9. Изменение энтропии при смешивании идеальных газов. Стандартное изменение энтропии. Зависимость энтропии от температуры.
10. Объединенное уравнение первого и второго законов термодинамики. Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца.
11. Связь энергии Гиббса и энергии Гельмгольца с параметрами состояния. Изменение энергии Гиббса в разных процессах
12. Изменение стандартной энергии Гиббса химических реакций. Расчет изменения энергии Гиббса химических реакций по различным приближениям.
13. Химический потенциал. Критерии направленности процессов.
14. Основные понятия фазового равновесия. Условия термодинамического равновесия в гетерогенной системе. Правило фаз Гиббса.
15. Фазовое равновесие. Уравнение Клапейрона-Клазиуса
16. Фазовое равновесие в однокомпонентных системах.
17. Фазовое равновесие в двухкомпонентных системах (неизоморфно кристаллизующаяся система).
18. Фазовое равновесие в двухкомпонентных системах (изоморфно кристаллизующаяся система).
19. Фазовое равновесие в трехкомпонентных системах.
20. Понятие химического равновесия. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы химической реакции
21. Зависимость константы равновесия от температуры. Расчет константы химического равновесия
22. Растворы. Способы выражения концентрации. Термодинамическое условие образования раствора. Термодинамические свойства идеальных растворов.
23. Давление насыщенного пара компонентов над раствором. Закон Рауля.
24. Криоскопия, эбуллиоскопия и их применение для определения молярной массы растворенного вещества
25. Осмотическое давление раствора. Изотонический коэффициент
26. Давление насыщенного пара над раствором летучих компонентов. Законы Гиббса-Коновалова. Правило рычага.
27. Особенности электропроводности растворов сильных электролитов
28. Термодинамическая теория растворов электролитов
29. Электродный потенциал. Уравнение Нернста.
30. Электрохимические цепи. ЭДС электрохимических цепей
31. Потенциометрия.
32. Электролиз. Законы Фарадея.

33. Скорость химической реакции. Кинетическая кривая. Закон действия масс
34. Кинетика простых реакций
35. Порядок реакции: частный и общий. Способы определения порядка реакции
36. Кинетика параллельных реакций
37. Кинетика последовательных реакций (k_1 отличается от k_2 на порядок).
38. Кинетика последовательных реакций ($k_1 \gg k_2$).
39. Кинетика последовательных реакций ($k_2 \gg k_1$).
40. Влияние температуры на скорости химической реакции. Правило Вант-Гоффа.
41. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Физический смысл энергии активации
42. Методы расчета энергии активации и константы Аррениуса.
43. Кинетика неразветвленных цепных реакций.
44. Кинетика разветвленных цепных реакций.

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

Промежуточная аттестация обучающихся ведется непрерывно и включает в себя: для дисциплин, завершающихся (согласно учебному плану) зачетом/зачетом с оценкой (дифференцированным зачетом), – текущую аттестацию (контроль текущей работы в семестре, включая оценивание промежуточных результатов обучения по дисциплине, – как правило, по трем модулям) и оценивание окончательных результатов обучения по дисциплине;

для дисциплин, завершающихся (согласно учебному плану) экзаменом, – текущую аттестацию (контроль текущей работы в семестре, включая оценивание промежуточных результатов обучения по дисциплине, – как правило, по трем модулям) и семестровую аттестацию (экзамен) – оценивание окончательных результатов обучения по дисциплине.

По дисциплинам, завершающимся зачетом/зачетом с оценкой, по обязательным формам текущего контроля студенту предоставляется возможность набрать в сумме не менее 100 баллов.

Оценивание окончательных результатов обучения по дисциплине ведется по 100-балльной шкале, оценка формируется автоматически как сумма количества баллов, набранных обучающимся за выполнение заданий обязательных форм текущего контроля.

По дисциплинам, завершающимся экзаменом, по обязательным формам текущего контроля студенту предоставляется возможность набрать в сумме не менее 60 баллов.

Оценивание окончательных результатов обучения по дисциплине ведется по 100-балльной шкале, оценка формируется автоматически как сумма количества баллов, набранных обучающимся за выполнение заданий обязательных форм текущего контроля и количества баллов, набранных на семестровой аттестации (экзамене).

Система оценивания.

В соответствии с Положением о балльно-рейтинговой системе оценки успеваемости обучающихся Волгоградского государственного университета предусмотрена возможность предоставления студентам выполнения дополнительных заданий повышенной сложности (не включаемых в перечень обязательных и, соответственно, в перечень обязательного текущего контроля успеваемости) и получения за выполнение таких заданий «премиальных» баллов, – для поощрения обучающихся, демонстрирующих выдающие способности.

Знания студентов по учебной дисциплине оценивается по 100 балльной системе. В течение семестра по дисциплине проводится текущий контроль (работа на практическом занятии, выполнение семестровой и самостоятельных работ, выполнение и отчет лабораторных работ, подготовка рефератов, коллоквиум) и промежуточный (экзамен) контроль.

За работу на практическом занятии студент может набрать до 10 баллов.

Примеры задач, решаемые на практическом занятии:

1. Вычислить равновесный выход NO_2 по реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ при давлении $1,0133 \cdot 10^5$ Па и температуре 298 К.
2. Вычислить степень превращения α исходных веществ реакции $\text{A} + 4\text{B} = \text{D}$, глубину реакции

ξ и равновесный выход конечного продукта, если начальные количества исходных веществ $n_{A,0} = 1$ моль, $n_{B,0} = 12$ моль. При достижении равновесия $n_{D,p} = 0,975$ моль, $n_{A,p} = 0,025$ моль, $n_{B,p} = 8,1$ моль.

3. Константа равновесия реакции $N_2 (г) + 3H_2 (г) = 2NH_3 (г)$ равна $K_p = 1,64 \cdot 10^{-4}$ при $400 \text{ }^\circ\text{K}$. Какое общее давление необходимо приложить к эквимолярной смеси азота и водорода. Чтобы 10% азота превратилось в аммиак? Газы считать идеальными.

4. Константа равновесия реакции $H_2 + I_2 = 2HI$ при $693 \text{ }^\circ\text{K}$ $K_c = 50,25$. Вычислить массу образующегося HI, если в сосуд вместимостью 10^{-3} м³ введено $0,846 \cdot 10^{-3}$ кг I_2 и $0,0212 \cdot 10^{-3}$ кг H_2 .

5. Система, в которой протекает экзотермическая реакция $CO (г) + 2H_2 (г) = CH_3OH (г)$ находится в равновесии при $500 \text{ }^\circ\text{K}$ и 10 бар. Если газы идеальные, как повлияют на выход метанола следующие факторы:

а) повышение температуры; б) повышение давления; в) добавления инертного газа при постоянном объеме; г) добавление инертного газа при постоянном давлении; д) добавление водорода при постоянном давлении.

Самостоятельные работы выполняются студентом в течении семестра по соответствующей теме. Самостоятельные работы приведены в банке заданий. Максимальный балл -10

Семестровая работа выполняется студентом в соответствии со своим вариантом по учебно-методическому пособию

Ермакова, Т. А. Семестровая работа по дисциплине "Физическая химия" [Электронный ресурс]: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2011. - Режим доступа:

<http://library.volsu.ru/object/books/In00141.pdf>

Максимальный балл за семестровую работу - 30.

Лабораторная работа является формой контроля и средством применения и реализации полученных обучающимися знаний по данной дисциплине. Отчет по лабораторной работе включает в себя следующие пункты:

1. Название работы;
2. ФИО автора и преподавателя;
3. Цели работы;
4. Основные положения темы;
5. Порядок выполнения работы;
6. Результаты выполнения работы;
7. Выводы.

Критерии оценок на лабораторные работы:

- 1.«отлично» - студент обладает системными теоретическими знаниями (знает методику выполнения практических навыков, нормативы и проч.), без ошибок самостоятельно демонстрирует выполнение практических умений;
- 2.«хорошо» - студент обладает теоретическими знаниями (знает методику выполнения практических навыков, нормативы и проч.), самостоятельно демонстрирует выполнение практических умений, допуская некоторые неточности (малозначительные ошибки), которые самостоятельно обнаруживает и быстро исправляет;
- 3.«удовлетворительно» - студент обладает удовлетворительными теоретическими знаниями (знает основные положения методики выполнения практических навыков, нормативы и проч.), демонстрирует выполнение практических умений, допуская некоторые ошибки, которые может исправить при коррекции их преподавателем;
- 4.«неудовлетворительно» - студент не обладает достаточным уровнем теоретических знаний (не знает методики выполнения практических навыков, нормативы и проч.) и/или не может самостоятельно продемонстрировать практические умения или выполняет их, допуская грубые ошибки.

Количество баллов за выполнение и отчет лабораторных работ – 40.

Реферат. Тему реферата студент выбирает из предложенных преподавателем или может предложить свой вариант. При проверке реферата оцениваются:

- знание фактического материала, усвоение общих представлений, понятий, идей;
- характеристика реализации цели и задач исследования;
- степень обоснованности аргументов и обобщений;
- качество и ценность полученных результатов;
- использование литературных источников;
- культура письменного изложения материала;
- культура оформления материалов работы.

Максимальный балл за реферат - 10.

Примерные темы рефератов:

1. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Взаимосвязь работы, теплоты и изменения внутренней энергии.
2. Термохимия. Закон Гесса. Стандартные тепловые эффекты. Следствия из закона Гесса.
3. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа.
4. Фазовые переходы.
5. Расчет теплот сгорания и образования по эмпирическим формулам.
6. Теплоемкость.
7. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа.
8. Второе начало термодинамики. Энтропия. Свойства энтропии. Связь энтропии с параметрами состояния в процессах с участием идеального газа.
9. Изменение энтропии при смешивании идеальных газов. Стандартное изменение энтропии. Зависимость энтропии от температуры.
10. Объединенное уравнение первого и второго законов термодинамики. Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца.
11. Связь энергии Гиббса и энергии Гельмгольца с параметрами состояния. Изменение энергии Гиббса в разных процессах.
12. Изменение стандартной энергии Гиббса химических реакций. Расчет изменения энергии Гиббса химических реакций по различным приближениям.
13. Химический потенциал. Критерии направленности процессов.
14. Основные понятия фазового равновесия. Условия термодинамического равновесия в гетерогенной системе. Правило фаз Гиббса.
15. Фазовое равновесие. Уравнение Клапейрона-Клазиуса.
16. Фазовое равновесие в однокомпонентных системах.
17. Фазовое равновесие в двухкомпонентных системах (неизоморфно кристаллизующаяся система).
18. Фазовое равновесие в двухкомпонентных системах (изоморфно кристаллизующаяся система).
19. Фазовое равновесие в трехкомпонентных системах.
20. Понятие химического равновесия. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы химической реакции.
21. Зависимость константы равновесия от температуры. Расчет константы химического равновесия.
22. Растворы. Способы выражения концентрации. Термодинамическое условие образования раствора. Термодинамические свойства идеальных растворов.
23. Давление насыщенного пара компонентов над раствором. Закон Рауля.
24. Криоскопия, эбуллиоскопия и их применение для определения молярной массы растворенного вещества.
25. Осмотическое давление раствора. Изотонический коэффициент.
26. Давление насыщенного пара над раствором летучих компонентов. Законы Гиббса-Коновалова. Правило рычага.
27. Особенности электропроводности растворов сильных электролитов.
28. Термодинамическая теория растворов электролитов.

29. Электродный потенциал. Уравнение Нернста.
30. Электрохимические цепи. ЭДС электрохимических цепей
31. Потенциометрия.
32. Электролиз. Законы Фарадея.
33. Скорость химической реакции. Кинетическая кривая. Закон действия масс.
34. Кинетика простых реакций.
35. Порядок реакции: частный и общий. Способы определения порядка реакции.
36. Кинетика параллельных реакций.
37. Кинетика последовательных реакций (k_1 отличается от k_2 на порядок).
38. Кинетика последовательных реакций ($k_1 \gg k_2$).
39. Кинетика последовательных реакций ($k_2 \gg k_1$).
40. Влияние температуры на скорости химической реакции. Правило Вант-Гоффа.
41. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Физический смысл энергии активации.
42. Методы расчета энергии активации и константы Аррениуса.
43. Кинетика неразветвленных цепных реакций.
44. Кинетика разветвленных цепных реакций.

Экзамен служит формой проверки усвоения учебного материала по дисциплине. При определении экзаменационной оценки используются результаты текущего контроля по дисциплине. Экзамен по учебной дисциплине проводится в письменной форме. На экзамене студент может набрать до 40 баллов. В качестве итоговой оценки на экзамене по решению преподавателя и с согласия студента могут быть использованы результаты текущего контроля. Знания, умения и навыки студента определяются следующими оценками: 91-100 баллов – «отлично», 71-90 баллов – «хорошо», 60-70 баллов – «удовлетворительно».

9. Перечень основной и дополнительной учебной литературы

9.1 Основная литература

1. Кудряшева Н.С., Бондарева Л.Г. Физическая и коллоидная химия [Электронный ресурс]: - Издание пер. и доп а2-е изд - Профессиональное образование, 2018. - 379 с. - Режим доступа: <http://www.biblio-online.ru/book/72CA68BF-9F1C-405D-9725-2CE497E5EEF8>
2. Зарубин Дмитрий Павлович Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное - ИНФРА-М, 2017. - 474 с. - Режим доступа: <http://new.znaniium.com/go.php?id=469097>
3. Родин Виктор Владимирович Физическая и коллоидная химия [Электронный ресурс]: - АГРУС, 2013. - 156 с. - Режим доступа: <http://znaniium.com/go.php?id=515033>
4. Казин Вячеслав Николаевич Физическая химия [Электронный ресурс]: - Издание испр. и доп - Юрайт, 2019. - 182 с. - Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/444506>

9.2 Дополнительная литература

1. Борщевский, А. Я. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное - Москва:ИНФРА-М, 2017. - 382 с. - Режим доступа: <http://znaniium.com/go.php?id=543170>
2. Ермакова, Т. А. Кондуктометрический метод анализа: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 36 с. ; 1 файл (600 КБ) 336 а- Текст : 337 аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/obje>
3. Ермакова, Т. А. Потенциометрический метод анализа: учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2020. - 28 с. ; 1 файл (584 КБ) 336 а- Текст : 337 аэлектронный 500 аURL: <http://library.volsu.ru/obje>
4. Фомичев, В. Т. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем: учебно-методическое - [Изд-во ВолГУ], 2018. - 36 с.
5. Ермакова, Т. А. Общая и неорганическая химия: учебное - Изд-во ВолГУ, 2017. - 82 с.
6. Ермакова, Т. А. Семестровая работа по дисциплине "Физическая химия": учебно-методическое - Изд-во ВолГУ, 2011.

В качестве учебно-методического обеспечения могут быть использованы другие учебные,

учебно-методические и научные источники по профилю дисциплины, содержащиеся в электронно-библиотечных системах, указанных в п. 11.2 «Электронно-библиотечные системы».

9.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

1. <http://elibrary.ru> - Научная электронная библиотека
2. <http://ibooks.ru/> - Электронная библиотечная система учебной и научной литературы
3. <http://lib.volsu.ru> - Электронная библиотека Волгоградского государственного университета
4. <http://volsu.ru/umnik> - Образовательный портал Волгоградского государственного университета «УМНИК»
5. <http://window.edu.ru/library> - Федеральный образовательный портал. Библиотека. Единое окно доступа к образовательным ресурсам
6. <http://www.edu.ru>. - Федеральный портал «Российское образование»:
7. <http://znanium.com> - Электронная библиотека
8. <http://biblio-online.ru/> - Электронная библиотека
9. <http://e.lanbook.com/> - Электронно-библиотечная система
10. <http://www.book.ru/> - Электронно-библиотечная система

10. Методические указания по освоению дисциплины для лиц с ОВЗ и инвалидов

При необходимости обучения студентов-инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья аудиторные занятия могут быть заменены или дополнены изучением полнотекстовых лекций, презентаций, видео- и аудиоматериалов в электронной информационно-образовательной среде (ЭИОС) университета. Индивидуальные задания подбираются в адаптированных к ограничениям здоровья формах (письменно или устно, в форме презентаций). Выбор методов обучения зависит от их доступности для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья.

В целях реализации индивидуального подхода к обучению студентов, осуществляющих учебный процесс по индивидуальной траектории в рамках индивидуального учебного плана (при необходимости), изучение данной дисциплины базируется на следующих возможностях:

- индивидуальные консультации преподавателя;
- максимально полная презентация содержания дисциплины в ЭИОС (в частности, полнотекстовые лекции, презентации, аудиоматериалы, тексты для перевода и анализа и т.п.).

11. Перечень информационных технологий

В учебном процессе активно используются информационные технологии с применением современных средств телекоммуникации; электронные учебники и обучающие компьютерные программы. Каждый обучающийся обеспечен неограниченным доступом к электронной информационно-образовательной среде (ЭИОС) университета. ЭИОС предоставляет открытый доступ к учебным планам, рабочим программам дисциплин (модулей), практик, к электронным библиотечным системам и электронным образовательным ресурсам.

11.1 Перечень программного обеспечения

(обновление производится по мере появления новых версий программы)

1. 7-zip
2. Microsoft Windows (не ниже XP)
3. Microsoft Office (не ниже 2003)
4. Антивирус Kaspersky
5. Adobe Acrobat Reader
6. Специальное программное обеспечение указывается в методических материалах по ОПОП (при необходимости)

11.2 Современные профессиональные базы данных и информационно-справочные системы, в т.ч. электронно-библиотечные системы

(обновление выполняется еженедельно)

Название	Краткое описание	URL-ссылка
Научная электронная библиотека	Крупнейший российский информационный портал в области науки, технологии, медицины и образования.	http://elibrary.ru/
ЭБС "Лань"	Электронно-библиотечная система	https://e.lanbook.com/
ЭБС Znanium.com	Электронно-библиотечная система	https://znanium.com/
ЭБС BOOK.ru	Электронно-библиотечная система	https://www.book.ru/
ЭБС Юрайт	Электронно-библиотечная система	https://www.biblio-online.ru/
Scopus	Scopus – крупнейшая единая база данных, содержащая аннотации и информацию о цитируемости рецензируемой научной литературы, со встроенными инструментами отслеживания, анализа и визуализации данных. В базе содержится 23700 изданий от 5000 международных издателей, в области естественных, общественных и гуманитарных наук, техники, медицины и искусства.	http://www.scopus.com/
Web of Science	Наукометрическая реферативная база данных журналов и конференций. С платформой Web of Science вы можете получить доступ к непревзойденному объему исследовательской литературы мирового класса, связанной с тщательно отобранным списком журналов, и открыть для себя новую информацию при помощи скрупулезно записанных метаданных и ссылок.	https://apps.webofknowledge.com/
КонсультантПлюс	Информационно-справочная система	http://www.consultant.ru/
Гарант	Информационно-справочная система по законодательству Российской Федерации	http://www.garant.ru/
Научная библиотека ВолГУ им О.В. Иншакова		http://library.volsu.ru/

12. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа представляют собой специальные помещения, в состав которых входят специализированная мебель и технические средства обучения.

Учебные аудитории для проведения лабораторных работ представляют собой компьютерные классы или лаборатории, оснащенные лабораторным оборудованием, в зависимости от степени сложности.

Учебные аудитории для проведения занятий семинарского типа/практических занятий представляют собой специальные помещения, в состав которых входят специализированная мебель и технические средства обучения.

Помещения для самостоятельной работы обучающихся оснащены компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в ЭИОС ВолГУ.