

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Муромский институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего образования
**«Владимирский государственный университет
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых»**
(МИ ВлГУ)

Кафедра *ТБ*

«УТВЕРЖДАЮ»
Заместитель директора по УР
_____ Д.Е. Андрианов
_____ 25.05.2021

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Физическая химия

Направление подготовки

18.03.01 Химическая технология

Профиль подготовки

*Химическая технология неорганических
веществ*

Семестр	Трудоем- кость, час./зач. ед.	Лек- ции, час.	Практи- ческие занятия, час.	Лабора- торные работы, час.	Консультация, час.	Конт- роль, час.	Всего (контакт- ная работа), час.	СРС, час.	Форма промежу- точного контроля (экз., зач., зач. с оц.)
3	144 / 4	16	16	16	3,6	0,35	51,95	65,4	Экз.(26,65)
4	144 / 4	16	16		3,6	0,35	35,95	81,4	Экз.(26,65)
Итого	288 / 8	32	32	16	7,2	0,7	87,9	146,8	53,3

Муром, 2021 г.

1. Цель освоения дисциплины

Цель дисциплины: В соответствии с основной областью профессиональной деятельности, включающей исследование химических процессов, происходящих в природе или проводимых в лабораторных условиях, выявление фундаментальных закономерностей их протекания и возможности влияния на эти процессы, главной целью освоения дисциплины «Физическая химия» является формирование у обучающихся представления о том, что физическая химия образует теоретический фундамент современной химии в целом. Достижение данной цели предполагает овладение основами общей и химической термодинамики, теории растворов и фазовых равновесий, основами кинетики и катализа, термодинамики и кинетики электрохимических процессов.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Знакомству с данным курсом должно предшествовать овладение такими дисциплинами, как Математика, Физика, Общая и неорганическая химия. На дисциплине "Физическая химия" базируются Дополнительные главы физической химии, Оборудование и основы проектирования химических технологических процессов и выполнение ВКР.

3. Планируемые результаты обучения по дисциплине

Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения ОПОП (компетенциями и индикаторами достижения компетенций)

Формируемые компетенции (код, содержание компетенции)	Планируемые результаты обучения по дисциплине, в соответствии с индикатором достижения компетенции		Наименование оценочного средства
	Индикатор достижения компетенции	Результаты обучения по дисциплине	
ОПК-1 Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов	ОПК-1.2 Изучает и анализирует физико-химические основы процессов, происходящих в основных технологических аппаратах и в природной среде	знать основные положения физической химии (ОПК-1.2) уметь анализировать физико-химические основы процессов, происходящих в основных технологических аппаратах и в природной среде (ОПК-1.2)	вопросы, тест

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 8 зачетных единиц, 288 часов.

4.1. Форма обучения: очная

Уровень базового образования: среднее общее.

Срок обучения 4г.

4.1.1. Структура дисциплины

№ п/п	Раздел (тема) дисциплины	Семестр	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником							Самостоятельная работа	Форма текущего контроля успеваемости (по неделям семестра), форма промежуточной аттестации(по семестрам)
			Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	Контрольные работы	КП / КР	Консультация	Контроль		
1	Химическая кинетика. Химическое и фазовое равновесие	3	16	16	16					65,4	устный опрос
Всего за семестр		144	16	16	16			3,6	0,35	65,4	Экз.(26,65)
2	Химическая термодинамика	4	16	16						81,4	тестирование
Всего за семестр		144	16	16				3,6	0,35	81,4	Экз.(26,65)
Итого		288	32	32	16			7,2	0,7	146,8	53,3

4.1.2. Содержание дисциплины

4.1.2.1. Перечень лекций

Семестр 3

Раздел 1. Химическая кинетика. Химическое и фазовое равновесие

Лекция 1.

Предмет физической химии. Краткие исторические сведения (2 часа).

Лекция 2.

Химическая кинетика. Понятие скорости и механизма химической реакции. Скорость реакции в гомогенной и гетерогенной системах (2 часа).

Лекция 3.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Влияние химического, электронного и пространственного строения на реакционную активность веществ (2 часа).

Лекция 4.

Влияние концентраций исходных веществ на скорость реакции. Закон действия масс (2 часа).

Лекция 5.

Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Теория активированного комплекса (2 часа).

Лекция 6.

Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ (2 часа).

Лекция 7.

Необратимые и обратимые реакции. Химическое и фазовое равновесие (2 часа).

Лекция 8.

Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье (2 часа).

Семестр 4

Раздел 2. Химическая термодинамика

Лекция 9.

Основные понятия термодинамики (2 часа).

Лекция 10.

Первое начало термодинамики (2 часа).

Лекция 11.

Энтальпия и теплоемкость (2 часа).

Лекция 12.

Изобарные и изохорные процессы (2 часа).

Лекция 13.

Термохимия. Экзо- и эндотермические реакции. Теплота образования (2 часа).

Лекция 14.

Закон Гесса. Следствия из закона (2 часа).

Лекция 15.

Второй закон термодинамики (2 часа).

Лекция 16.

Направление протекания химических процессов. Энергии Гиббса и Гельмгольца (2 часа).

4.1.2.2. Перечень практических занятий

Семестр 3

Раздел 1. Химическая кинетика. Химическое и фазовое равновесие

Практическое занятие 1

Физико-химический анализ как метод научного исследования (2 часа).

Практическое занятие 2

Кинетика простых реакций. Составление кинетических уравнений (2 часа).

Практическое занятие 3

Влияние температуры на скорость химических реакций (2 часа).

Практическое занятие 4

Фотохимические реакции (2 часа).

Практическое занятие 5

Кинетика сложных реакций (2 часа).

Практическое занятие 6

Применение принципа Ле Шателье для смещения равновесия в химических системах (2 часа).

Практическое занятие 7

Ферментативный катализ (2 часа).

Практическое занятие 8

Расчет констант равновесия и равновесного выхода химической реакции (2 часа).

Семестр 4

Раздел 2. Химическая термодинамика

Практическое занятие 9

Первое начало термодинамики, его применение к различным процессам. Внутренняя энергия и энтальпия (2 часа).

Практическое занятие 10

Методы определения порядка реакций (2 часа).

Практическое занятие 11

Закон Гесса. Теплота образования сложных веществ (2 часа).

Практическое занятие 12

Теплота сгорания. Расчет тепловых эффектов реакций по теплотам образования, сгорания и энергиям связей (2 часа).

Практическое занятие 13

Теплоемкость и ее зависимость от температуры. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Уравнение теплового баланса и теоретическая температура горения (2 часа).

Практическое занятие 14

Второе начало термодинамики. Расчет изменений энтропии при различных процессах. Зависимость энтропии от температуры (2 часа).

Практическое занятие 15

Термодинамические потенциалы. Энергии Гельмгольца и Гиббса, их свойства (2 часа).

Практическое занятие 16

Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона (2 часа).

4.1.2.3. Перечень лабораторных работ

Семестр 3

Раздел 1. Химическая кинетика. Химическое и фазовое равновесие

Лабораторная 1.

Исследование влияния различных факторов на скорость реакции (4 часа).

Лабораторная 2.

Определение константы скорости и порядка химической реакции (4 часа).

Лабораторная 3.

Калориметрическое определение удельной теплоты растворения соли (4 часа).

Лабораторная 4.

Калориметрическое определение молярной теплоты нейтрализации (4 часа).

4.1.2.4. Перечень тем и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы

Перечень тем, вынесенных на самостоятельное изучение:

1. Расчеты свойств идеальных газов. Парциальные давления в смесях идеальных газов. Скорости движения молекул в газах. Теплоемкости газов. Сжигание газов.
2. Работа различных процессов. Цикл Карно. Применение первого закона термодинамики к идеальным газам.
3. Постулат Планка. Абсолютные значения энтропии. Статистический характер второго закона термодинамики.
4. Фазовые переходы. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса. Фазовые переходы первого и второго рода.
5. Термодинамические функции идеальных газов и их смесей.
6. Элементарные химические процессы. Диссоциация молекул под действием света, электронного удара. Термическая диссоциация. Свободные атомы и радикалы.
7. Закон распределения Больцмана, закон Максвелла- Больцмана.
8. Эффективный диаметр столкновения. Применение теории столкновений к бимолекулярным реакциям. Реакции с участием радикалов.
9. Перенесение теоретических представлений полученных для реакции в газовой фазе, на реакции в растворах. Мономолекулярные и бимолекулярные реакции в растворах. Сопряженные реакции.
10. Возникновение разряда в газе. Химические реакции в тлеющем и дуговом разрядах. Механизм химических реакций в разрядах.
11. Применение третьего закона термодинамики для расчета химических равновесий. Тепловой закон Нернста. Приложение теплового закона Нернста к химическим превращениям. Некоторые приближенные методы расчета химических равновесий.
12. Кинетика реакций в статистических условиях. Необратимые и обратимые реакции первых и вторых порядков. Кинетика химических реакций протекающих в потоке. Необратимые и обратимые реакции первого и второго порядка.
13. Кислотно-основной катализ. Влияние ионной силы на скорость реакции.

14. Кинетика гетерогенных каталитических реакций в статистических условиях, истинная и кажущаяся энергии активации гетерогенных химических реакций. Кинетика гетерогенных реакций в потоке.

15. Диаграммы равновесия жидкость пар в бинарных системах. Первый закон Коновалова. Фракционная перегонка. Температура кипения растворов нелетучих веществ. Второй закон Коновалова. Азеотропные растворы. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Перегонка с водяным паром.

16. Электропроводность неводных растворов. Подвижность ионов в неводных растворах, числа переноса ионов. Электропроводность твердых солей. Электропроводность растворов в жидком аммиаке.

Для самостоятельной работы используются методические указания по освоению дисциплины и издания из списка приведенной ниже основной и дополнительной литературы.

4.1.2.5. Перечень тем контрольных работ, рефератов, ТР, РГР, РПР

Не планируется.

4.1.2.6. Примерный перечень тем курсовых работ (проектов)

Не планируется.

5. Образовательные технологии

Для реализации познавательной и творческой активности студента в учебном процессе используются современные образовательные технологии, дающие возможность повышать качество образования, более эффективно использовать учебное время. Применяются пассивные и интерактивные формы занятий. Студенты выполняют индивидуальные и групповые задания. Подробное объяснение теоретического материала на лекционных занятиях позволяет студентам применять свои знания при решении практических заданий.

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины.

Фонды оценочных материалов (средств) приведены в приложении.

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.

7.1. Основная учебно-методическая литература по дисциплине

1. Луков, В. В. Физическая химия : учебник / В. В. Луков, А. Н. Морозов. — 2-е изд. — Ростов-на-Дону, Таганрог : Издательство Южного федерального университета, 2018. — 237 с. - <http://www.iprbookshop.ru/87772>

2. Физическая химия : учебное пособие / Г. В. Булидорова, Ю. Г. Галяметдинов, Х. М. Ярошевская, В. П. Барабанов. — Казань : Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2012. — 396 с. - <http://www.iprbookshop.ru/64034>

3. Романенко, Е. С. Физическая химия : учебное пособие / Е. С. Романенко, Н. Н. Францева. — Ставрополь : Ставропольский государственный аграрный университет, Параграф, 2012. — 88 с. - <http://www.iprbookshop.ru/47378>

7.2. Дополнительная учебно-методическая литература по дисциплине

1. Архипова, Н. В. Физическая химия : учебное пособие / Н. В. Архипова, И. Д. Кособудский. — Саратов : Саратовский государственный технический университет имени Ю.А. Гагарина, ЭБС АСВ, 2020. — 160 с. - <https://www.iprbookshop.ru/108705>

2. Березовчук, А. В. Физическая химия : учебное пособие / А. В. Березовчук. — 2-е изд. — Саратов : Научная книга, 2019. — 159 с. - <https://www.iprbookshop.ru/81087>

3. Ермолаева В.А. Химическая кинетика. Катализ: методические указания по выполнению лабораторных работ - Муром: Изд.-полиграфический центр МИ ВлГУ, 2011. - 100 экз.

4. Ермолаева В.А. Ионные реакции в растворах. Гидролиз солей: методические указания по выполнению лабораторных работ - Муром: Изд.-полиграфический центр МИ ВлГУ, 2011. - 100 экз.

5. Ермолаева В.А. Аналитические методы исследования качества воды: методические указания по выполнению лабораторных работ - Муром: Изд.-полиграфический центр МИ ВлГУ, 2012. - 100 экз.

7.3. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

В образовательном процессе используются информационные технологии, реализованные на основе информационно-образовательного портала института (www.mivlgu.ru/iop), и инфокоммуникационной сети института:

- предоставление учебно-методических материалов в электронном виде;
- взаимодействие участников образовательного процесса через локальную сеть института и Интернет;
- предоставление сведений о результатах учебной деятельности в электронном личном кабинете обучающегося.

Информационные справочные системы:

Chemister.da.ru - Химия и Токсикология. Методики синтеза групп веществ, библиотека по химии, база данных, форум и многое другое.

Chemport.ru - Химический портал. Новости химии, работа для химиков, форум и др. материалы.

Программное обеспечение:

LibreOffice (Mozilla Public License v2.0)

7.4. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины

iprbookshop.ru

mivlgu.ru/iop

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Лекционная аудитория

Проектор Acer Projector X1285; ноутбук HP.

Лаборатория органической химии

Иономер универсальный; блок автоматического титрования БАТ-15; потенциостат П-5848; прибор Ребиндера; дистиллятор воды АЭ-4; реохорд; специальная химическая посуда; водяная и песчаная баня; электроплитки; набор химического оборудования для титриметрии; штативы химические с держателями; термореле; секундомеры; вытяжные шкафы «Ламинар» - 2шт; печь сушильная; весы теххимические; фотоэлектроколориметры ФЭК-М; набор кювет; выпрямители электрического тока; фотометр «Эксперт-003»; магнитная мешалка «РИТМ-01»; Экотест-ВА.

9. Методические указания по освоению дисциплины

Глубокому освоению теоретического материала способствует предварительная подготовка, включающая чтение предыдущей лекции, работу с учебными пособиями и научными материалами. Для успешного освоения теоретического материала студент знакомится со списком рекомендуемой основной и дополнительной литературы; уточняет у преподавателя, каким дополнительным пособиям следует отдать предпочтение; ведет конспект лекций и прорабатывает лекционный материал, пользуясь как конспектом, так и учебными пособиями. Чтобы содержательная информация по дисциплине запоминалась,

целесообразно изучать ее поэтапно – по темам и в строгой последовательности, поскольку последующие темы опираются на предыдущие.

При подготовке к практическим занятиям целесообразно повторить основные понятия по теме занятия, изучить примеры, внимательно прочесть нужную тему, разобраться со всеми теоретическими положениями. Для более глубокого усвоения материала крайне важно обратиться за помощью к основной и дополнительной учебной, справочной литературе, журналам или к преподавателю за консультацией. На практических занятиях пройденный теоретический материал подкрепляется решением задач по основным темам дисциплины. Решая задачу, студент должен предварительно понять, какой теоретический материал нужно использовать и наметить план решения. В конце занятия обучающиеся демонстрируют полученные результаты преподавателю и при необходимости делают работу над ошибками.

Лабораторные работы являются одной из важнейших составных частей курса. До выполнения лабораторных работ обучающийся изучает соответствующий раздел теории. Перед занятием студент знакомится с описанием заданий для выполнения работы, внимательно изучает содержание и порядок проведения лабораторной работы. Лабораторные работы проводятся в химической лаборатории. Основные вопросы лабораторных занятий связаны с изучением химических свойств различных соединений, особенностей протекания химических процессов. Лабораторные работы выполняются по индивидуальным вариантам, небольшими группами по 2-3 человека. Полученные результаты эксперимента сводятся в отчет. Отчет по каждой лабораторной работе должен оформляться аккуратно и содержать следующие разделы: цель работы, номер и название опыта, описание хода эксперимента, уравнения химических реакций, описание наблюдений, основные выводы по каждому опыту в отдельности и по работе в целом.

Самостоятельная работа оказывает важное влияние на формирование личности будущего специалиста, она планируется обучающимся самостоятельно. Каждый обучающийся самостоятельно определяет режим своей работы и меру труда, затрачиваемого на овладение учебным содержанием дисциплины. Он выполняет внеаудиторную работу и изучение разделов, выносимых на самостоятельную работу, по личному индивидуальному плану, в зависимости от его подготовки, времени и других условий. Важной частью работы студента является знакомство с рекомендуемой и дополнительной литературой, поскольку лекционный материал, при всей его важности для процесса изучения дисциплины, содержит лишь минимум необходимых теоретических сведений. Высшее образование предполагает более глубокое знание предмета. Кроме того, оно предполагает не только усвоение информации, но и формирование навыков исследовательской работы. Для этого необходимо изучать и самостоятельно анализировать статьи периодических изданий и Интернет-ресурсы.

Форма заключительного контроля при промежуточной аттестации – экзамен. Для проведения промежуточной аттестации по дисциплине разработаны фонд оценочных средств и балльно-рейтинговая система оценки учебной деятельности студентов. Оценка по дисциплине выставляется в информационной системе и носит интегрированный характер, учитывающий результаты оценивания участия студентов в аудиторных занятиях, качества и своевременности выполнения заданий в ходе изучения дисциплины и промежуточной аттестации.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению
18.03.01 Химическая технология и профилю подготовки *Химическая технология*
неорганических веществ
Рабочую программу составил к.х.н., доцент Ермолаева В.А. _____

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры *ТБ*

протокол № 16 от 25.05.2021 года.

Заведующий кафедрой *ТБ* _____ *Шарапов Р.В.*

(Подпись)

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании учебно-методической
комиссии факультета

протокол № 6 от 25.05.2021 года.

Председатель комиссии МСФ _____ *Калиниченко М.В.*

(Подпись)

(Ф.И.О.)

Лист актуализации рабочей программы дисциплины

Программа одобрена на _____ учебный год.

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ 20__ года.

Заведующий кафедрой _____
(Подпись) _____ (Ф.И.О.)

Программа одобрена на _____ учебный год.

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ 20__ года.

Заведующий кафедрой _____
(Подпись) _____ (Ф.И.О.)

Программа одобрена на _____ учебный год.

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ 20__ года.

Заведующий кафедрой _____
(Подпись) _____ (Ф.И.О.)

Фонд оценочных материалов (средств) по дисциплине
Физическая химия

1. Оценочные материалы для проведения текущего контроля успеваемости по дисциплине

Вариант 1.

1. В эндотермических реакциях ...
 1. энтальпия реакционной смеси увеличивается;
 2. скорость химической реакции увеличивается при понижении температуры;
 3. тепловой эффект реакции положителен;
 4. для достижения равновесия требуется катализатор;
 5. равновесие устанавливается быстрее.
2. Скорость химической реакции - это ...
 1. время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ;
 2. время, за которое заканчивается реакция;
 3. изменение количества вещества реагентов (или продуктов) в единицу времени в единице объема;
 4. количество вещества продуктов реакции к моменту окончания реакции;
 5. скорость, с которой добавляют химические реактивы.
3. Сформулируйте первое начало термодинамики.
 1. скорость химической реакции определяется энергией активации данной реакции;
 2. физические величины, однозначно определяющие состояние системы, являются функциями состояния;
 3. сумма изменения внутренней энергии и совершенной системой (над системой) работы равна сообщенной (или выделенной ею) теплоте;
 4. при одинаковых условиях в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул;
 5. масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате этой химической реакции.
4. В каких единицах измеряется энтропия?
 1. Дж/моль;
 2. кДж/моль;
 3. кДж/(моль • К);
 4. Дж/(моль • К);
 5. кДж/К.
5. В твердом состоянии, как и в жидком, не могут находиться вещества со следующими химическими связями:
 1. металлическими
 2. ионными;
 3. Ван-дер-ваальсовыми;
 4. ковалентными;
 5. водородными
6. Четвертым состоянием вещества является плазма, которая представляет собой ...
 1. газ, состоящий из смеси нейтральных и ионизированных частиц и электронов;
 2. полностью ионизированный газ;
 3. аморфное вещество;
 4. жидкие кристаллы;
 5. супертяжелое вещество.
7. Идеальным газом называют...
 1. легко сжижаемый газ;
 2. газ, между молекулами которого присутствуют силы взаимного притяжения;
 3. газ, характеристики которого полностью описываются уравнением состояния идеального газа;

4. газ, нагретый свыше 1000 К;
5. газ без цвета и запаха.
8. Различают два состояния всех твердых веществ:
 1. хрупкое и мягкое;
 2. простое и сложное;
 3. аллотропное и полиморфное;
 4. аморфное и кристаллическое;
 5. прочное и ковкое.
9. Все вещества с молекулярными кристаллическими решетками ...
 1. хорошие проводники электричества;
 2. обладают низкими значениями температур плавления;
 3. плохие проводники электричества;
 4. имеют оттенок изумрудного цвета;
 5. являются ферромагнетиками.
10. В каких единицах выражают величины, входящие в выражение первого начала термодинамики?
 1. в единицах заряда, например, в кулонах;
 2. в единицах давления, например, в паскалях;
 3. в единицах времени, например, в секундах;
 4. в единицах количества, например, в молях;
 5. в единицах энергии, например, в джоулях.
11. В экзотермической реакции ...
 1. энтальпия реакционной системы повышается;
 2. тепловой эффект реакции отрицательный;
 3. энтальпия реакционной смеси уменьшается;
 4. давление реакционной смеси повышается;
 5. температура смеси уменьшается.
12. Стехиометрические коэффициенты в термохимических уравнениях указывают на
 1. реальные количества реагирующих и образующихся веществ;
 2. массы веществ;
 3. скорость расходования и образования продуктов;
 4. соотношение между массами реагентов.
13. Энергией называется...
 1. физическая величина, характеризующая направление теплообмена между системами;
 2. экзотермический химический процесс ;
 3. физическая величина, являющаяся мерой взаимодействия и движения материальных систем;
 4. термодинамическое состояние системы;
 5. количество тепла, выделяющееся в ходе химической реакции.
14. Химическая реакция обязательно сопровождается выделением или поглощением энергии, поскольку ...
 1. ее протекание заключается в разрыве одних и образовании других химических связей;
 2. ее протекание требует столкновения реагирующих частиц;
 3. для ее протекания необходима энергия, равная энергии активации;
 4. при ее протекании не затрагиваются ядра атомов;
15. Даны термохимические уравнения: $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}) - 180 \text{ кДж}$;
 $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г}) + 114 \text{ кДж}$. Рассчитайте теплоту реакции $\text{N}_2(\text{г}) + 2\text{O}_2 = 2\text{NO}_2(\text{г})$. Определите теплоту образования NO_2 .
 1. $Q = -33 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -66 \text{ кДж/моль}$;
 2. $Q = -294 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -147 \text{ кДж/моль}$;
 3. $Q = -147 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -294 \text{ кДж/моль}$;
 4. $Q = -66 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -33 \text{ кДж/моль}$;

5. $Q = -294$ кДж, $Q_{\text{обр}}(\text{N}_2) = -66$ кДж/моль.
16. Сформулируйте третье начало термодинамики.
1. скорость химической реакции определяется энергией активации данной реакции;
 2. физические величины, однозначно определяющие состояние системы, являются функциями состояния;
 3. сумма изменения внутренней энергии и совершенной системой (над системой) работы равна сообщенной (или выделенной ею) теплоте;
 4. при одинаковых условиях в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул;
 5. энтропия идеального ионного кристалла при абсолютном нуле равна нулю.
17. Слабые электролиты:
1. HCl , H_2SO_4
 2. H_2CO_3 , H_2SiO_3
 3. FeCl_3 , NaCl
 4. NaOH , KOH
18. Определите стандартное изменение энтальпии реакции горения метана $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, зная, что энтальпии образования CO_2 (г), H_2O (г) и CH_4 (г) равны соответственно -393,5; -241,8; и -74,9 кДж/моль.
- Ответ приведите с точностью до десятых, например, 65,2 или -309,4.
19. В 500мл раствора сульфата магния с концентрацией 0,2моль/л содержится _ г соли
20. Выведите константу равновесия для системы. В каком направлении сместится равновесие при увеличении давления и температуры.
- $$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$$

Вариант №2

1. Укажите основные стехиометрические законы химии:
1. периодический закон, закон кратных отношений;
 2. закон Авогадро, закон постоянства состава;
 3. закон Гесса, закон Дальтона;
 4. периодический закон, закон сохранения массы и энергии;
 5. закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака.
2. Из перечисленных явлений выберите то, которое нельзя отнести к химическим:
1. растворение соли в воде;
 2. свертывание крови;
 3. разделение изотопов урана с помощью диффузии;
 4. взрыв динамита;
 5. горение угля
3. Важнейшим следствием термохимического закона Гесса является утверждение, что тепловой эффект химической реакции равен...
1. сумме теплот образования исходных продуктов;
 2. сумме теплот образования продуктов реакции;
 3. сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов термохимического уравнения реакции;
 4. сумме теплот образования исходных веществ за вычетом суммы теплот образования продуктов реакции;
 5. сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ.
4. В соответствии с эмпирическим правилом Вант-Гоффа, при повышении температуры реакционной смеси от 30 до 40 °С скорость химической реакции...
1. увеличивается в 22,4 раза;
 2. уменьшается в 10 раз;

3. увеличивается в 2-4 раза;
4. достигает своего максимального значения;
5. практически не изменяется.

5. Идеальным газом называют...

1. легко сжижаемый газ;
2. газ, между молекулами которого присутствуют силы взаимного притяжения;
3. газ, характеристики которого полностью описываются уравнением состояния

идеального газа;

4. газ, нагретый свыше 1000 К;
5. газ без цвета и запаха.

6. Различают два состояния всех твердых веществ:

1. хрупкое и мягкое;
2. простое и сложное;
3. аллотропное и полиморфное;
4. аморфное и кристаллическое;
5. прочное и ковкое.

7. Кристаллическое состояние характеризуется ...

1. упорядоченной геометрической структурой;
2. блестящей поверхностью;
3. хрупкостью;
4. ковкостью;
5. теплопроводностью

8. Все вещества с ковалентными решетками ...

1. хорошие проводники электричества;
2. обладают низкими значениями температур плавления;
3. плохие проводники электричества;
4. имеют оттенок изумрудного цвета;
5. являются ферромагнетиками.
6. графит невозможно превратить в алмаз.

9. Чему равны стандартные энтальпии образования простых веществ?

1. 1 кДж;
2. 298 Дж;
3. нулю;
4. 273 Дж;
5. зависят от природы вещества

10. Стехиометрические коэффициенты в термохимических уравнениях указывают на

...

1. соотношение между количествами веществ;
2. реальные количества реагирующих и образующихся веществ;
3. массы веществ;
4. скорость расходования и образования продуктов;
5. соотношение между массами реагентов.

11. В экзотермической реакции ...

1. энтальпия реакционной системы повышается;
2. тепловой эффект реакции отрицательный;
3. энтальпия реакционной смеси уменьшается;
4. давление реакционной смеси повышается;
5. температура смеси уменьшается

12. Величину R в уравнении Клапейрона-Менделеева называют...

1. постоянной Авогадро;
2. константой Больцмана;
3. энергией активации;
4. энергией ионизации;

5. универсальной газовой постоянной
13. Что такое энергия связи?
 1. это работа, необходимая для удаления связанного атома на бесконечно большое расстояние;
 2. энергия, которую нужно затратить для отрыва электрона от атома с превращением последнего в положительный ион;
 3. это избыточная энергия, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества;
 4. это форма энергии, скрытая в веществах и освобождающаяся при химических процессах;
 5. это энергия превращения кристалла металла в изолированные атомы.
14. Скорость химической реакции - это ...
 1. время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ;
 2. время, за которое заканчивается реакция;
 3. изменение количества вещества реагентов (или продуктов) в единицу времени в единице объема;
 4. количество вещества продуктов реакции к моменту окончания реакции;
 5. скорость, с которой добавляют химические реактивы.
15. Даны термохимические уравнения: $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}) - 180 \text{ кДж}$; $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г}) + 114 \text{ кДж}$. Рассчитайте теплоту реакции $\text{N}_2(\text{г}) + 2\text{O}_2 = 2\text{NO}_2(\text{г})$. Определите теплоту образования NO_2 .
 1. $Q = - 33 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -66 \text{ кДж/моль}$;
 2. $Q = - 294 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -147 \text{ кДж/моль}$;
 3. $Q = - 147 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -294 \text{ кДж/моль}$;
 4. $Q = - 66 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = - 33 \text{ кДж/моль}$;
 5. $Q = - 294 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = - 66 \text{ кДж/моль}$.
16. Схема реакций, соответствующая сокращённому молекулярно-ионному уравнению $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$, имеет вид...
 1. $\text{CuSO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2$
 2. $\text{CuCO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2$
 3. $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$
 4. $\text{CuS} + \text{NaOH}$
17. Открытая система с внешней средой ...
 1. обменивается энергией, но не обменивается веществом;
 2. не обменивается ни энергией, ни веществом;
 3. обменивается веществом, но не обменивается энергией;
 4. обменивается и энергией, и веществом;
 5. в зависимости от условий, обменивается то энергией, то веществом.
18. Определите стандартное изменение энтальпии реакции $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{HI}(\text{г}) = \text{I}_2(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г})$, зная, что энтальпии образования $\text{HI}(\text{г})$ и $\text{HCl}(\text{г})$ равны соответственно $+26,6 \text{ кДж/моль}$ и $-92,3 \text{ кДж/моль}$. Ответ приведите с точностью до десятых, например, 65,2 или -309,4.
19. В 50г 10%-ного раствора NaCl содержится _____ г NaCl
20. Выведите константу равновесия для системы. В каком направлении сместится направление при увеличении давления и температуры. $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2 - Q$

Перечень тем для устного опроса:

1. Уравнение состояния идеального газа и его следствия.
2. Первое начало термодинамики, его применение к различным процессам. Внутренняя энергия и энтальпия.
3. Закон Гесса. Теплота образования сложных веществ. Теплота сгорания.
4. Расчет тепловых эффектов реакций по теплотам образования, сгорания и энергиям связей.

5. Теплоемкость и ее зависимость от температуры. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры.
6. Формула Кирхгоффа. Уравнение теплового баланса и теоретическая температура горения.
7. Второе начало термодинамики. Расчет изменений энтропии при различных процессах. Зависимость энтропии от температуры.
8. Термодинамические потенциалы. Энергии Гельмгольца и Гиббса, их свойства.
9. Уравнение Гиббса – Гельмгольца.
10. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона.
11. Расчет констант равновесия и равновесного выхода химической реакции из термодинамических данных.
12. Идеальные растворы. Коллигативные свойства растворов. Экстракция.
13. Растворы электролитов. Теория Дебая – Хюккеля.
14. Удельная, молярная и эквивалентная электропроводность.
15. ЭДС гальванических элементов. Элементы с переносом и без переноса.
16. Концентрационные цепи. Термодинамика гальванического элемента.
17. Термодинамические потенциалы. Соотношение Максвелла.
18. Кинетика простых реакций.
19. Методы определения порядка реакций.
20. Влияние температуры на скорость химических реакций.
21. Кинетика сложных реакций.
22. Приближенные методы химической кинетики.
23. Ферментативный катализ.
24. Фотохимические реакции.
25. Теории химической кинетики.
26. Сопряженные реакции.
27. Автокаталитические реакции.
28. Кинетика колебательных химических реакций.
29. Цепные реакции.
30. Химическая кинетика. Значение для химической технологии
31. Скорость химической реакции в гомогенной и гетерогенных системах.
32. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
33. Закон действия масс. Кинетические уравнения.
34. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
35. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ.
36. Кинетические уравнения. Порядок реакции.
37. Кинетическое описание необратимых реакций второго порядка типа $2A \rightarrow$ продукты в закрытых системах. Степень превращения и время полупревращения.
38. Кинетическое описание необратимых реакций второго порядка типа $A+B \rightarrow$ продукты в закрытых системах.
39. Обратимая реакция первого порядка и определение ее кинетических параметров.
40. Основные постулаты кинетического анализа многостадийных химических реакций.
41. Параллельные реакции первого порядка и определение их кинетических параметров.
42. Последовательные и сопряженные химические реакции.
43. Активные столкновения. Истолкование энергии активации в рамках теории бинарных столкновений.
44. Экспериментальная и истинная энергии активации. Стерический фактор.
45. Теория активированного комплекса (переходного состояния). Поверхность потенциальной энергии системы реагирующих молекул.
46. Путь реакции. Координата реакции. Энергия активации. Вывод основного уравнения теории активированного комплекса.

Общее распределение баллов текущего контроля по видам учебных работ для студентов

Рейтинг-контроль 1	тестирование	10
Рейтинг-контроль 2	тестирование	15
Рейтинг-контроль 3	тестирование	15
Посещение занятий студентом		5
Дополнительные баллы (бонусы)		5
Выполнение семестрового плана самостоятельной работы		10

2. Промежуточная аттестация по дисциплине

Перечень вопросов к экзамену / зачету / зачету с оценкой.

Перечень практических задач / заданий к экзамену / зачету / зачету с оценкой (при наличии)

Перечень вопросов для промежуточной аттестации. тест
ОПК-1

Блок 1 (знать):

1. Из перечисленных явлений выберите то, которое нельзя отнести к химическим:

1. растворение соли в воде;
2. свертывание крови;
3. разделение изотопов урана с помощью диффузии;
4. взрыв динамита;
5. горение угля

2. Важнейшим следствием термодинамического закона Гесса является утверждение, что тепловой эффект химической реакции равен...

1. сумме теплот образования исходных продуктов;
2. сумме теплот образования продуктов реакции;
3. сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов термодинамического уравнения реакции;
4. сумме теплот образования исходных веществ за вычетом суммы теплот образования продуктов реакции;
5. сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ.

3. В соответствии с эмпирическим правилом Вант-Гоффа, при повышении температуры реакционной смеси от 30 до 40 °С скорость химической реакции...

1. увеличивается в 22,4 раза;
2. уменьшается в 10 раз;
3. увеличивается в 2-4 раза;
4. достигает своего максимального значения;
5. практически не изменяется.

4. Идеальным газом называют...

1. легко сжижаемый газ;
 2. газ, между молекулами которого присутствуют силы взаимного притяжения;
 3. газ, характеристики которого полностью описываются уравнением состояния идеального газа;
 4. газ, нагретый свыше 1000 К;
 5. газ без цвета и запаха.
5. Различают два состояния всех твердых веществ:

1. хрупкое и мягкое;
 2. простое и сложное;
 3. аллотропное и полиморфное;
 4. аморфное и кристаллическое;
 5. прочное и ковкое.
6. Кристаллическое состояние характеризуется ...
1. упорядоченной геометрической структурой;
 2. блестящей поверхностью;
 3. хрупкостью;
 4. ковкостью;
 5. теплопроводностью
7. Все вещества с ковалентными решетками ...
1. хорошие проводники электричества;
 2. обладают низкими значениями температур плавления;
 3. плохие проводники электричества;
 4. имеют оттенок изумрудного цвета;
 5. являются ферромагнетиками.
 6. графит невозможно превратить в алмаз.
8. Чему равны стандартные энтальпии образования простых веществ?
1. 1 кДж;
 2. 298 Дж;
 3. нулю;
 4. 273 Дж;
 5. зависят от природы вещества
9. Стехиометрические коэффициенты в термохимических уравнениях указывают на ...
1. соотношение между количествами веществ;
 2. реальные количества реагирующих и образующихся веществ;
 3. массы веществ;
 4. скорость расходования и образования продуктов;
 5. соотношение между массами реагентов.
10. В экзотермической реакции ...
1. энтальпия реакционной системы повышается;
 2. тепловой эффект реакции отрицательный;
 3. энтальпия реакционной смеси уменьшается;
 4. давление реакционной смеси повышается;
 5. температура смеси уменьшается
11. Величину R в уравнении Клапейрона-Менделеева называют...
1. постоянной Авогадро;
 2. константой Больцмана;
 3. энергией активации;
 4. энергией ионизации;
 5. универсальной газовой постоянной
12. Что такое энергия связи?
1. это работа, необходимая для удаления связанного атома на бесконечно большое расстояние;
 2. энергия, которую нужно затратить для отрыва электрона от атома с превращением последнего в положительный ион;
 3. это избыточная энергия, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества;
 4. это форма энергии, скрытая в веществах и освобождающаяся при химических процессах;
 5. это энергия превращения кристалла металла в изолированные атомы.
13. Скорость химической реакции - это ...
1. время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ;

2. время, за которое заканчивается реакция;
3. изменение количества вещества реагентов (или продуктов) в единицу времени в единице объема;
4. количество вещества продуктов реакции к моменту окончания реакции;
5. скорость, с которой добавляют химические реактивы.

14. Даны термохимические уравнения: $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}) - 180 \text{ кДж}$; $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г}) + 114 \text{ кДж}$. Рассчитайте теплоту реакции $\text{N}_2(\text{г}) + 2\text{O}_2 = 2\text{NO}_2(\text{г})$. Определите теплоту образования NO_2 .

1. $Q = -33 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -66 \text{ кДж/моль}$;
2. $Q = -294 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -147 \text{ кДж/моль}$;
3. $Q = -147 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -294 \text{ кДж/моль}$;
4. $Q = -66 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -33 \text{ кДж/моль}$;
5. $Q = -294 \text{ кДж}$, $Q_{\text{обр}}(\text{NO}_2) = -66 \text{ кДж/моль}$.

15. Схема реакций, соответствующая сокращённому молекулярно-ионному уравнению $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$, имеет вид...

1. $\text{CuSO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2$
2. $\text{CuCO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2$
3. $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$
4. $\text{CuS} + \text{NaOH}$

Предмет изучения физической химии. Ее значение для промышленности. Роль ученых в развитии физической химии.

Молекулярно-кинетическая теория агрегатных состояний вещества. Понятие агрегатного состояния вещества. Переход вещества из одного агрегатного состояния в другое.

Газообразное (парообразное) состояние вещества. Зависимость свойств газов от их строения.

Основные газовые законы (закон Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Авогадро, Клапейрона-Менделеева).

Идеальные и реальные газы. Газовые смеси. Закон Дальтона.

Характеристика твердого состояния вещества. Кристаллические и аморфные твердые тела. Понятие элементарной ячейки.

Внутреннее строение кристаллов. Основные типы кристаллических решеток. Полиморфизм и изоморфизм.

Характеристика жидкого состояния вещества.

Свойства жидкостей с позиций молекулярно-кинетической теории (поверхностное натяжение, вязкость, испарение и кипение).

Химическая термодинамика. Основные термодинамические понятия.

Первое начало термодинамики. Его приложение к химическим процессам.

Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования, разложения, растворения и т.д.

Термохимия. Закон Гесса.

Следствия из закона Гесса. Термохимические расчеты.

Второе начало термодинамики. Энтропия. Направление протекания химических процессов. Энергия Гиббса.

Тепловая теорема Нернста.

Растворы – физико-химические системы. Физическая и гидратная теории растворов.

Характеристика полярных растворителей. Диполь. Диэлектрическая постоянная.

Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.

Взаимная растворимость жидкостей. Критическая температура растворения.

Свойства растворов. Диффузия. Закон Фика.

Осмотическое давление и его биологическое значение. Объединенный закон Вант-Гоффа.

Давление насыщенного пара растворителя. Первый закон Рауля.

Температура замерзания и кипения разбавленных растворов. Второй закон Рауля. Применение методов криоскопии и эбуллиоскопии.

Причины отклонений от законов Рауля и Вант-Гоффа в растворах электролитов.
Химическая кинетика. Скорость химической реакции в гомогенной и гетерогенных системах.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действия масс.
Зависимость скорости реакции от температуры. Теория активированного комплекса.
Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ.
Кинетические уравнения. Порядок реакции.
Сложные реакции. Цепные реакции.
Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие.
Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Блок 2 (уметь):

1. В эндотермических реакциях ...
 1. энтальпия реакционной смеси увеличивается;
 2. скорость химической реакции увеличивается при понижении температуры;
 3. тепловой эффект реакции положителен;
 4. для достижения равновесия требуется катализатор;
 5. равновесие устанавливается быстрее.
2. Скорость химической реакции - это ...
 1. время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ;
 2. время, за которое заканчивается реакция;
 3. изменение количества вещества реагентов (или продуктов) в единицу времени в единице объема;
 4. количество вещества продуктов реакции к моменту окончания реакции;
 5. скорость, с которой добавляются химические реактивы.
3. Сформулируйте первое начало термодинамики.
 1. скорость химической реакции определяется энергией активации данной реакции;
 2. физические величины, однозначно определяющие состояние системы, являются функциями состояния;
 3. сумма изменения внутренней энергии и совершенной системой (над системой) работы равна сообщенной (или выделенной ею) теплоте;
 4. при одинаковых условиях в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул;
 5. масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате этой химической реакции.
4. В каких единицах измеряется энтропия?
 1. Дж/моль;
 2. кДж/моль;
 3. кДж/(моль • К);
 4. Дж/(моль • К);
 5. кДж/К.
5. В твердом состоянии, как и в жидком, не могут находиться вещества со следующими химическими связями:
 1. металлическими
 2. ионными;
 3. Ван-дер-ваальсовыми;
 4. ковалентными;
 5. водородными
6. Четвертым состоянием вещества является плазма, которая представляет собой ...
 1. газ, состоящий из смеси нейтральных и ионизированных частиц и электронов;
 2. полностью ионизированный газ;
 3. аморфное вещество;
 4. жидкие кристаллы;
 5. супертяжелое вещество.

7. Идеальным газом называют...
1. легко сжижаемый газ;
 2. газ, между молекулами которого присутствуют силы взаимного притяжения;
 3. газ, характеристики которого полностью описываются уравнением состояния идеального газа;
 4. газ, нагретый свыше 1000 К;
 5. газ без цвета и запаха.
8. Различают два состояния всех твердых веществ:
1. хрупкое и мягкое;
 2. простое и сложное;
 3. аллотропное и полиморфное;
 4. аморфное и кристаллическое;
 5. прочное и ковкое.
9. Все вещества с молекулярными кристаллическими решетками ...
1. хорошие проводники электричества;
 2. обладают низкими значениями температур плавления;
 3. плохие проводники электричества;
 4. имеют оттенок изумрудного цвета;
 5. являются ферромагнетиками.
10. В каких единицах выражают величины, входящие в выражение первого начала термодинамики?
1. в единицах заряда, например, в кулонах;
 2. в единицах давления, например, в паскалях;
 3. в единицах времени, например, в секундах;
 4. в единицах количества, например, в молях;
 5. в единицах энергии, например, в джоулях.
11. В экзотермической реакции ...
1. энтальпия реакционной системы повышается;
 2. тепловой эффект реакции отрицательный;
 3. энтальпия реакционной смеси уменьшается;
 4. давление реакционной смеси повышается;
 5. температура смеси уменьшается.
12. Стехиометрические коэффициенты в термохимических уравнениях указывают на
1. реальные количества реагирующих и образующихся веществ;
 2. массы веществ;
 3. скорость расходования и образования продуктов;
 4. соотношение между массами реагентов.
13. Энергией называется...
1. физическая величина, характеризующая направление теплообмена между системами;
 2. экзотермический химический процесс ;
 3. физическая величина, являющаяся мерой взаимодействия и движения материальных систем;
 4. термодинамическое состояние системы;
 5. количество тепла, выделяющееся в ходе химической реакции.
14. Химическая реакция обязательно сопровождается выделением или поглощением энергии, поскольку ...
1. ее протекание заключается в разрыве одних и образовании других химических связей;
 2. ее протекание требует столкновения реагирующих частиц;
 3. для ее протекания необходима энергия, равная энергии активации;
 4. при ее протекании не затрагиваются ядра атомов;
15. Укажите основные стехиометрические законы химии:
1. периодический закон, закон кратных отношений;

2. закон Авогадро, закон постоянства состава;
3. закон Гесса, закон Дальтона;
4. периодический закон, закон сохранения массы и энергии;
5. закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака.

Блок 3 (владеть):

Термодинамическая функция, характеризующая степень упорядоченного состояния системы

а) энтропия; б) энтальпия; в) внутренняя энергия; г) тепловой эффект

Кинетическое уравнение для гомогенной реакции $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow \text{CS}_2 + 4\text{H}_2$

а) $v = k \cdot c^2(\text{H}_2\text{S}) \cdot c(\text{CH}_4)$; б) $v = k \cdot c(\text{H}_2\text{S}) \cdot c(\text{CH}_4)$; в) $v = k \cdot c^2(\text{H}_2\text{S})$; г) $v = k \cdot c(\text{CH}_4)$

При увеличении температуры от 10-60°C (температурный коэффициент равен 2) скорость реакции увеличивается в:

а) 32 б) 10 в) 64 г) 128

Для увеличения выхода продукта $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$, $\Delta H > 0$ надо

а) повысить давление; б) понизить давление; в) повысить температуру; г) понизить температуру.

Увеличение скорости химической реакции при введении катализатора происходит в результате уменьшения

а) теплового эффекта; б) энергии активации;

в) энергии столкновений; г) энергии связи.

Для увеличения выхода продукта реакции $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$, $\Delta H < 0$, надо

а) понизить температуру; б) повысить температуру;

в) повысить концентрацию CO; г) повысить концентрацию CH_3OH

Стандартное значение изменения энергии Гиббса можно вычислить по формуле

а) $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$; б) $\Delta G = \Delta S - T\Delta H$; в) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$; г) $\Delta G = H - TS$

При переходе от кристаллического состояния в газообразное энтропия

а) уменьшается; б) увеличивается в) не изменяется г) изменяется скачкообразно

Если температурный коэффициент скорости равен 2, то при увеличении температуры от 20°C до 50°C скорость химической реакции ____ раз.

1. Увеличится в 8 2. Уменьшится в 8 3. Увеличится в 6 4. Уменьшится в 6

Значения концентраций веществ, устанавливаемые после достижения системой состояния равновесия, называются...

1. Практическими 2. Конечными 3. Эквимольными 4. Равновесными

Выражение закона действующих масс для скорости элементарной гомогенной реакции

$2\text{A}(\text{r}) + \text{B}(\text{r}) = \text{A}_2\text{B}(\text{r})$ имеет вид.....

а. $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$ б. $v = k \cdot [\text{A}_2\text{B}]$ с. $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$ д. $v = k \cdot [\text{A}]^2$

Стандартная энтальпия образования ΔH° CaCO_3 соответствует тепловому эффекту реакции

а) $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$;

б) $\text{CaO} + \text{C} + \text{O}_2 = \text{CaCO}_3$;

в) $\text{Ca} + 1/2\text{O}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$;

г) $\text{Ca} + 3/2 \text{O}_2 + \text{C} = \text{CaCO}_3$

Стандартная энтальпия образования сульфата магния соответствует тепловому эффекту реакции

а) $\text{MgO} + \text{SO}_3 = \text{MgSO}_4$;

б) $\text{MgO} + \text{S} + 1,5\text{O}_2 = \text{MgSO}_4$;

в) $\text{Mg} + \text{SO}_2 + \text{O}_2 = \text{MgSO}_4$;

г) $\text{Mg} + \text{S} + 2\text{O}_2 = \text{MgSO}_4$.

Кинетическое уравнение для гомогенной реакции $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow \text{CS}_2 + 4\text{H}_2$

а) $v = k \cdot [\text{H}_2\text{S}] \cdot [\text{CH}_4]$; б) $v = k \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2 \cdot [\text{CH}_4]$; в) $v = k \cdot [\text{H}_2\text{S}]$; г) $v = k \cdot [\text{CH}_4]$

Кинетическое уравнение для реакции $3\text{Cl}_2(\text{Г}) + 2\text{Fe}(\text{ТБ}) = 2\text{FeCl}_3(\text{ТБ})$

а) $v = k \cdot [\text{Cl}_2]^3$ б) $v = k \cdot [\text{Cl}_2]$ в) $v = k \cdot [\text{Fe}] \cdot [\text{Cl}_2]$ г) $v = k \cdot [\text{Fe}] \cdot [\text{FeCl}_3]$

Кинетическое уравнение для гомогенной реакции $\text{A}_2 + 2\text{B}_2 = 2\text{AB}_2$

а) $v = k \cdot [A_2] \cdot [B_2]^2$ б) $v = k \cdot [A_2]$ в) $v = k \cdot [B]$ г) $v = k \cdot [B_2] \cdot [A]$

Константа равновесия для гетерогенной системы

$2NaHCO_3 (к) \leftrightarrow Na_2CO_3 (к) + CO_2 (г) + H_2O (ж)$ имеет вид _____

Уравнение константы равновесия гетерогенной реакции $SiO_2(к) + 2H_2 = Si(к) + 2H_2O$ имеет вид...

Константа равновесия для гетерогенной системы $Na_2CO_3 (к) + CO_2 (г) + H_2O (ж) \leftrightarrow 2NaHCO_3 (к)$ имеет вид ...

Если температурный коэффициент равен 3, то при повышении температуры на $30^\circ C$ скорость увеличится в _____ раз.

а) 6 б) 9 в) 3 г) 27

Для смещения равновесия в системе $H_2 + S = H_2S$, $\Delta H = -21$ кДж в сторону сероводорода надо

а) повысить температуру б) повысить давление

в) понизить давление г) повысить концентрацию водорода

Согласно второму закону термодинамики для изолированных систем

а) $\Delta S > 0$; б) $\Delta H = 0$; в) $\Delta G < 0$; г) $\Delta S < 0$

Уравнение константы равновесия для $3S + 2H_2O = 2H_2S + SO_2$ имеет вид

а) $K =$ б) $K =$ в) $K =$ г) $K =$

Для смещения равновесия $MgO + CO_2 = MgCO_3$, $\Delta H < 0$ в сторону продуктов надо

а) повысить температуру; б) повысить давление;

в) повысить концентрацию MgO ; г) понизить давление.

Если температурный коэффициент равен 2, то чтобы понизить скорость в 16 раз надо понизить температуру на _____ $^\circ C$.

а) $8^\circ C$ б) $80^\circ C$ в) $40^\circ C$ г) $4^\circ C$

Если температурный коэффициент равен 3, то чтобы скорость уменьшилась в 9 раз, надо

а) увеличить температуру $20^\circ C$ б) увеличить температуру $30^\circ C$

в) уменьшить температуру $30^\circ C$ г) уменьшить температуру на $20^\circ C$

Стандартная энтальпия образования ΔH° $CaCO_3$ соответствует тепловому эффекту реакции

а) $CaO + CO_2 = CaCO_3$;

б) $CaO + C + O_2 = CaCO_3$;

в) $Ca + 1/2 O_2 + CO_2 = CaCO_3$;

г) $Ca + 3/2 O_2 + C = CaCO_3$

Для увеличения скорости прямой реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ в 1000 раз надо увеличить давление в

а) 20; б) 100; в) 10; г) 50

Если прямая реакция идет с выделением энергии и с уменьшением объема газообразных веществ, то чтобы сместить равновесие вправо надо

а) повысить температуру; б) повысить давление;

в) понизить давление; г) понизить температуру.

Если для реакции $HCHO = H_2 + CO$ скорость реакции выражается в виде $v = k \cdot CHCHO$, то при повышении концентрации альдегида в 3 раза скорость реакции

а) увеличится в 3 раза; б) уменьшится в 3 раза;

в) увеличится в 9 раз; г) уменьшится в 9 раз.

Термодинамической функцией состояния системы не является

а) энтропия; б) внутренняя энергия, в) работа; г) энтальпия.

Для смещения равновесия $C_2H_4 + H_2 = C_2H_6$, $\Delta H < 0$ в сторону продуктов реакции надо

а) повысить температуру; б) повысить давление;

в) уменьшить концентрацию водорода; г) понизить давление.

Для увеличения выхода ZnO в реакции $Zn(OH)_2 = ZnO + H_2O(ж)$, $\Delta H > 0$ надо

а) увеличить концентрацию $Zn(OH)_2$; б) повысить температуру;

в) повысить давление; г) добавить воду.

Константа скорости реакции не зависит от

а) температуры; б) концентрации реагирующих веществ; в) природы веществ; г) катализатора

Методические материалы, характеризующие процедуры оценивания

В 3 семестре на основе контрольных вопросов к лабораторным и практическим занятиям формируются индивидуальные задания для каждого студента. В результате выявляется процент правильных ответов, на основании чего формируется индивидуальный семестровый рейтинг студента. На основе типовых контрольных вопросов формируется тематика экзаменационных билетов и с учетом качества ответов на экзаменационные и дополнительные вопросы экзаменатора, с учетом семестрового рейтинга определяется экзаменационная оценка.

в 4 семестре на основе контрольных вопросов к практическим занятиям формируются индивидуальные задания для каждого студента. В результате выявляется процент правильных ответов, на основании чего формируется индивидуальный семестровый рейтинг студента. На основе типовых контрольных вопросов формируется тематика экзаменационных билетов и с учетом качества ответов на экзаменационные и дополнительные вопросы экзаменатора, с учетом семестрового рейтинга определяется экзаменационная оценка.

Максимальная сумма баллов, набираемая студентом по дисциплине равна 100.

Оценка в баллах	Оценка по шкале	Обоснование	Уровень сформированности компетенций
Более 80	«Отлично»	Содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному	Высокий уровень
66-80	«Хорошо»	Содержание курса освоено полностью, без пробелов, некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые виды заданий выполнены с ошибками	Продвинутый уровень
50-65	«Удовлетворительно»	Содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые из выполненных заданий, возможно, содержат ошибки	Пороговый уровень
Менее 50	«Неудовлетворительно»	Содержание курса не освоено, необходимые практические навыки работы не сформированы, выполненные учебные задания содержат грубые ошибки	Компетенции не сформированы

3. Задания в тестовой форме по дисциплине

Примеры заданий:

Для смещения равновесия $\text{MgO} + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3$, $\Delta H < 0$ в сторону продуктов надо

- повысить давление
- повысить концентрацию MgO
- понизить давление
- повысить температуру

Для смещения равновесия в системе $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$, $\Delta H = -21$ кДж в сторону сероводорода надо

- понизить давление
- повысить температуру
- повысить концентрацию водорода
- повысить давление

Увеличение скорости химической реакции при введении катализатора происходит в результате уменьшения

- энергия столкновений
- теплового эффекта
- энергия связи
- энергии активации

Если концентрация ионов хлора в растворе хлорида алюминия = 0,06 моль/л, то концентрация соли равна..... моль/л

На титрование 20 мл раствора NaOH потребовалось 20 мл 0,1н HCl . Концентрация NaOH равна.....н.

Раствор, в котором pH практически не меняется при добавлении небольших количеств, как кислоты, так и основания – этораствор.

Полный перечень тестовых заданий с указанием правильных ответов, размещен в банке вопросов на информационно-образовательном портале института по ссылке <https://www.mivlgu.ru/iop/course/view.php?id=161>

Оценка рассчитывается как процент правильно выполненных тестовых заданий из их общего числа.