

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:

ОПОП

СМК-РПД-В1.П2-2023

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления
подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)»,
профили подготовки «Химия» и «Биология»

Дата подписания: 23.10.2023 19:23:25

Уникальный программный ключ:

e789ec8739030382afc5ebff702928adf1af5cfb

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Камчатский государственный университет имени Витуса Беринга»

Рассмотрено и утверждено на заседании
кафедры биологии и наук о Земле
«__» _____ 20__ г., протокол №__
И.о. зав. кафедрой биологии и наук о Земле
_____ Е.А. Девятова

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.1.06.04 «Физическая химия»

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

Профиль подготовки: «Химия» и «Биология»

Квалификация выпускника: бакалавр

Форма обучения: очная

Год набора: 2023

Петропавловск-Камчатский, 2023 г.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

Рабочая программа составлена с учетом требований федерального государственного образовательного стандарта высшего образования – бакалавриат по направлению подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), утвержденного Приказом Минобрнауки России от 22.02.2018 № 125.

Разработчик:

кандидат биологических наук, доцент кафедры биологии и наук о Земле
Станислав Валентинович Рогатых

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цель и задачи освоения дисциплины	4
2. Место дисциплины в структуре ОП ВО	4
3. Планируемые результаты обучения по дисциплине	4
4. Содержание дисциплины	5
5. Тематическое планирование	6
6. Самостоятельная работа	8
6.1. Планы семинарских (практических, лабораторных) занятий	9
6.2. Внеаудиторная самостоятельная работа	20
7. Перечень вопросов на экзамен	21
8. Учебно-методическое и информационное обеспечение	21
10. Материально-техническая база	26

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

1. Цель и задачи освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины является формирование у обучающихся компетенций обязательной части профиля «Химия», приобретение ими способностей применять полученные систематические знания, умения и навыки в области физической химии в профессиональной деятельности.

Задачи освоения дисциплины:

1. сформировать знания о физической химии;
2. углубить познания в области химических процессов, лежащих в основе термодинамике, кинетики и катализа;
3. обобщить, систематизировать знания по основам электрохимии.

2. Место дисциплины в структуре ОП ВО

Дисциплина относится к предметно-методическому модулю (обязательная часть) при подготовке бакалавра по направлению 44.03.05 «Педагогическое образование» по профилю «Химия и Биология». Дисциплина изучается в 8-ом семестре 4-го курса. Для освоения дисциплины обучающиеся используют знания, умения, способы деятельности и установки, сформированные в ходе изучения дисциплин «Неорганическая химия», «Аналитическая химия», «Органическая химия», «Прикладная химия и экологическая безопасность».

3. Планируемые результаты обучения по дисциплине

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО по направлению подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»:

Шифр компетенции, формируемой в результате освоения дисциплины	Наименование компетенции	Результаты освоения компетенции
ОПК-8	Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний	ОПК-8.1. Использует специальные научные знания (по профилю) в урочной и внеурочной деятельности, дополнительном образовании обучающихся. ОПК-8.2. Использует современные, в том числе интерактивные, формы и методы образовательной и воспитательной работы для осуществления проектной деятельности обучающихся, проведения лабораторных экспериментов, экскурсионной работы, полевой практики и т.п.
ПК-1	Способен осваивать и использовать теоретические знания и практические умения и навыки в предметной области при решении профессиональных задач.	ПК-1.1. Знает структуру, состав и дидактические единицы предмета; научно-теоретические основы предметной области; основные технологии предметной области. ПК-1.2 Формулирует цели и задачи преподавания по предмету в соответствии с требованиями ФГОС и учётом особенностей обучающихся, в том числе с особыми образовательными потребностями; подбирает и применяет

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

		<p>адекватные поставленным целям и задачам современные научно обоснованные средства и методы и формы обучения, технологии воспитания обучения; организует и осуществляет контроль и оценку учебных достижений, текущих и итоговых результатов освоения предметной области.</p> <p>ПК-1.3 Владеет навыками отбора учебного содержания занятий по предмету для реализации в различных формах обучения в соответствии с требованиями ФГОС; навыками организации и проведения занятий по предмету, а также оценки их эффективности в соответствии с требованиями ФГОС, содержанием действующих программ и спецификой контингента занимающихся; навыками использования профессиональной терминологии, речи и жестикуляции в процессе занятий.</p>
--	--	--

4. Содержание дисциплины

Химическая термодинамика и химическое равновесие. Растворы. Предмет, методы и основные понятия термодинамики. Термодинамические законы. Равновесные, обратимые и самопроизвольные процессы. Понятие теплоемкости. Закон Гесса, закон Кирхгофа. Постулаты Клаузиуса, Томсона, Оствальда. Химические равновесия и закон действующих масс. Выражение константы равновесия через различные концентрационные параметры. Константы равновесия для идеальных и реальных систем газов и растворов. Гетерогенные равновесия. Термодинамика растворов. Уравнение Гиббса – Дюгема. Растворы электролитов. Закон разбавления Оствальда. Осмотическое давление. Коллигативные свойства растворов. Эбуллиоскопия. Криоскопия.

Химическая кинетика и катализ. Понятие скорости химической реакции. Порядок реакции. Вывод уравнения обратимой реакции первого порядка. Вывод уравнения параллельной необратимой реакции первого порядка. Вывод уравнения последовательной реакции. Метод стационарных концентраций Боденштейна. Влияние температуры на скорость химической реакции. Цепные реакции: основные понятия и уравнения. Гетерогенные реакции и их отличие от гомогенных. Основные уравнения гетерогенной кинетики: уравнения: сжимающегося объема, уравнение Ерофеева. Катализ. Общий подход к выводу уравнения катализа. Уравнение Михаэлиса-Ментен. Теория мономолекулярных реакций Линдемана.

Основы электрохимии. Теория электролитов. Двойной электрический слой и электрохимические явления. Активность, коэффициент активности. Ионная сила раствора. Основные положения теории Дебая – Хюккеля. Закон Кольрауша. Законы Фарадея. Выход по току. Изменение потенциалов электродов при прохождении тока при электролизе. Особенности электролиза водных растворов. Диффузионная электрохимическая кинетика. Уравнение перенапряжения диффузии. Предельный ток диффузии. Уравнение полярографической волны. Уравнение Тафеля. Методы расчета тока диффузии, коэффициентов диффузии и определения кинетического тока. Теория замедленного разряда. Теория электрохимической десорбции. Теория рекомбинации.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

Гальванические элементы и аккумуляторы. Топливный элемент. Коррозия металлов. Строение двойного электрического слоя в дисперсных системах. Электрокинетические явления. Электрофоретическая подвижность.

5. Тематическое планирование

Модули дисциплины

№	Наименование модуля	Лекции	Практики/ семинары	Лабораторные	Сам. работа	Всего, часов
1	Химическая термодинамика и химическое равновесие	14	6	0	8	28
2	Химическая кинетика и катализ	14	8	0	12	34
3	Основы электрохимии	12	8	0	26	46
Всего		40	22	0	46	108

Тематический план

Модуль 1

№ темы	Тема	Кол-во часов	Компетенции по теме
	Лекции		
1	Предмет, методы и основные понятия термодинамики.	2	ОПК-8; ПК-1
2	Закон Гесса, закон Кирхгофа. Постулаты Клаузиуса, Томсона, Оствальда	2	ОПК-8; ПК-1
3	Химические равновесия и закон действующих масс. Выражение константы равновесия через различные концентрационные параметры	2	ОПК-8; ПК-1
4	Константы равновесия для идеальных и реальных систем газов и растворов. Гетерогенные равновесия	2	ОПК-8; ПК-1
5	Термодинамика растворов. Уравнение Гиббса – Дюгема. Растворы электролитов	2	ОПК-8; ПК-1
6	Закон разбавления Оствальда. Осмотическое давление	2	ОПК-8; ПК-1
7	Коллигативные свойства растворов. Эбуллиоскопия. Криоскопия	2	ОПК-8; ПК-1
	Практические занятия (семинары)		
1	Термодинамические законы. Равновесные, обратимые и самопроизвольные процессы. Понятие теплоемкости	2	ОПК-8; ПК-1

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

2	Факторы, влияющие на химическое равновесие	4	ОПК-8; ПК-1
	Самостоятельная работа		
1	Подготовка к практическому занятию № 1	4	ОПК-8; ПК-1
2	Подготовка к практическому занятию № 2	4	ОПК-8; ПК-1

Модуль 2

№ темы	Тема	Кол-во часов	Компетенции по теме
	Лекции		
1	Понятие скорости химической реакции. Порядок реакции	2	ОПК-8; ПК-1
2	Вывод уравнения обратимой реакции первого порядка	2	ОПК-8; ПК-1
3	Вывод уравнения параллельной необратимой реакции первого порядка	2	ОПК-8; ПК-1
4	Вывод уравнения последовательной реакции	2	ОПК-8; ПК-1
5	Метод стационарных концентраций Боденштейна	2	ОПК-8; ПК-1
6	Цепные реакции: основные понятия и уравнения. Гетерогенные реакции и их отличие от гомогенных	2	ОПК-8; ПК-1
7	Основные уравнения гетерогенной кинетики: уравнения: сжимающегося объема, уравнение Ерофеева	2	ОПК-8; ПК-1
	Практические занятия (семинары)		
1	Катализ. Общий подход к выводу уравнения катализа. Уравнение Михаэлиса-Ментен	2	ОПК-8; ПК-1
2	Теория мономолекулярных реакций Линдемана	2	ОПК-8; ПК-1
3	Факторы, влияющие на скорость химической реакции	4	ОПК-8; ПК-1
	Самостоятельная работа		
1	Подготовка к практическому занятию № 3	4	ОПК-8; ПК-1
2	Подготовка к практическому занятию № 4	4	ОПК-8; ПК-1
3	Подготовка к практическому занятию № 5	4	ОПК-8; ПК-1

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

Модуль 3

№ темы	Тема	Кол-во часов	Компетенции по теме
	Лекции		
1	Основы электрохимии. Теория электролитов	2	ОПК-8; ПК-1
2	Двойной электрический слой и электрохимические явления	2	ОПК-8; ПК-1
3	Активность, коэффициент активности	2	ОПК-8; ПК-1
4	Ионная сила раствора	2	ОПК-8; ПК-1
5	Основные положения теории Дебая – Хюккеля. Закон Кольрауша. Законы Фарадея. Выход по току.	2	ОПК-8; ПК-1
6	Строение двойного электрического слоя в дисперсных системах. Электрокинетические явления. Электрофоретическая подвижность	2	ОПК-8; ПК-1
	Практические занятия (семинары)		
1	Электролиз	2	ОПК-8; ПК-1
2	Диффузионная электрохимическая кинетика	2	ОПК-8; ПК-1
3	Теория замедленного разряда. Теория электрохимической десорбции. Теория рекомбинации	2	ОПК-8; ПК-1
4	Гальванические элементы и аккумуляторы. Топливный элемент. Коррозия металлов	2	ОПК-8; ПК-1
	Самостоятельная работа		
1	Подготовка к практическому занятию № 6	4	ОПК-8; ПК-1
2	Подготовка к практическому занятию № 7	4	ОПК-8; ПК-1
3	Подготовка к практическому занятию № 8	4	ОПК-8; ПК-1
4	Подготовка к практическому занятию № 9	4	ОПК-8; ПК-1
5	Подготовка к зачету	10	ОПК-8; ПК-1

6. Самостоятельная работа

Самостоятельная работа включает две составные части: аудиторная самостоятельная работа и внеаудиторная.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

Самостоятельная аудиторная работа включает выступление по вопросам семинарских занятий, выполнение практических заданий (*при наличии*).

Внеаудиторная самостоятельная работа студентов заключается в следующих формах:

- изучение литературы; осмысление изучаемой литературы;
- работа в информационно-справочных системах;
- аналитическая обработка текста (конспектирование, реферирование);
- составление плана и тезисов ответа в процессе подготовки к занятию;
- решение задач;
- подготовка сообщений по вопросам семинарских занятий.

6.1. Планы семинарских (практических, лабораторных) занятий

Практическое занятие № 1. Термодинамические законы. Равновесные, обратимые и самопроизвольные процессы. Понятие теплоемкости

Вопросы для обсуждения:

- 1) основные термодинамические законы
- 2) равновесные процессы
- 3) обратимые процессы
- 4) самопроизвольные процессы
- 5) теплоемкость и ее применения

Практическое занятие № 2. Факторы, влияющие на химическое равновесие

Цель работы: установление зависимости положения химического равновесия от различных факторов.

Оборудование и реактивы: штативы, пробирки, промывалки с дистиллированной водой, склянки Страшейна, пипетки на 2 и 1 мл (на полный слив), груши, раствор хлорида железа (III) FeCl_3 , раствор роданида калия KSCN , раствор крахмала 1%, раствор йода I_2 , раствор H_2SO_4 (2 н), раствор KOH (2 н), кристаллические роданид калия и хлорид железа (III), раствор бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,5 М, раствор хромата калия K_2CrO_4 0,5 М.

Теоретическая часть

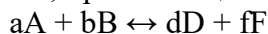
Химическим равновесием называется такое состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны. Состояние химического равновесия в любой системе характеризуется постоянством параметров, описывающих эту систему. Поэтому в системе, где протекает обратимый процесс, в состоянии химического равновесия наблюдается не только равенство скоростей взаимно противоположных реакций, но и постоянство равновесных концентраций исходных и конечных веществ.

Равновесными концентрациями называются концентрации всех веществ системы, которые устанавливаются в ней при наступлении состояния химического равновесия. Равновесные концентрации веществ, выраженные в моль/л, принято обозначать квадратными скобками, между которыми указывается формула вещества.

С учетом того, что в основе химического равновесия лежит равенство скоростей прямой и обратной реакций, для количественной характеристики состояния химического равновесия в системе можно ввести новый безразмерный параметр – константу химического равновесия, которая равна отношению константы скорости прямой реакции к константе скорости обратной реакции:

$$K_{\text{равн.}} = K_1 / K_2.$$

Выведем, чему равна $K_{\text{равн.}}$ процесса, протекающего в гомогенной системе:



Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

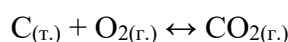
в состоянии химического равновесия $v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}}$

$$K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = K_2 \cdot [D]^d \cdot [F]^f$$

$$K_{\text{равн.}} = K_1 / K_2 = [D]^d \cdot [F]^f / [A]^a \cdot [B]^b.$$

Константа химического равновесия обратимого процесса равна отношению произведения равновесных концентраций конечных продуктов к произведению равновесных концентраций исходных веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам при формулах соответствующих веществ в уравнении химической реакции. Так формулируется закон действующих масс для обратимых процессов.

Концентрации твердых веществ в гетерогенных системах не входят в выражение константы химического равновесия, так как они учитываются величинами константы скорости гетерогенной реакции:



$$v_{\text{прям.}} = K_1 \cdot [O_2];$$

$$v_{\text{обр.}} = K_2 \cdot [CO_2];$$

$$K_{\text{равн.}} = K_1 / K_2 = [CO_2] / [O_2].$$

Значение константы химического равновесия определяет положение равновесия, т.е. относительное содержание исходных веществ и конечных продуктов в системе, находящейся в равновесном состоянии.

Константа химического равновесия не зависит от концентраций реагирующих веществ и давления в системе, так как эти факторы не влияют на константы скоростей химических реакций.

На рис. 9 приведена зависимость скорости обратимой химической реакции от времени. По оси y показана скорость химической реакции v (для прямой реакции со стрелкой сверху вправо, а для скорости обратной реакции – влево). По оси x приведено время протекания реакции (τ). Очевидно, что время соответствующее наступлению равновесного состояния ($\tau_{\text{равн.}}$) в присутствии катализатора меньше, чем без него.

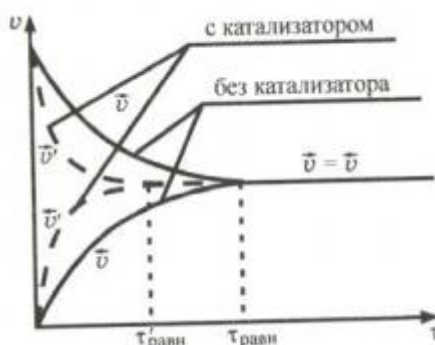


Рисунок 9. Зависимость скорости химической реакции от времени (сплошной линией без катализатора, пунктирной линией в присутствии катализатора)

Таким образом, присутствие катализатора не влияет на положение химического равновесия, оно лишь ускоряет его достижение (рис. 9).

При установлении в системе химического равновесия изменение энергии Гиббса равно нулю ($\Delta G_p = \Delta G = 0$), и концентрации всех реагирующих веществ становятся равновесными, а их соотношение – равным константе химического равновесия:

$$\Delta G_p = \Delta G = 0 = \Delta G_p^\circ + R \cdot T \ln (K_{\text{равн.}}), \text{ следовательно,}$$

$$\Delta G_p^\circ = -2,3 R \cdot T \ln K_{\text{равн.}}, \text{ или } \Delta G_p^\circ = -5,71 \lg (K_{\text{равн.}}).$$

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

Изменение стандартной энергии Гиббса при взаимодействии любых веществ можно рассчитать, используя табличные значения соответствующих термодинамических величин для реагирующих веществ и продуктов реакции.

Если $\Delta G_P^\circ < 0$, то $K_{\text{равн.}} > 1$. Это означает, что в равновесной смеси преобладают продукты прямой реакции.

Если $\Delta G_P^\circ > 0$, то $K_{\text{равн.}} < 1$. Это означает, что в равновесной смеси преобладают исходные вещества.

Таким образом, термодинамические расчеты позволяют теоретически определить состав равновесной смеси для обратимого процесса при заданных условиях.

Итак, термодинамика устанавливает соотношение между изменением стандартной энергии Гиббса в результате процесса, идущего в системе, и концентрациями участвующих компонентов в состоянии химического равновесия.

Влияние изменения условий на химическое равновесие определяется принципом Ле Шателье. Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать воздействие путем изменения концентрации реагентов, давления или температуры в системе, то равновесие всегда смещается в направлении той реакции, протекание которой ослабляет это воздействие.

Влияние концентрации реагентов. Увеличение концентрации исходных веществ вызывает смещение равновесия в сторону образования конечных продуктов. В то же время увеличение концентрации конечных продуктов вызывает смещение равновесия в сторону исходных веществ.

Влияние давления. Давление в системе изменяет концентрацию только газообразных веществ, что вызывает смещение равновесия. Повышение давления в системе смещает химическое равновесие в направлении реакции, идущей с образованием меньшего числа молей газообразных веществ, т.е. в сторону уменьшения объема, а понижение давления в системе вызывает сдвиг равновесия в противоположную сторону. При равном числе молей газообразных исходных и конечных продуктов изменение давления не смещает химическое равновесие. При изменении давления, как и при изменении концентрации реагентов, величина $K_{\text{равн.}}$ не изменяется.

Влияние температуры. Повышение температуры вызывает смещение равновесия в сторону эндотермической реакции ($\Delta H_P > 0$), а понижение температуры – в сторону экзотермической реакции ($\Delta H_P < 0$). Изменение температуры прежде всего изменяет константы скоростей прямой и обратной реакции, причем в различной степени. Поэтому при изменении температуры изменяется константа равновесия и равновесный состав веществ в системе.

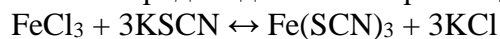
Катализатор не вызывает смещения химического равновесия, а только ускоряет его наступление, как уже отмечалось.

Таким образом, за счет внешнего воздействия на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, можно вызвать его смещение. Однако равновесное состояние термодинамически устойчиво во времени, так как характеризуется минимумом энергии Гиббса.

Ход работы

Опыт № 1. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагентов или продуктов реакции.

Взаимодействие хлорида железа с роданидом калия происходит по реакции:



В результате получается раствор темно-вишневого цвета. Для проведения опыта необходимо:

1. Смешать в пробирке 3 капли раствора FeCl_3 и 10 капель раствора KSCN . При

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

этом образуется раствор $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, темного цвета. Добавить в эту пробирку 2 мл дистиллированной воды. Разделить полученный раствор на 3 пробирки.

2. В одну из пробирок добавить 1-2 капли насыщенного раствора FeCl_3 и наблюдать, что произошло с реакционной смесью.

3. Во вторую пробирку добавляют кристаллический хлорид калия и делают выводы, составляют уравнения реакций.

4. В третью пробирку насыпают кристаллический KSCN и наблюдают за изменениями. Делают выводы, составляют уравнения реакций.

Опыт № 2. Влияние температуры на положение химического равновесия. Для протекания химической реакции:

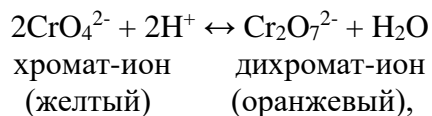
1. Смешивают 1 каплю раствора йода (I_2) желтоватого цвета и 1 мл раствора крахмала, получают раствор интенсивно синего цвета, т.к. образуется органический комплекс йода с крахмалом. Разделяют полученный раствор на 2 части.

2. Нагревают одну из пробирок на водяной бане, делают выводы об изменениях, сравнивая с холодной пробиркой.

3. Резко охлаждают обесцветившийся раствор под струей холодной воды, наблюдают изменения, делают выводы.

Опыт № 3. Влияние кислотности среды на смещение химического равновесия.

Соли хромовой кислоты (хроматы) окрашены в желтый цвет, а соли дихромовой кислоты (дихроматы) – в оранжевый цвет. В растворах этих солей имеет место равновесие:



которое легко смещается при изменении концентрации ионов водорода.

Для выполнения опыта необходимо:

1. Приготовить две пробирки. В одну из них налить 2 мл раствора бихромата калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,5 М), в другую – столько же раствора хромата калия (K_2CrO_4 0,5 М). Отметить отличие растворов по цвету. Эти пробирки служат для сравнения.

2. В новую пробирку внести 1-2 мл бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и прибавить 1-2 мл 2 н раствора гидроксида калия. Отметить изменение окраски раствора.

3. Затем к этому же раствору прибавить 1-2 мл 2 н раствора серной кислоты. Наблюдать переход окраски раствора.

Задания по этому опыту:

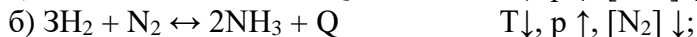
1. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Отметить в уравнениях реакций изменение окраски раствора.
3. Объяснить, исходя из принципа Ле Шателье, изменение окраски раствора.

Вопросы и задания

1. Дать определение химического равновесия. Указать кинетический и термодинамический критерии химического равновесия.

2. Дать определение константы химического равновесия.

3. Указать, куда сместится химическое равновесие при изменении внешних условий для следующих реакций:



Для реакции «а» указать, во сколько раз возрастёт v при увеличении концентрации SO_2 в 2 раза.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

Практическое занятие № 3. Катализ. Общий подход к выводу уравнения катализа.
Уравнение Михаэлиса-Ментен

Вопросы для обсуждения:

- 1) Понятие и виды катализа
- 2) Общий и частные подходы к выводу уравнения катализа
- 3) Уравнение Михаэлиса-Ментен и его применение

Практическое занятие № 4. Теория мономолекулярных реакций Линдемана

Вопросы для обсуждения:

- 1) Предпосылки к открытию теории мономолекулярных реакций
- 2) Основные положения теории
- 3) Примеры мономолекулярных реакций
- 4) Физика мономолекулярных реакций
- 5) Анализ реакций Линдермана
- 6) Применение теории мономолекулярных реакций

Практическое занятие № 5. Факторы, влияющие на скорость химической реакции

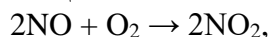
Цель работы: установление зависимости скорости реакции от различных факторов.

Оборудование и реактивы: гранулированный цинк, карбонат кальция, щавелевая кислота, штатив с пробирками, термометр, растворы KMnO_4 (0,005 н), H_2SO_4 (2 н), HCl (2 н), HCl (1 н), CH_3COOH , KSCN , FeCl_3 , CuSO_4 , тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

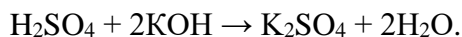
Теоретическая часть

Химические реакции разделяются на гомогенные и гетерогенные. Гомогенные реакции характеризуются отсутствием поверхности раздела между реагентами, поэтому их взаимодействие протекает по всему объему системы. При гомогенных реакциях реагирующие вещества находятся в одном агрегатном состоянии. Например:

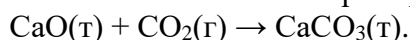
а) реакции между газообразными веществами:



б) реакции в растворах:



Гетерогенные реакции характеризуются наличием поверхности раздела между реагентами, где и протекает их взаимодействие. При гетерогенных реакциях реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях. Например:



Одним из основных параметров химических реакций является скорость, с которой они протекают. Скорость химической реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени:

$$v = |c_{\text{кон.}} - c_{\text{нач.}}| / \tau_{\text{кон.}} - \tau_{\text{нач.}} = |\Delta c| / \Delta \tau$$

Если измерять концентрации веществ (c) в молях на литр, а время – в секундах, то единицей измерения скорости реакции будет моль/(л·с).

Так как в реакции могут принимать участие в качестве реагентов и продуктов несколько соединений, следует говорить не о скорости химического процесса вообще, а о скорости реакции по какому-либо одному компоненту (x_i). Кинетическая кривая, отражающая изменение концентрации какого-либо вещества во времени $c(x_i) = f(\tau)$ в ходе химической реакции, имеет разный вид для реагента и продукта реакции. Кинетическая кривая дает информацию об истинной (мгновенной) скорости реакции в каждый момент времени.

Истинная скорость реакции в данный момент времени ($\tau_{\text{кон.}}$, $\tau_{\text{нач.}}$) определяется на графике как тангенс угла наклона соответствующей касательной (1, 2) к оси времени.

Истинная скорость химической реакции характеризует скорость в данный момент времени ($\Delta\tau \rightarrow 0$):

$$v_{\text{ист.}} = \lim |\Delta c(x_i)| / \Delta\tau = dc(x_i) / dt, \text{ при } \Delta\tau \rightarrow 0.$$

Как видно из графика (рис. 10), касательные 1 и 2 характеризуются разными углами наклона α_1 и α_2 , что свидетельствует об изменении скорости химической реакции по мере ее протекания. Поэтому наряду с истинной скоростью для характеристики химического процесса используют также среднюю скорость. Средняя скорость химической реакции по данному компоненту является усредненной скоростью за данный промежуток времени:

$$v_{\text{ср.}} = |\Delta c| / \Delta\tau = |\Delta c(x_i)| / \Delta\tau.$$

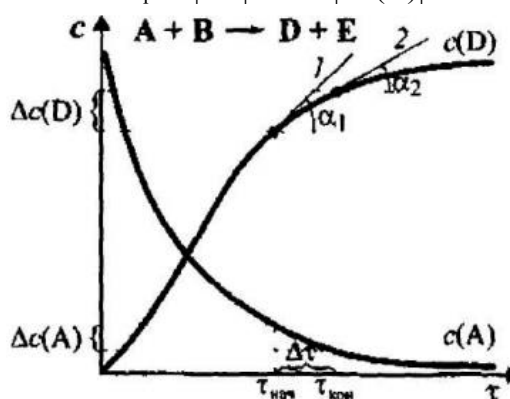


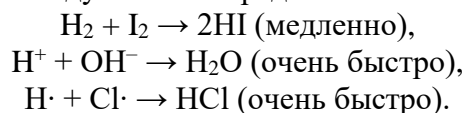
Рисунок 10. Кинетические кривые по реагенту А и продукту В

Средняя скорость химической реакции — величина приближенная. Истинная скорость является более объективной характеристикой реакции, но и она неудобна для сравнения скоростей различных реакций между собой вследствие ее изменчивости во времени. Поэтому ни истинная, ни средняя скорости реакции не используются в качестве ее кинетических характеристик; такой величиной является константа скорости реакции.

В сложных реакциях скорости отдельных стадий могут резко отличаться друг от друга. В этих случаях скорость сложной реакции в целом будет определяться скоростью наиболее медленной стадии, называемой скоростью определяющей или лимитирующей стадией. Поэтому при изучении механизма реакции по кинетическим данным, прежде всего, определяют кинетические характеристики ее лимитирующей стадии.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

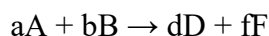
Влияние природы реагирующих веществ. Природа реагирующих веществ — это не только их состав (например, фтор и йод), но вид частиц, которые непосредственно участвуют в реакции: атомы, молекулы, ионы или радикалы. Реакции между молекулами протекают обычно медленно, а между ионами и радикалами — быстро. Например:



Влияние концентрации реагентов. Элементарный акт химической реакции осуществляется в момент столкновения реагирующих частиц. Увеличение концентрации реагентов соответствует увеличению числа частиц в объеме, что приводит к более частым их столкновениям, а следовательно, к увеличению скорости реакции. Количественная зависимость скорости реакции от концентрации выражается основным постулатом химической кинетики, называемым законом действующих масс:

Скорость простой гомогенной реакции при постоянной температуре пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, численно равные их стехиометрическим коэффициентам.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»



$$v = K \cdot c_{(A)}^a \cdot c_{(B)}^b,$$

где a и b – стехиометрические коэффициенты реагентов;

$c_{(A)}$ и $c_{(B)}$ – молярные концентрации реагентов;

K – константа скорости реакции.

Это выражение для скорости реакции является кинетическим уравнением только для простой реакции.

Константа скорости реакции является индивидуальной характеристикой реакции. Значение константы скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры системы и наличия в ней катализатора. Значение K для данных условий реакции не зависит от концентрации реагентов, и поэтому константа скорости остается неизменной в течение реакции и является ее фундаментальным кинетическим параметром.

Значение константы скорости реакции численно равно скорости реакции при концентрациях реагентов, равных 1 моль/л. Определить константу скорости реакции можно только экспериментальным путем, изучая кинетику этой реакции и составляя ее кинетическое уравнение по полученным данным. Кинетическое уравнение каждой реакции определяют экспериментально, так как его нельзя предсказать по виду химического уравнения реакции. Поэтому вначале при постоянной температуре экспериментально устанавливают зависимость скорости реакции от концентрации каждого реагента в отдельности, при этом концентрации всех других реагентов должны оставаться постоянными, что обеспечивается обычно большим их избытком в реакционной среде.

Порядок реакции по реагенту равен показателю степени, в которую надо возвести концентрацию данного реагента в кинетическом уравнении сложной реакции, чтобы вычисленная по этому уравнению скорость была равна скорости, найденной экспериментально. Таким образом, порядок реакции по реагенту является для данной реакции кинетическим параметром, наряду с константой скорости.

Порядок реакции по реагенту не зависит от стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции, а определяется ее механизмом. Если значения порядка реакции по каждому реагенту совпадают со стехиометрическими коэффициентами в химическом уравнении реакции, то это обычно означает, что изучаемая реакция – простая. Несоответствие между порядком реакции по реагенту и его стехиометрическим коэффициентом в уравнении реакции свидетельствует о сложности и многостадийности данной реакции. Представление о механизме такой реакции можно составить, если предположить, что ее скорость в основном определяется скоростью наиболее медленной, т.е. лимитирующей, стадии. В этом случае кинетическое уравнение, полученное по экспериментальным данным, прежде всего отражает протекание именно лимитирующей стадии, а не всего процесса.

Влияние температуры. Влияние температуры на скорость реакции отражено в правиле Вант-Гоффа. С увеличением температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции возрастает в 2–4 раза:

$$v = v_0 \cdot \gamma^{T_2 - T_1 / 10}$$

где γ – температурный коэффициент скорости реакции, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при увеличении температуры на каждые 10°C;

v_0 и v – скорости реакции при температуре T_1 и T_2 , соответственно.

Для обычных химических реакций $\gamma = 2-4$, а для ферментативных реакций температурный коэффициент может достигать значений $\gamma = 7-9$.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

Влияние температуры на скорость реакции связано с изменением константы скорости реакции, поэтому приведенное выше уравнение лучше представить так:

$$K_2 = K_1 \cdot \gamma^{T_2-T_1/10}$$

Энергия активации – это минимальная энергия взаимодействующих частиц, достаточная для того, чтобы, все частицы вступили в химическую реакцию (E_a , кДж/моль).

Энергия активации реакции характеризует энергетический барьер, преодоление которого реагирующими частицами приводит к образованию конечных веществ. Энергия активации необходима для возникновения непрочного переходного комплекса [А...В], который не является химическим соединением в подлинном смысле этого слова, так как в нем происходит перераспределение химических связей между взаимодействующими атомами. Такой промежуточный комплекс неустойчив вследствие его высокой энергии и может быстро распадаться, образуя продукты реакции D и F.

Энергия активации зависит от природы реагирующих веществ и пути протекания реакции и не зависит от температуры, если с ее изменением не произошло изменения механизма реакции. Опытным путем установлено, что реакции с $E_a < 50$ кДж/моль при 298 К идут с высокой скоростью. Это характерно для реакций с участием радикалов или ионов. Если реакция имеет $E_a > 100$ кДж/моль, то ее скорость при 298 К неизмеримо мала.

Источники активации реагирующих веществ могут быть различными:

- термическая активация в результате подвода теплоты из окружающей среды;
- действие различного рода излучений (свет, проникающая радиация);
- действие быстрых частиц, возникающих при ядерном распаде или в электрическом разряде.

При подводе энергии к системе происходит перераспределение этой энергии между частицами и увеличивается доля активных частиц, имеющих необходимую энергию для данного взаимодействия. Энергия активации является очень важной энергетической характеристикой реакции, которая связана с константой скорости реакции уравнением Аррениуса:

$$K = A \cdot e^{-E_a / (R \cdot T)},$$

где K – константа скорости реакции при температуре T ;

A – предэкспоненциальный множитель (коэффициент Аррениуса), учитывающий частоту столкновения частиц, ориентированных определенным образом;

e – основание натурального логарифма;

E_a – энергия активации реакции, Дж/моль;

$R = 8,31$ Дж/(моль · К) – универсальная газовая постоянная.

Из этого уравнения следует, что чем больше энергия активации, тем меньше будут константа и скорость химической реакции, так как в системе будет меньше число активных частиц. Если доля активных молекул превышает 10^{-7} , то реакция идет практически мгновенно, а если эта доля меньше 10^{-18} – реакция при данных условиях практически не идет. При повышении температуры реакции за счет увеличения энергии системы резко возрастает число активных частиц, и этим объясняется значительное повышение скорости реакции.

Значение энергии активации реакции можно определить, измерив константы скорости этой реакции при двух разных температурах и используя следующее уравнение:

$$E_a = 2,3 \cdot R \cdot T_1 \cdot T_2 / (T_1 - T_2) \cdot \lg K_1 / K_2,$$

где K_1 и K_2 – константы скорости реакции при температуре T_1 и T_2 .

Высокая энергия активации делает практически невозможными многие реакции, которые, с точки зрения термодинамики, могли бы происходить. Очень многие из

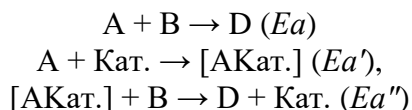
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

окружающих нас веществ находятся в термодинамически неустойчивом состоянии, и только наличие барьера активации препятствует их превращению в другие вещества.

Исчезни энергия активации, тогда азот, кислород воздуха и вода океанов образовали бы азотную кислоту, все живые ткани разрушились бы вследствие реакций гидролиза и т.д. Эта химическая хаотизация невероятна из-за существования энергии активации – характернейшей черты любых химических превращений. Молекула любого вещества потому и существует, что изменения ее состояния связаны с преодолением энергетического барьера, т.е. с энергией активации на пути ее превращений.

Влияние катализатора. Скорость химической реакции может резко изменяться в присутствии катализатора. Катализатором называют вещество, участвующее в реакции и увеличивающее ее скорость, но остающееся химически неизменным в результате реакции. Влияние катализатора на скорость химической реакции в основном заключается в его участии в этой реакции и изменении ее механизма.

Катализатор (Кат) образует с реагентами промежуточные, реакционноспособные соединения, которые в дальнейшем превращаются в продукты реакции и свободный катализатор:



Таким образом, в присутствии катализатора изменяется механизм реакции, и она направляется по пути с меньшими значениями энергии активации каждой стадии ($Ea' < Ea$; $Ea'' < Ea$), что и приводит к возрастанию скорости реакции. Кроме того, катализатор может способствовать определенной ориентации молекул в пространстве, удобной для данного химического взаимодействия, и влиять на энтропию переходного состояния, способствуя ее возрастанию.

На скорость реакции в ряде случаев также влияет присутствие в системе ингибитора. В отличие от катализатора, ингибитор уменьшает скорость реакции. Механизм его действия не связан с повышением энергии активации. Ингибиторы просто препятствуют обычному течению химической реакции, вступая во взаимодействие с каким-либо промежуточным веществом, тем самым удаляя его из реакционной смеси. Это затрудняет протекание всей последовательности стадий в сложной реакции. Например, ингибиторы тормозят протекание ферментативных реакций.

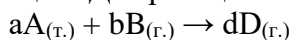
Различают два типа каталитических реакций: гомогенный катализ (катализатор и реакционная смесь находятся в одной фазе) и гетерогенный катализ (катализатор обычно твердый, а реакция протекает на его поверхности). В гомогенных каталитических реакциях скорость пропорциональна количеству катализатора, хотя его количество в системе невелико. Гомогенный катализ в растворах и биосредах может вызываться ионами водорода (кислотный катализ) и гидроксида (основной катализ). К таким реакциям относится омыление сложных эфиров и амидов. Окислительно-восстановительные реакции обычно катализируются катионами тех d-металлов, для которых характерна переменная степень окисления, например Fe^{2+} и Fe^{3+} , Cu^+ и Cu^{2+} .

При гетерогенном катализе скорость реакции сильно зависит от площади и состояния поверхности катализатора, так как реакция происходит не на всей поверхности, а только на ее активных центрах.

Особенности кинетики гетерогенных реакций (влияние площади поверхности контакта). В отличие от гомогенных реакций, гетерогенные протекают на поверхности раздела между реагентами, поэтому скорость гетерогенных реакций зависит, кроме рассмотренных уже для гомогенных реакций факторов, еще от величины поверхности раздела, а также скоростей диффузии реагентов в зону реакции и продуктов реакции из

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

этой зоны. В кинетическое уравнение для гетерогенной реакции записываются только концентрации веществ, находящихся в жидком или газообразном состоянии. Концентрация твердого компонента и величина его поверхности (остающиеся практически неизменными при определении истинной скорости) учитываются величиной константы скорости гетерогенной реакции. Для реакции



кинетическое уравнение имеет вид:

$$v = K \cdot c^b_{(B)},$$

где K – константа скорости гетерогенной реакции;

b – порядок реакции по газообразному или растворенному компоненту.

Гетерогенный химический процесс всегда включает диффузионные стадии (подвод реагентов и отвод продуктов реакции) и кинетические (адсорбция реагентов, собственно химическое взаимодействие и десорбция продуктов), следовательно, его скорость может определяться как скоростью кинетических стадий (кинетический режим), так и скоростью диффузионных стадий (диффузионный режим). Кинетический режим наиболее вероятен при невысокой температуре, а при высоких температурах скорость реакции возрастает быстрее, чем скорость диффузии, поэтому течение гетерогенной реакции переходит в диффузионный режим.

Ход работы

Опыт № 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции.

Взять 3 пробирки и налить по 1 мл каждой кислоты одинаковой концентрации: в первую – уксусную; во вторую – соляную, в третью – серную. Во все пробирки внести по одинаковому кусочку гранулированного цинка. Отметить различную интенсивность выделения водорода.

Записать уравнения реакций цинка с каждой кислотой. Сделать вывод о влиянии природы реагирующих веществ на скорость реакции.

Опыт № 2. Влияние площади поверхности реагирующих веществ на скорость реакции.

Взять два небольших кусочка мела. Один из них положить на листок фильтровальной бумаги и стеклянным шпателем измельчить в порошок. В 2 пробирки налить по 5 мл раствора соляной кислоты. Внести одновременно мел: кусочек в одну пробирку, порошок – в другую. Отметить и сравнить время, которое потребуется для полного растворения мела в каждом случае.

Составить уравнение реакции обмена между карбонатом кальция и соляной кислотой. Сделать вывод о влиянии степени измельчения на скорость реакции.

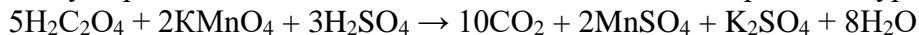
Опыт № 3. Влияние концентрации реагентов на скорость химической реакции.

Налить при помощи пипетки в одну из пробирку 2 мл 1 н раствора HCl , а во вторую 2 мл 2 н раствора HCl . Добавить в каждую пробирку по кусочку металлического цинка. Отметить отличия в скорости выделения водорода.

Записать уравнение взаимодействия цинка с раствором HCl . Сделать вывод о влиянии концентрации раствора HCl на скорость химической реакции. Составить кинетическое уравнение для данной реакции.

Опыт № 4. Влияние температуры на скорость реакции.

Реакция между перманганатом калия и щавелевой кислотой выражается уравнением:



В три пробирки налить пипеткой по 1 мл 0, 005 н раствора перманганата и по 2 мл раствора H_2SO_4 . Замерить температуру воздуха в лаборатории. К содержимому одной из пробирок добавить 1 микрошпатель кристаллической щавелевой кислоты, встряхнуть и включить секундомер. Отметить время обесцвечивания раствора. Вторую пробирку

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

нагреть на бане на 10°C выше комнатной. Внести 1 микрошпатель кристаллической щавелевой кислоты, также отметить время до полного обесцвечивания раствора. Третью пробирку нагреть на 20°C выше комнатной температуры, далее провести аналогичные действия. Результаты наблюдений занести в таблицу:

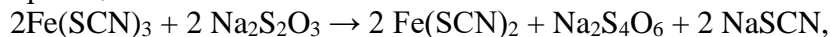
№ пробирки	Температура опыта, °С	Время течения реакции, τ, с	Условная скорость реакции, $v = 100/\tau$

Построить график зависимости $v = f(t)$. Проанализировать график и сделать вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

Опыт № 5. Влияние катализатора на скорость реакции каталитического восстановления роданида железа (III).

При взаимодействии: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{KCl}$,

получается раствор $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ кроваво-красного цвета. При добавлении тиосульфата натрия происходит реакция:



в результате которой раствор обесцвечивается.

В двух пробирках получить $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, для этого: 10 капель раствора KSCN смешать с 1 каплей раствора FeCl_3 . В одну из них внести 2 капли раствора CuSO_4 . В другие две пробирки добавить по 10 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Затем в пробирки с $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ одновременно добавить растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Наблюдать различную скорость обесцвечивания раствора. Записать уравнения химических реакций для данного опыта. Указать, что является катализатором в этом опыте и сделать вывод о влиянии катализатора на скорость реакции.

Вопросы и задания

1. Что такое скорость химической реакции, в каких единицах она измеряется?
2. Чем отличается истинная скорость реакции от средней?
3. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
4. Как зависит скорость реакции от температуры?
5. Как влияет скорость измельчения твердых веществ на скорость?
6. Что называется катализатором?
7. Вычислите скорость разложения по реакции $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$, если $[\text{A}]_{\text{нач.}} = 0,55$ моль/л, а через 15 секунд стала равной $[\text{A}] = 0,25$ моль/л.
8. Составить кинетическое уравнение для реакций:
 - а) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$,
 - б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow 2\text{FeO} + \text{CO}_2$,
 - в) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$.
9. Как изменится скорость прямой реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$, если давление в системе увеличить в 3 раза?
10. При увеличении температуры от 20 до 50°C скорость реакции возросла в 8 раз. γ – ?

Практическое занятие № 6. Электролиз

Вопросы для обсуждения:

- 1) Понятие электролиза
- 2) Электролиз растворов
- 3) Электролиз расплавов

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

- 4) Электролиз на границе раздела фаз
- 5) Изменение потенциалов электродов при прохождении тока при электролизе
- 6) Особенности электролиза водных растворов
- 7) Применение электролиза

Практическое занятие № 7. Диффузионная электрохимическая кинетика

Вопросы для обсуждения:

- 1) Диффузионная электрохимическая кинетика – понятие и принципы.
- 2) Уравнение перенапряжения диффузии.
- 3) Предельный ток диффузии.
- 4) Уравнение полярографической волны.
- 5) Уравнение Тафеля.
- 6) Методы расчета тока диффузии, коэффициентов диффузии и определения кинетического тока

Практическое занятие № 8. Теория замедленного разряда. Теория электрохимической десорбции. Теория рекомбинации

Вопросы для обсуждения:

- 1) Теория замедленного разряда
- 2) Теория электрохимической десорбции
- 3) Теория рекомбинации

Практическое занятие № 9. Гальванические элементы и аккумуляторы. Топливный элемент. Коррозия металлов

Вопросы для обсуждения:

- 1) Понятие и история открытия гальванических элементов
- 2) Понятие, виды и история открытия аккумуляторов
- 3) Топливные элемент и его особенности
- 4) Коррозия металлов – понятие и виды
- 5) Способы защиты от коррозии

6.2 Внеаудиторная самостоятельная работа

№ п/п	Наименование раздела	Наименование темы	Вид СР	Трудоемкость (час.)
1	Химическая термодинамика и химическое равновесие	Подготовка к практическому занятию № 1	конспект	4
		Подготовка к практическому занятию № 2	конспект	4
2	Химическая кинетика и катализ	Подготовка к практическому занятию № 3	конспект	4
		Подготовка к практическому занятию № 4	конспект	4
		Подготовка к практическому занятию № 5	конспект	4
3	Основы электрохимии	Подготовка к практическому занятию № 6	конспект	4
		Подготовка к практическому занятию № 7	конспект	4

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

	Подготовка к практическому занятию № 8	конс пект	4
	Подготовка к практическому занятию № 9	конс пект	4
	Подготовка к зачету	конс пект	10

7. Перечень вопросов на зачет

В билете зачета, проходящего в устной форме, находится 2 вопроса: теоретический вопрос и практическое задание (в данном задании студент решает расчетную задачу на нахождение основных физико-химических величин).

Перечень теоретических вопросов

- 1) Предмет, методы и значение термодинамики. Виды систем.
- 2) Нулевой и первый законы термодинамики.
- 3) Внутренняя энергия, работа расширения, энтальпия.
- 4) Основные виды теплоемкостей. Квантовая теплоемкость.
- 5) Термодинамические потенциалы.
- 6) Закон Гесса и основные следствия из закона Гесса. Охарактеризуйте компьютерные методы расчета тепловых эффектов химических реакций.
- 7) Закон Кирхгофа.
- 8) Постулаты Клаузиуса, Томсона, Оствальда. Укажите несколько формулировок второго закона термодинамики, (математическое выражение). Принцип Каратеодори.
- 9) Испарение и кипение жидкостей. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона.
- 10) Фазовая диаграмма воды, серы.
- 11) Теплота испарения и кипения. Фазовые диаграммы. Понятия: фаза, компонент, степень свободы.
- 12) Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса и его вывод. Основные понятия: фаза, компонент, степень свободы.
- 13) Основной постулат химической кинетики (закон действующих масс).
- 14) Зависимость скорости химических реакций от температуры. Уравнения Вант-Гоффа и Аррениуса.
- 15) Гетерогенный катализ. Роль адсорбции. История гетерогенного катализа: теория активных комплексов Кобозева, мультиплетная теория Баландина, электронная теория Волькенштейна.
- 16) Адсорбция и хемосорбция. Изотермы адсорбции и их описание уравнениями Ленгмюра и БЭТ.
- 17) Методы определения удельной поверхности по изотермам адсорбции
- 18) Теория переходного состояния. Основные постулаты теории активированного комплекса (ТАК). Основное уравнение теории переходного состояния.
- 19) Электропроводность, основные представления и понятия.
- 20) Перенапряжение реакции. Уравнение Тафеля.
- 21) Типы топливных элементов.
- 22) Коррозия и защита металлов от коррозии. Виды коррозии металлов. Защитные покрытия. Комбинированные методы защиты.
- 23) Закон действующих масс. Константы химического равновесия и связь между ними.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

- 24) Способы выражения констант равновесия.
- 25) Расчет равновесной степени превращения и состава равновесной смеси
- 26) Способы выражения состава растворов. Коллигативные свойства растворов.
- 27) Методы определения частных порядков скорости химической реакции (метод Оствальда-Нойеса, метод Вант-Гоффа). Обратимые, равновесные и самопроизвольные процессы.
- 28) Постулат Планка.
- 29) Энтропия и ее статистический смысл
- 30) Третье начало термодинамики. Расчет энтропии при различных физических
- 31) Свободная энергия Гиббса и Гельмгольца.
- 32) Уравнение изотермы, изобары и изохоры. Изотермы, изобары, изохоры Вант – Гоффа.
- 33) Принципы построения тройных диаграмм.
- 34) Зависимость давления насыщенного пара от состава и температуры (закон Рауля).
- 35) Разбавленные растворы. Растворы газов и твердых веществ. Уравнение Шредера вывод и его интегрирование. Эбуллиоскопия и криоскопия.
- 36) Осмос и обратный осмос.
- 37) Перегонка и ректификация летучих веществ. Состав паровой и жидкой фазы.
- 38) Экстрагирование.
- 39) Растворы жидкость- твердое вещество.
- 40) Фазовые диаграммы первого и второго рода.
- 41) Электропроводность (удельная и молярная).
- 42) Эффекты: релаксационный, электрофоретический, эффект Фалькенгагена и Вина. Суперпроводимость.
- 43) Теория сильных электролитов. Активность ионов. Вывод уравнения Дебая- Хюккеля.
- 44) Электростатическая теория сильных электролитов Дебая- Хюккеля (ее основные положения).
- 45) Электрохимические цепи.
- 46) Гальванические элементы. Направленность окислительно-восстановительных реакций.
- 47) Химические источники тока.
- 48) Электроды первого рода (вывод уравнения Нернста). Водородная шкала потенциалов.
- 49) Электроды второго рода.
- 50) Мембранные скачки потенциалов.
- 51) Теория стеклянного электрода (уравнение Никольского).
- 52) Методы измерения рН: водородный, хингидронный, стеклянный.
- 53) Основные понятия в химической кинетике. Кинетические кривые. Скорость химической реакции.

Перечень практических заданий

1. Вычислить энтальпию образования из простых веществ при различных температурах.
2. Вычислить энтальпию сгорания при различных температурах.
3. Вычислить энтропию смешения идеальных газов.
4. Вычислить энтропию реакции в различных изопроцессах.
5. Вычислить энтропию образования из простых веществ при различных температурах.
6. Вычислить энергию Гиббса при различных условиях.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

7. Вычислить максимальную работу электрохимической реакции.
8. Вычислить константу равновесия при различных условиях.
9. Вычислить константу скорости различного порядка реакций.
10. Вычислить порядок реакции при различных условиях.
11. Построение фазовых диаграмм различных типов.
12. Вычислить удельную и эквивалентную электропроводность растворов.
13. Вычислить ионную силу раствора и средний ионный коэффициент активности.
14. Вычислить числа переноса катиона и аниона в различных условиях.
15. Вычислить константу скорости реакции, используя термодинамический подход теории активных соударений.
16. Вычислить энергию активации, используя уравнение Аррениуса.
17. Вычислить электродный потенциал, энергию Гиббса, максимальную работу и энтропию электрохимической реакции.
18. Вычислить число активных соударений частиц, используя теорию активных соударений.
19. Установить направление реакции, используя термодинамический подход.
20. Вычислить скорость коррозии в различных процессах.
21. Вычислить толщину двойного электрического слоя.
22. Вычислить электрокинетический потенциал

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение

8.1. Основная учебная литература:

1. Физическая химия: сборник вопросов и задач : Учебное пособие для вузов по специальности 050101.65 - химия, направлению 050100 "Педагогическое образование" (профиль "Химия") / Н. И. Савиткин, Я. Г. Авдеев, В. В. Батраков, И. Г. Горичев . – Ростов- на-Дону : Феникс, 2014 . – 319 с.

2. Практикум по физической химии [Электронный ресурс] : Учебное пособие для вузов по специальности 032300 - химия / А. В. Орешкина*, И. Г. Горичев*, Г. З. Казиев*, Ю. С. Мардашев* ; Гос. общеобразоват. учреждение высш. проф. образования "Моск. пед. гос. ун-т . – Электронные текстовые данные (21,2 Мб) . – Москва : МПГУ, 2008 . – Режим доступа: http://elib.mpgu.info/action.php?kt_path_info=ktcore.SecViewPlugin.actions.docwument&fDocumentId=2677.

8.2. Дополнительная учебная литература:

1. Горичев*, Игорь Георгиевич. Ч. 1 : Основы термодинамики и электрохимии : Краткий курс лекций по физической химии / И. Г. Горичев*, А. В. Орешкина*, Г. З. Казиев* . – Москва : Спутник+, 2008 . – 142 с.

5. Краткий справочник физико-химических величин / Сост.: Н. М. Барон и др. ; Под ред. А. А. Равделя и А. М. Пономаревой . – 10. изд., испр. и доп . – Санкт-Петербург : Иван Федоров, 2002 . – 237 с.

6. Основы физической химии : Теория и задачи : Учеб. пособие для вузов по специальности 011000 - Химия и по направлению 510500 - Химия / В. В. Еремин, С. И. Каргов, И. А. Успенская и др. ; Моск. гос. ун-т им. М. В. Ломоносова . – Москва : Экзамен, 2005 . – 478 с.

7. Ансельм А.И. Основы статистической физики и термодинамики : Учеб. пособие для вузов по физ. и техн. направлениям и специальностям / А. И. Ансельм . – 2. изд., стер . – Санкт- Петербург, Москва, Краснодар Лань, 2007 . – 423 с.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

8. Кудряшов И.В. Сборник примеров и задач по физической химии : Учеб. пособие для хим.-технол. спец. вузов / И. В. Кудряшов, Г. С. Каретников . – 6. изд., перераб. и доп. – Москва : Высшая школа, 1991 . – 526 с.

9. Курс физической химии : Для хим. фак. ун-тов / Я. И. Герасимов, В. П. Древинг, Е. Н. Еремин и др. ; Под общ. ред. Я. И. Герасимова . – 2. изд., испр . – Москва : Химия, 1969 . – 592 с.

10. Органическая электрохимия : Книга первая / ред. В.А. Петросян, Л. Г. Феоктистов . – Москва : Химия, 1988 . – 469 с.

8.3. Ресурсы информационно-телекоммуникационной сети Интернет:

1. <http://www.chem.msu.ru/> - Портал фундаментального химического образования МГУ
2. <http://chemport.ru/> - Химический портал
3. <http://www.xumuk.ru/> - Сайт о химии
4. <http://www.chem.msu.ru/> - Портал фундаментального химического образования МГУ.
5. <http://chemport.ru/> - Химический портал.
6. <http://www.xumuk.ru/> - Сайт о химии.
7. <http://bibl.kamgpi.ru> - Сайт библиотеки КамГУ.
8. www.elibrary.ru - eLibrary – Научная электронная библиотека.
9. <https://urait.ru/> - Образовательная платформа Юрайт.

8.4. Информационные технологии: участие в административном тестировании, работа в системе Moodle.

9. Формы и критерии оценивания учебной деятельности студента

Форма промежуточной аттестации – зачет.

Критерии оценивания устных ответов и письменных работ

Форма работы	Критерии оценивания
1. Систематическая проработка конспектов занятий, учебной и специальной литературы.	качество уровня освоения учебного материала; умение использовать теоретические знания при выполнении практических задач или ответе на практико-ориентированные вопросы; обоснованность и четкость изложения ответа.
2. Подготовка к контрольным работам, экзамену (и другим формам контроля).	качество уровня освоения учебного материала; умение использовать теоретические знания при выполнении практических задач или ответе на практико-ориентированные вопросы; обоснованность и четкость изложения ответа.
3 Самостоятельное изучение материала и конспектирование учебной и специальной литературы.	краткое изложение (при конспектировании) основных теоретических положений темы; логичность изложения ответа; уровень понимания изученного материала.
4 Написание и защита доклада (реферата), подготовка к сообщению или семинару по заданной преподавателем теме.	полнота и качество информации по заданной теме; свободное владение материалом сообщения/доклада/реферата; логичность и четкость изложения материала; наличие и качество презентационного материала.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

5. Выполнение практических расчетных заданий.	грамотная запись условия задачи и ее решения; грамотное использование формул; грамотное использование справочной литературы; точность и правильность расчетов; обоснование решения задачи.
6. Оформление отчетов по лабораторным работам и подготовка к их защите.	оформление лабораторных и практических работ в соответствии с требованиями, описанными в методических указаниях; качественное выполнение всех этапов работы; необходимый и достаточный уровень понимания цели и порядка выполнения работы; правильное оформление выводов работы; обоснованность и четкость изложения ответа на контрольные вопросы к работе.

Критерии оценивания различных форм промежуточной аттестации

Уровень сформированности компетенции	Уровень освоения дисциплины (оценка)	Форма промежуточной аттестации			
		Зачет	Дифференцированный зачет	Экзамен	Защита курсовой работы
		Универсальные критерии оценивания			
Высокий	зачтено // отлично	Продемонстрированы глубокие знания программного материала, а также сформированность всех дескрипторов компетенции: знаний, умений, навыков. Ответы логически последовательны, содержательны. Стиль изложения научный. Применение умений и навыков уверенное.	Продемонстрировано всестороннее и глубокое освещение избранной темы (проблематики), а также умение работать с источниками, делать теоретические и практические выводы. Ответ логически последователен, содержателен. Стиль изложения научный с использованием терминологии.		
Базовый	зачтено // хорошо	Продемонстрированы глубокие знания программного материала, а также успешная сформированность дескрипторов компетенции: знаний, умений, навыков. Ответы логически последовательны, содержательны. Стиль изложения научный. Вместе с тем, студентом допущены ошибки, имеет место пробелы в умениях и навыках.	Продемонстрировано глубокое освещение избранной темы (проблематики), а также умение работать с источниками, делать теоретические и практические выводы. Ответ логически последователен, содержателен. Стиль изложения научный с использованием терминологии. Вместе с тем, студентом допущены ошибки.		
Пороговый	зачтено // удовлетворительно	Продемонстрированы не достаточные знания программного материала, имеются затруднения в понимании сущности и взаимосвязи рассматриваемых процессов и явлений. Сформированы дескрипторы компетенции: знания, умения, навыки порогового уровня.	Продемонстрировано в основном владение материалом, а также умение работать с источниками, делать выводы. Вместе с тем, недостаточно четко отражены результаты исследования, студентом допущены ошибки.		
Компетенции не сформированы	не зачтено // неудовлетворительно	Ответ фрагментарен, нелогичен. Студент не осознает связь обсуждаемого вопроса с другими вопросами дисциплины. Терминология не используется. Дескрипторы компетенции: знания, умения, навыки не сформированы	Ответ фрагментарен, нелогичен. Студент не осознает связь обсуждаемого вопроса (проблематики исследования) с другими вопросами дисциплины. Терминология не используется. Теоретические знания разрознены, умения и навыки		

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.04 «Физическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

	(теоретические знания разрознены, умения и навыки отсутствуют) // Либо ответ на вопрос полностью отсутствует или студент отказывается от ответа.	отсутствуют // Либо ответ на вопрос полностью отсутствует или студент отказывается от ответа.
--	--	---

10. Материально-техническая база

Для реализации дисциплины оборудована учебная аудитория, укомплектованная учебной мебелью, мультимедийной техникой (проектор и ноутбук), экраном. Для проведения занятий лекционного типа предлагаются наборы демонстрационного оборудования и учебно-наглядных пособий.

Перечень материально-технического обеспечения, необходимого для реализации ОП ВО по направлению подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Экология», включает в себя специализированные помещения, оснащенные лабораторным оборудованием, в зависимости от степени сложности. Для лабораторных занятий имеются реактивы, лабораторная посуда, специализированная литература.

Оснащение кабинета химии (ауд. 51) и лаборантской:

1. Весы лабораторные Аcom JW-1-300
2. Аквадистиллятор
3. Ванна ультразвуковая УЗВ-14
4. Весы лабораторные электронные аналитические
5. Весы ВЛЭТ-500 с гирей
6. Колбонагреватели ПЭ-4120М
7. Печь муфельная
8. рН-милливольтметр рН-150М
9. рН-метр РН-213 стационарный
10. Фотоэлектроколориметр КФК -3-01
11. Центрифуга ЦЛМН «Элекон»
12. Шкаф суховоздушный ШС-80-01
13. Шкаф сушильный Binder
14. Фотометр (фотоэлектроколориметр) КФК-03-01
15. Термостат ТW-20
16. Дозаторы 1-о канальные НТЛ
17. Химические реактивы.
18. Лабораторное стекло.

Для самостоятельной подготовки студентов оборудовано помещение с учебной мебелью, компьютерами и подключением к сети Интернет.