

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ДОНЕЦКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**



**УТВЕРЖДАЮ**

**Проректор ДонГУ**

**В.И. Сторожев**

**2023г.**

**ПРОГРАММА**

**кандидатского экзамена  
по специальности 1.4.4 – Физическая химия**

**Донецк – 2023**

## Введение

Кандидатские экзамены являются основной частью аттестации научных и научно-педагогических кадров. Цель экзамена – установить глубину профессиональных знаний соискателя ученой степени кандидата наук, уровень подготовленности к самостоятельной научно-исследовательской работе. Программа включает следующие дисциплины: учение о строении вещества, химическая термодинамика, теория поверхностных явлений, учение об электрохимических процессах, теория кинетики химических реакций, учение о катализе.

На экзамене кандидатского минимума по специальности 1.4.4. Физическая химия соискатель ученой степени кандидата наук должен продемонстрировать знание основных теорий и концепций всех разделов дисциплины. Он также должен показать умение использовать теории и методы физико-химической науки для анализа современных проблем химии и избранной области предметной специализации. От соискателя требуется четко, емко и кратко изложить теоретический материал, аргументированно отстаивать избранную позицию по проблеме, ориентируясь на определенную научную школу, владеть химической терминологией и проявить это в ответах, а также сформировать собственное видение достоинств и недостатков теории.

В результате освоения программы соискатель должен:

- знать: фундаментальные законы химии и основные свойства наиболее важных неорганических соединений, используемых в физической химии;
- уметь: сопоставлять вновь полученную информацию с ранее полученными знаниями;
- владеть: основными методами математических и физических расчетов
- иметь опыт деятельности: в исследовании состава, строения и химических свойств основных простых веществ и химических соединений, связи строения вещества и протекания химических процессов.

## Структура экзамена

Вопросы к кандидатскому экзамену сгруппированы по трем разделам: «Химическая термодинамика», «Химическая кинетика и катализ» и «Электрохимия»

### Раздел «Химическая термодинамика»

1. Внутренняя энергия системы. Формы передачи энергии. Первое начало (закон) термодинамики, внутренняя энергия как функция состояния системы.
2. Второй закон термодинамики в формулировке Пригожина. Изменение энтропии произвольного процесса в произвольной системе.
3. Второй закон термодинамики в формулировке Пригожина. Производство энтропии при установлении теплового баланса.
4. Второй закон термодинамики, Постулаты Клаузиуса и Кельвина (Томсона), доказательство их эквивалентности.
5. Выделение твердого растворителя из раствора. Криоскопия.
6. Вычисление энтропии в различных процессах с идеальным газом. Изменение энтропии при фазовых переходах.
7. Давление насыщенного пара и его зависимость от температуры. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.
8. Диаграмма состояния воды. Зависимость температуры плавления воды от давления, аномальные вещества. Сублимационная сушка.
9. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы, в которой образуется соединение, плавящееся инконгруэнтно.
10. Диаграмма состояния двухкомпонентных систем с образованием химического соединения, плавящегося конгруэнтно.
11. Диаграмма состояния двухкомпонентных систем с простой эвтектикой. Линии фазовых равновесий, фазовые поля, эвтектическая точка, эвтектический состав, эвтектическая температура.
12. Диаграмма состояния двухкомпонентных систем с простой эвтектикой. Кристаллизация расплавов, изменение числа степеней свободы и состава равновесных фаз. Правило горизонтали, правило рычага.
13. Диаграмма состояния диоксида углерода. Фазовое превращение при атмосферном давлении. Сублимация и десублимация.
14. Диаграмма состояния серы. Метастабильные состояния, энантиотропные фазовые переходы, правило Оствальда.
15. Диаграммы равновесия жидкость – пар в бинарных системах в координатах температура кипения раствора – состав системы. Фракционная перегонка.

16. Первый закон Коновалова, вывод и анализ. Диаграммы равновесия жидкость – пар в бинарных системах в координатах давление насыщенного пара – состав системы.
17. Диаграммы равновесия жидкость – пар в бинарных системах. Ректификация.
18. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Фазовые поля, фигуративные точки, линии фазовых равновесий и их уравнения. Тройная точка, критическое состояние.
19. Диаграммы состояния трехкомпонентных смесей жидкостей с ограниченной взаимной растворимостью. Правило Тарасенкова.
20. Зависимость свободной энергии Гиббса и свободной энергии Гельмгольца от давления для идеальных и реальных газов. Фугитивность и коэффициент фугитивности.
21. Зависимость свободной энергии Гиббса и свободной энергии Гельмгольца от температуры.
22. Зависимость химического равновесия от температуры (в узком диапазоне температур). Уравнения изобары и изохоры химической реакции в дифференциальной и интегральной формах, их анализ.
23. Закон возрастания энтропии. Критерии протекания самопроизвольных процессов в изолированной системе.
24. Закон Гесса. Вычисление стандартной энтальпии реакции  $\Delta_r H_T^\circ$  с использованием стандартных теплот образования. Термохимические схемы.
25. Закон действия масс, термодинамический вывод. Константы равновесия для идеальных и реальных газовых реакционных смесей и растворов. Влияние вида уравнения реакции на значение констант равновесия и их размерность.
26. Закон Рауля, идеальные и предельно разбавленные растворы. Закон Генри. Полное давление идеального бинарного раствора.
27. Изобарный потенциал химической реакции, уравнение изотермы химической реакции. Критерии направленности химической реакции и состояния химического равновесия.
28. Интенсивные и экстенсивные термодинамические параметры. Температура как функция состояния термодинамической системы.
29. Калорические коэффициенты. Теплоемкость при постоянном объеме и температуре.
30. Критерии равновесия и самопроизвольного протекания процессов в закрытых системах. Свободная энергия Гиббса и свободная энергия

Гельмгольца как функции состояния системы. Максимальная полезная работа. Полезная работа неравновесных процессов.

31. Метастабильные фазовые состояния. Монотропные фазовые переходы. Диаграмма состояния бензофенона.

32. Общие критерии термодинамического равновесия и самопроизвольного протекания процессов в изолированных, закрытых и открытых системах. Аналитические выражения и графическая интерпретация.

33. Объединенный I и II Закон термодинамики. Термодинамические потенциалы и характеристические функции. Естественные переменные характеристических функций.

34. Ограниченно смешивающиеся жидкости. Характеристика диаграммы состояния. Верхняя и нижняя критическая температура растворимости, определение, правило Алексева.

35. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Второй закон Коновалова. Азеотропные растворы, особенности ректификации.

36. Правило фаз. Вывод и примеры его применения (на примере диаграммы состояния воды).

37. Приближенные методы расчета теплот образования и сгорания. Энергия связи атомов в молекуле, метод тепловых поправок, метод сравнительных расчетов.

38. Принципы построения диаграмм фазовых равновесий. Кривые охлаждения, термический и дифференциально-термический анализ.

39. Работа расширения идеального газа в разных процессах. Адиабатический процесс в идеальном газе.

40. Равновесие фаз в однокомпонентных системах. Условия равновесия.

41. Равновесие: жидкий раствор – насыщенный пар. Выражение химического потенциала компонентов раствора через давление насыщенного пара и фугитивность.

42. Растворимость газов в жидкостях. Идеальная растворимость газов. Зависимость растворимости газов от температуры.

43. Растворимость твердых веществ с образованием идеальных и неидеальных растворов.

44. Растворы (определение, классификация). Способы выражения концентрации растворов.

45. Реальные растворы, положительные отклонения от закона Рауля. Активность компонентов раствора, коэффициент активности.

46. Смещение химических равновесий. Анализ уравнений изотермы и изобары химической реакции. Принцип Ле-Шателье-Брауна, применение к реакции синтеза аммиака.
47. Соотношения Максвелла. Уравнение Гиббса-Дюгема
48. Соотношения между константами равновесия, выраженными через парциальные давления, мольные доли, молярно-объемную концентрацию. Влияние давления на химические равновесия.
49. Стандартные состояния и условия. Простые вещества. Энтальпия реакции, стандартная энтальпия.
50. Стандартный изобарный потенциал химической реакции и константа равновесия.
51. Суть и задачи физической химии. История развития физической химии как самостоятельной науки.
52. Температура кипения растворов нелетучих веществ. Эбуллиоскопия.
53. Температурная зависимость энтальпии реакции. Уравнения Кирхгофа в дифференциальном и интегральном виде.
54. Постулат Планка, теорема Нернста. Вычисление энтропии системы при температуре  $T$ .
55. Теплоемкость. Истинная и средняя теплоемкость. Теплоемкость при постоянном объеме и постоянном давлении для газов и веществ в конденсированном состоянии. Зависимость теплоемкости от температуры.
56. Теплота процесса при постоянном объеме и при постоянном давлении. Энтальпия как функция состояния системы.
57. Теплота образования ионов в растворе. Теплоты растворения и разведения.
58. Теплоты сгорания органических веществ. Применение в термодинамических расчетах.
59. Термодинамические системы. Классификация и методы их описания.
60. Термодинамические функции идеальных растворов газов (смесей идеальных газов). Внутренняя энергия, энтропия, свободная энергия Гельмгольца, химические потенциалы. Парциальные термодинамические величины.
61. Трехкомпонентные системы. Закон распределения. Экстракция.
62. Трехкомпонентные системы. Треугольные диаграммы Гиббса-Розебума, свойства, определение концентраций компонентов.
63. Фазовая диаграмма двухкомпонентной системы с перитектикой и с образованием ограниченных растворов в твердых фазах.
64. Фазовая диаграмма двухкомпонентной эвтектической системы с образованием ограниченных растворов в твердых фазах. Кристаллизация

расплавов, изменение числа степеней свободы и состава равновесных фаз. Правило горизонтали, правило рычага.

65. Твердые растворы, определение и классификация. Фазовая диаграмма двухкомпонентной эвтектической системы с образованием ограниченных растворов в твердых фазах. Линии фазовых равновесий, фазовые поля.

66. Фазовые диаграммы систем с неограниченной растворимостью компонентов, как в жидком, так и в твердом состоянии.

67. Фазовые переходы второго рода, примеры. Изменение молярной энтропии, молярного объема, теплоемкости, изотермической сжимаемости и изобарического коэффициента объемного расширения (аналитические выражения и графические зависимости).

68. Фазовые переходы первого рода, изменение молярной энтропии и молярного объема.

69. Химический потенциал. Критерии термодинамического равновесия и самопроизвольного протекания процессов в открытых системах.

70. Химическое равновесие при протекании химической реакции в гетерогенных системах.

71. Химическое равновесие. Прямая и обратная реакции. Динамичность и подвижность химического равновесия. Химическая переменная, изменение свободных энергий Гиббса в ходе реакции, термодинамические условия химического равновесия.

72. Цикл Карно, к.п.д. цикла Карно. Уравнение Клаузиуса.

73. Энтропия как функция состояния. Выражение второго начала термодинамики в виде неравенства Клаузиуса.

74. Явление осмоса: движущая сила, его роль в природе и технологии, обратный осмос.

75. Термодинамика осмотического давления, вывод уравнения Вант-Гоффа.

### **Раздел «Химическая кинетика и катализ»**

1. Определить понятие средней и истинной скорости химической реакции. Проанализировать факторы, влияющие на величину скорости химической реакции.

2. Определить основной постулат химической кинетики, физический смысл константы скорости химической реакции. Проанализировать факторы, влияющие на величину константы скорости химической реакции.

3. Определить понятия порядка и молекулярности химической реакции.

4. Проанализировать кинетику реакций нулевого порядка. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы

скорости реакции. Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.

5. Проанализировать кинетику необратимых реакций первого порядка. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции. Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.

6. Проанализировать кинетику необратимых реакции второго порядка (если  $a \neq b$ ). Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции (метод неопределенных коэффициентов). Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.

7. Проанализировать кинетику необратимых реакций второго порядка (если  $a = b$ ). Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции. Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.

8. Проанализировать кинетику необратимых реакций  $n$ -го порядка. Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральное уравнение константы скорости реакции. Определить зависимость периода полураспада от концентрации исходных веществ.

9. Проанализировать методы определения общего порядка реакции (метод подстановки, графический и по периоду полураспада вещества).

10. Проанализировать методы определения порядка реакции по веществу (метод избытка, дифференциальный метод Вант-Гоффа и интегральный метод Оствальда-Нойеса).

11. Проанализировать зависимость скорости реакции от температуры. Определить правило Вант-Гоффа. Оценить величину температурного коэффициента.

12. Проанализировать зависимость скорости реакции от температуры. Вывести три формы уравнения Аррениуса. Дать оценку графическому и аналитическому методам определения энергии активации.

13. Определить принципы, лежащие в основе кинетики сложных реакций. Проанализировать кинетику обратимой реакции первого порядка типа  $A \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} B$ . Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральные уравнения для констант скоростей прямой и обратной реакций.

14. Проанализировать кинетику двух параллельных реакций первого порядка типа  $A \xrightarrow{k_1} B; A \xrightarrow{k_2} C$ . Вывести дифференциальное уравнение скорости и интегральные уравнения для констант скоростей первой и второй реакций.



15. Проанализировать кинетику последовательной реакции типа  $A \xrightarrow{k_1} B \xrightarrow{k_2} C$ . Вывести основные кинетические уравнения данной реакции. Дать оценку состоянию переходного и векового равновесий.
16. Проанализировать приближенные методы химической кинетики (методы квазистационарных концентраций и квазиравновесного приближения).
17. Определить основы молекулярно-кинетической теории идеальных газов в химической кинетике. Оценить роль эффективного диаметра столкновения. Проанализировать гипотезу активных столкновений Аррениуса.
18. Обосновать применение теории столкновений к бимолекулярным реакциям. Вывести уравнение для константы скорости.
19. Определить понятия поверхности потенциальной энергии, активного комплекса, координаты реакции и профиля пути реакции.
20. Обосновать применение теории активного комплекса к бимолекулярным реакциям. Вывести уравнение для константы скорости.
21. Определить понятие свободной энергии активации. Вывести уравнение Эйринга.
22. Обосновать бимолекулярный механизм активации мономолекулярных реакций с точки зрения теории активных столкновений. Проанализировать кинетическую схему Линдемана.
23. Обосновать применение теории активного комплекса к мономолекулярным реакциям. Вывести уравнение для константы скорости.
24. Дать оценку механизму и кинетике тримолекулярных реакций с точки зрения теории столкновений и активного комплекса.
25. Проанализируйте кинетику реакций в растворах с точки зрения теории столкновений и активного комплекса.
26. Дать оценку влиянию ионной силы раствора на скорость химической реакции. Вывести уравнение Бренстеда-Бьеррума.
27. Дать оценку основным стадиям цепной реакции. Определить понятия длины цепи, звена цепи, среднего числа активных частиц и длины ветви.
28. Проанализировать кинетику неразветвленных цепных реакций на примере образования фосгена.
29. Дать оценку разветвленным цепным реакциям. Определить понятие полуострова воспламенения.
30. Дать оценку основным стадиям фотохимической реакции. Определить законы фотохимии.

31. Дать оценку понятию квантового выхода. Проанализировать типы фотохимических реакций. Определить отличия между темновыми и фотохимическими реакциями.
32. Проанализировать стадийный механизм и кинетику гомогенных каталитических реакций.
33. Проанализировать слитный механизм и кинетику гомогенных каталитических реакций на примере распада пероксида водорода по Шпитальскому.
34. Дать оценку основным стадиям гетерогенного каталитического процесса. Обосновать причины протекания процесса в кинетической и диффузионной областях.
35. Проанализировать характерные черты гетерогенного катализа (средство и селективность катализатора, смешанные катализаторы, явления отравления и промотирования катализатора).
36. Обосновать причины активации в гетерогенных каталитических процессах на примере профилей путей некаталитической гомогенной и каталитической гетерогенной реакций. Определить понятия истинной и кажущейся энергий активации.
37. Проанализировать кинетику гетерогенных каталитических реакций в статических условиях. Обосновать причины появления кажущихся порядков реакции.
38. Вывести взаимосвязь истинной и кажущейся энергий активации гетерогенных химических реакций.
39. Доказать наличие активных центров в гетерогенных катализаторах (явления адсорбции и отравления катализатора, теория активных центров Тейлора).
40. Определить основные положения мультиплетной теории катализа Баландина и теории активных ансамблей Кобозева.
41. Дать оценку катализаторам на носителях и адсорбционным катализаторам. Проанализировать каталитические свойства переходных металлов.
42. Определить понятия ферментативного катализа и фермента. Проанализировать классификацию ферментов. Оценить влияние внешних факторов на активность фермента.
43. Проанализировать кинетику ферментативной реакции типа
- $$S + E \xrightleftharpoons[k_{-1}]{k_1} ES \xrightarrow{k_2} P + E$$
- . Вывести уравнение Михаэлиса-Ментена и определить методы его проверки.

## Раздел «Электрохимия»

1. Сформулировать основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса и ее недостатки. Проанализировать основные параметры, характеризующие процесс диссоциации слабых электролитов (константа и степень диссоциации, изотонический коэффициент).
2. Дать краткую характеристику понятиям активности и коэффициента активности электролитов. В чем суть метода активностей?
3. Дать краткую характеристику понятию ионная сила раствора. Сформулировать эмпирический закон ионной силы Льюиса и Рендалла. Указать области его применения.
4. Сформулировать основные положения электростатической теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Дать краткую характеристику понятию ионной атмосферы. Представить I, II и III приближения теории Дебая-Хюккеля.
5. Дать определение понятию удельной электропроводности. Проанализировать ее зависимость от концентрации электролита и температуры. Представить метод измерения удельной электропроводности с использованием мостика Уитстона.
6. Дать определение понятию эквивалентная электропроводность. Проанализировать ее зависимость от концентрации электролита и разбавления раствора. Представить метод определения предельной эквивалентной электропроводности сильного электролита с использованием эмпирическое уравнение Кольрауша.
7. Вывести зависимость эквивалентной электропроводности электролита от подвижность ионов в растворе в виде уравнения закона Кольрауша. Дать определение понятию предельной подвижности ионов.
8. Проанализировать зависимость предельной подвижности иона от его радиуса (уравнение Стокса) и температуры (правило Вальдена-Писаржевского).
9. Объяснить причины аномальной подвижности ионов гидроксония и гидроксила. Дать определение понятию эстафетного механизма проводимости.
10. Сформулировать основные положения теории Дебая-Хюккеля-Онзагера. В чем суть электрофоретического и релаксационного эффектов, приводящих к снижению эквивалентной электропроводности растворов электролитов? Каковы методы устранения этих тормозящих эффектов?
11. Дать характеристику понятию чисел переноса катиона и аниона. Проанализировать их зависимость от концентрации электролита и

температуры. Представить измерение чисел переноса методом Гитторфа и указать его недостатки.

12. Представить константу ионного равновесия и термодинамическую константу процесса диссоциации уксусной кислоты. Что такое ионное произведение воды? В чем отличие между термодинамической и концентрационной константами диссоциации?

13. Сформулировать закон разбавления Оствальда и вывести его уравнение в первой и второй формах. Представить способ проверки выполнимости данного закона.

14. Дать характеристику понятию двойного протолитического равновесия. Что такое истинная термодинамическая константа диссоциации?

15. Дать характеристику амфотерным электролитам. Что такое цвиттер-ионы? Объяснить, как достигается состояние изоэлектрической точки в растворах амфотерных электролитов?

16. Дать определение понятию электрохимического элемента. На примере обратимого элемента Даниэля-Якоби объяснить строение и принцип действия гальванического элемента. Что такое э.д.с. элемента? Знаки и сложение э.д.с. элементов в электрохимической цепи.

17. Дать определение понятию э.д.с. элемента. Охарактеризовать компенсационный метод измерения э.д.с. Что представляет собой нормальный элемент Вестона?

18. На примере обратимого элемента аргументировать применение II закона термодинамики к электрохимической цепи (уравнение Гиббса-Гельмгольца). Равновесие в электрохимической цепи (уравнение Нернста для э.д.с. обратимого элемента).

19. Объяснить механизм возникновения скачков потенциала на границе электрод/раствор. Что представляет собой ионный двойной электрический слой? Дать определение понятиям Гальвани- и Вольта-потенциалов. Представить модели строения границы электрод/раствор.

20. Дать краткую характеристику понятию электродного потенциала. Указать, от чего зависит величина и знак электродного потенциала? Представить зависимость электродного потенциала от концентрации раствора электролита в виде уравнения Нернста.

21. Представить краткую характеристику электродов I рода (привести соответствующие примеры). Что представляет собой основной электрод сравнения? Проанализировать зависимость потенциала водородного электрода от pH среды и давления водорода.

22. Представить краткую характеристику электродов II рода (привести соответствующие примеры). Что такое вспомогательный электрод

сравнения? Вывести зависимость потенциала каломельного электрода от концентрации хлорид-ионов в растворе.

23. Представить краткую характеристику окислительно-восстановительных электродов (привести соответствующие примеры). Вывести зависимость потенциала хингидронного электрода от pH среды.

24. Дать характеристику концентрационным элементам без переноса. Вывести уравнение зависимости э.д.с. элемента от активности растворов электролитов.

25. Охарактеризовать концентрационные элементы с переносом. Вывести уравнение собственно концентрационной э.д.с. элемента. Объяснить механизм возникновения диффузионного потенциала и способы его устранения.

26. Дать характеристику первичным источникам тока. На примере элемента Лекланше объяснить принцип действия батарейки.

27. Дать характеристику вторичным источникам тока. На примере свинцового и щелочного кадмиево-никелевого аккумуляторов объяснить принцип их действия.

28. Дать характеристику электрохимическим генераторам. На примере водородно-кислородного топливного элемента объяснить принцип их действия.

29. Охарактеризовать работу гальванического элемента в режиме электролизера? Дать определение понятию процесса электролиза. Каковы его основные стадии? Выведите уравнения для плотности тока как меры скорости электрохимической реакции на аноде и катоде. Что такое коэффициенты переноса?

30. Дать характеристику понятию тока обмена. Поляризация электродов и ее причины. Что такое идеально поляризуемый электрод?

31. Дать краткую характеристику понятию электрохимическая поляризация. Вывести уравнение Тафеля для зависимости плотности тока от анодного перенапряжения на металле.

32. Каковы основные стадии восстановления иона гидроксония до молекулярного водорода? В чем причины возникновения водородного перенапряжения? Дать краткую характеристику теориям водородного перенапряжения.

33. Дать краткую характеристику понятию концентрационной поляризации. Вывести уравнение катодной концентрационной поляризации в логарифмической и экспоненциальной формах. Объяснить механизм возникновения диффузионного тока.

## Основная литература

1. Основы физической химии: в 2 ч. Ч. 2. / В. В. Еремин, С. И. Каргов, И. А. Успенская и др. – Москва: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2017. – 583 с.
2. Физическая и коллоидная химия / под ред. А. П. Беляева. – 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 751 с.
3. Буданов В. В., Ломова Т. Н., Рыбкин В. В. Химическая кинетика : учебное пособие для вузов. – Санкт-Петербург [и др.] : Лань, 2014. – 283 с. :
4. Дамаскин Б. Б., Петрий О. А., Цирлина Г. А. Электрохимия : учебное пособие для вузов. – Санкт-Петербург [и др.] : Лань, 2015. – 670 с.
5. Физическая и коллоидная химия. Лабораторный практикум / под ред. С. Л. Белопухова. – Москва: Проспект, 2016. – 239 с.
6. Харитонов Ю. Я. Физическая химия: учебник для вузов. – Москва : ГЭОТАР-Медиа, 2013. — 608 с.

## Дополнительная литература

1. Экспериментальные методы физической химии. Лабораторный практикум / В. А. Рогов, А. А. Антонов, С. С. Арзуманов и др. – Долгопрудный: Интеллект, 2017. – 408 с.
2. Практикум по физической химии / под ред. В. В. Лунина. – Москва: КДУ, Университетская книга, 2017. – 244 с.
3. Электрохимические методы анализа. Лабораторный практикум / Л. К. Неудачина, Ю. С. Петрова, Н. В. Лакиза, Е. Л. Лебедева. – Москва: Изд-во «Юрайт»; Екатеринбург: Изд-во Урал. ун-та, 2019. – 133 с.
4. Практикум по физической химии. Кинетика и катализ. Электрохимия : учебное пособие для вузов / под ред. В. В. Лунина, Е. П. Агеева. — Москва : Академия, 2012. — 298 с.

Программа разработана на основании паспорта научной специальности **1.4.4 – Физическая химия** и соответствует позициям паспорта № 1, 2, 7–11.

Программа одобрена на заседании Ученого совета химического факультета, протокол № 4 от «25» апреля 2023 г.

Декан



Белый А.В.