

**Оценочные средства для проведения аттестации
по дисциплине «Химия»
для обучающихся 2025 года поступления
по образовательной программе
12.03.04 Биотехнические системы и технологии,
направленность (профиль) Клиническая инженерия
(бакалавриат),
форма обучения очная
2025- 2026 учебный год.**

1. Оценочные средства для проведения текущей аттестации по дисциплине

1.1. Оценочные средства для проведения аттестации на занятиях семинарского типа

Аттестация на занятиях семинарского типа включает следующие типы заданий: тестирование, решение ситуационных задач, контрольная работа, собеседование по контрольным вопросам, оценка освоения практических навыков (умений), написание и защита реферата, собеседование по контрольным вопросам, подготовка.

1.1.1. Примеры тестовых заданий

Проверяемые индикаторы достижения компетенции: ОПК-1.1.1; ОПК-3.1.1.

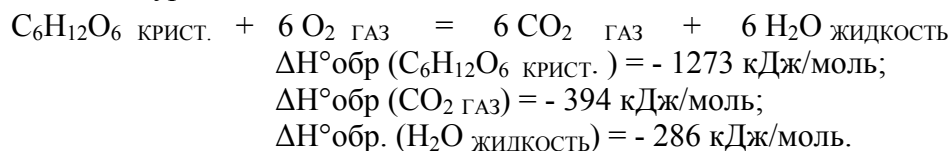
1. Химическая связь, образующаяся в результате перекрывания электронных орбиталей вдоль линии связи называется ...
 - а) сигма – связь
 - б) металлическая
 - в) тройная
 - г) ковалентная
2. Процесс выравнивания орбиталей по форме и энергии называется...
 - а) гибридизация
 - б) изомерия
 - в) гомология
 - г) валентность
3. Вид изомерии органических молекул...
 - а) структурная
 - б) циклическая
 - в) органическая
 - г) алифатическая
4. Структура белка, являющаяся последовательностью α -аминокислот в полипептидной цепи, называется...
 - а) первичная
 - б) насыщенная
 - в) ненасыщенная
 - г) ароматическая
5. Белки, выполняющие каталитическую функцию, это ...
 - а) ферменты
 - б) углеводы

- в) витамины
 - г) липиды
6. Аминокислотами называют вещества, которые содержат...
 - а) аминогруппу и карбоксильную группу
 - б) только аминогруппу
 - в) только карбоксильную группу
 - г) гидроксильную группу
 7. По своему химическому строению глюкоза является...
 - а) альдегидспиртом
 - б) алканом
 - в) кислотой
 - г) аминокислотой
 8. Основная функция глюкозы в клетках животных и человека...
 - а) источник энергии
 - б) передача наследственной информации
 - в) гормональная функция
 - г) защитная функция
 9. Укажите основные элементы, входящие в состав углеводов:
 - а) углерод, кислород, водород
 - б) углевод, азот
 - в) углевод, кислород, азот
 - г) кислород, азот
 10. ДНК выполняет функцию...
 - а) хранит генетическую информацию
 - б) является матрицей в синтезе белка
 - в) переносит нуклеиновые кислоты
 - г) запас питательных веществ

1.1.2. Примеры ситуационных задач

Проверяемые индикаторы достижения компетенции: ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1; ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1.

1. Женщина, «соблюдая фигуру», съела вне плана в составе торта 180 г глюкозы. Сколько времени она должна стирать белье (расход энергии 543 кДж/ч), чтобы полностью компенсировать излишества? Считать, что глюкоза полностью окисляется в организме по уравнению:



- 1) На основании какого закона проводятся термохимические расчеты?
- 2) Является ли процесс окисления глюкозы экзотермическим?
- 3) Является ли процесс окисления глюкозы эндотермическим?
- 4) Чему равна стандартная энтальпия окисления глюкозы?
- 5) Какое время пациентка должна затратить на стирку белья, чтобы компенсировать излишества?

2. У пациента обнаружен в крови спирт C_2H_5OH . Мог ли он образоваться в организме из CO_2 и H_2O , как утверждает пациент, если

$$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}(C_2H_5OH) = -278 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}(H_2O) = -286 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}(CO_2) = -394 \text{ кДж/моль}.$$

- 1) Напишите уравнение образования C_2H_5OH из CO_2 и H_2O ;
- 2) Напишите уравнение Гиббса;
- 3) Что называется стандартной энергией Гиббса образования вещества?
- 4) По какой формуле рассчитывают ΔG° реакции?
- 5) Происходит ли в организме самопроизвольное образование C_2H_5OH из CO_2 и H_2O ?

1.1.3. Примеры вариантов контрольной работы

Проверяемые индикаторы достижения компетенции: ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1; ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1

Вариант №1.

1. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ. Закон действующих масс. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.
2. Понятие о химической связи и механизме ее образования. Ковалентная связь и ее свойства: энергия, длина, насыщенность, направленность, полярность.
3. При сжигании 4,2 г железа с серой выделилось 1,74 ккал. Рассчитайте энтальпию образования сульфида железа FeS .
4. Определить $[H^+]$ и pH 10^{-2} М растворе азотистой кислоты. $K_{\text{дис.}} HNO_2 = 5,1 \cdot 10^{-4}$.

1.1.4. Примеры контрольных вопросов для собеседования

Проверяемые индикаторы достижения компетенции: ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1

Вопросы к итоговой работе №1

1. Титриметрический методы анализа, его сущность и методы. Требования, предъявляемые к реакциям, используемым в объемном анализе.
2. Кислотно-основное титрование. Фиксирование точки эквивалентности; кислотно-основные индикаторы.
3. Кривые титрования, применение кислотно-основного титрования на практике.
4. Комплексометрическое титрование. Титранты метода. Условия комплексометрического титрования. Способы комплексометрического титрования.
5. Устойчивость комплексонов металлов в водных растворах. Индикаторы комплексометрического титрования. Кривые комплексометрического титрования. Применение комплексометрического титрования.
6. Химическая термодинамика. Основные понятия и определения термодинамики: система, состояние, параметры и функции состояния.
7. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия, теплота, работа. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние элемента и вещества.
8. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Энтальпия химической реакции.
9. Второе начало термодинамики. Критерий самопроизвольности процессов в изолированных системах. Энтропия химической реакции.
10. Макро- и микросостояния системы. Энтропия. Уравнение Больцмана. Постулат Планка.

11. Энтропия вещества. Зависимость энтропии вещества от температуры, объема, агрегатного состояния. Энтропия образования вещества.
12. Энергия Гиббса. Объединенное уравнение первого и второго законов термодинамики. Критерий самопроизвольности процессов в закрытых системах.
13. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Термодинамические условия химического равновесия. Константа равновесия химической реакции, способы ее выражения. Химический потенциал.
14. Смещение химического равновесия при изменении внешних условий: концентрации, давления, температуры. Принцип Ле Шателье. Уравнение изотермы Вант-Гоффа.
15. Химическая кинетика: основные понятия, предмет изучения. Скорость химической реакции. Средняя и мгновенная скорость химической реакции. Кинетические кривые.
16. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ. Закон действующих масс. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.
17. Зависимость скорости реакции от давления и температуры. Уравнение Вант-Гоффа.
18. Молекулярность и порядок реакции. Моно-, би-, тримолекулярные реакции. Кинетические уравнения реакций нулевого и первого порядка.
19. Энергия активации. Теория активных соударений Аррениуса. Расчет энергии активации.
20. Сложные химические реакции: последовательные, параллельные, сопряженные и цепные реакции.
21. Фотохимические реакции, их роль в жизнедеятельности организма. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.
22. Основные положения квантовой механики. Понятие о волновой функции, электронном облаке и атомной орбитале. Уравнения Де-Бройля, Шредингера и принцип неопределенности Гейзенберга. Квантово-механическая модель атома.
23. Характеристики энергетического состояния электрона в системе квантовых чисел. Принцип Паули, принцип минимума энергии и правило Гунда. Их использование для объяснения последовательности заполнения электронных оболочек атома.
24. Понятие о химической связи и механизме ее образования. Ковалентная связь и ее свойства: энергия, длина, насыщаемость, направленность, полярность.
25. Метод валентных связей. Валентность атома и его координационно-насыщенное, валентно-насыщенное и валентно-ненасыщенное состояние.
26. Дипольный момент связи и ее поляризуемость. Ионная связь.
27. Понятие о гибридизации атомных орбиталей и виды гибридных состояний атома: sp^3 , sp^2 , sp , sp^3d^2 , sp^2d .
28. Водородная связь, механизм образования и ее роль в процессах ассоциации.
29. Ионное произведение воды и водородный показатель (рН). Реакция среды в растворах слабых кислот и оснований. Понятие об активной, потенциальной и общей кислотности.
30. Буферные системы, их классификация и механизм действия. Основное уравнение теории буферного действия: уравнение Гендерсона – Гассельбаха. Буферная емкость и ее определение. Буферные системы и регуляции кислотно-основного равновесия в организме.

31. Основные положения теории электролитической диссоциации. Теория сильных электролитов. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Расчет ионной силы растворов электролитов, коэффициента активности и активной концентрации ионов.
32. Коллигативные свойства растворов. Давление насыщенного пара растворителя над раствором (закон Рауля), температура кристаллизации и температура кипения раствора, осмос и осмотическое давление. Роль осмоса и осмотического давления в биологических системах.
33. Понятия о гетерогенных равновесных системах. Константа растворимости. Условия образования и растворения осадков. Гетерогенные процессы в живом организме.

1.2. Оценочные средства для самостоятельной работы обучающихся

Оценка самостоятельной работы включает в себя тестирование.

1.2.1. Примеры тестовых заданий с одиночным ответом

Проверяемые индикаторы достижения компетенции: ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1

01. Коллигативные свойства растворов – это:

- 1) свойства, которые не зависят от природы растворенного вещества, а зависят только от количества частиц
- 2) свойства, которые зависят от природы растворителя и растворенного вещества
- 3) свойства, которые зависят от температуры
- 4) свойства, которые не зависят от количества частиц

02. Повышение температуры кипения ΔT_k разбавленных растворов неэлектролитов прямо пропорционально:

- 1) молярной концентрации раствора
- 2) мольной доле растворителя
- 3) нормальной концентрации раствора
- 4) моляльной концентрации раствора

03. Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором нелетучего электролита равно:

- 1) молярной концентрации раствора
- 2) мольной доле растворителя
- 3) нормальной концентрации раствора
- 4) мольной доле растворенного вещества

04. Физиологический раствор:

- 1) раствор хлорида калия 5%
- 2) раствор хлорида натрия 10%
- 3) раствор хлорида натрия 0,9%
- 4) раствор хлорида кальция 1%

05. Осмотическое давление 0,75м раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$ при 25°C равно:

- 1) 3,0 мПа
- 2) 1,86 мПа
- 3) 2,5 мПа
- 4) 1,26 мПа

06. При какой температуре 1л раствора неэлектролита с молярной концентрацией 0,25М осмотическое давление будет равно 245кПа:

- 1) 129K
- 2) 117,9K
- 3) 139,7K

4) 110,5К

07. Раствор, в 100мл которого находится 3г вещества, обладает при 298К осмотическим давлением, равным 620,5 кПа. Определить молярную массу вещества.

1) 185г/моль

2) 119,7г/моль

3) 104,8г/моль

4) 156,3г/моль

08. Температура кипения воды повысится на ____градусов, если в 100г воды растворить 9г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ ($E = 0,516$).

1) 0,86К

2) 0,258К

3) 0,19К

4) 0,44К

1.2.2. Примеры тестовых заданий с множественным выбором и/или на сопоставление и/или на установление последовательности

Проверяемые индикаторы достижения компетенции: ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1

01. Истинным раствором называется

1) гомогенная равновесная система переменного состава, образованная из двух или более компонентов;

2) гомогенная система, состоящая не менее чем из 2-х веществ;

3) гетерогенная система, содержащая не менее двух компонентов;

4) однородная система, состоящая из молекул растворителя и частиц растворенного вещества, между которыми имеют место физикохимические взаимодействия;

5) разнородная система, состоящая из двух и более компонентов и продуктов их взаимодействия.

02. Растворитель – это

1) среда, в которой растворенные вещества равномерно распределены в виде молекул и ионов;

2) компонент раствора, находящийся в избытке и в том же агрегатном состоянии, что и сам раствор;

3) компонент раствора, находящийся в недостатке и в том же агрегатном состоянии, что и сам раствор.

03. По относительным количествам растворителя и растворенного вещества различают растворы

1) насыщенные;

2) разбавленные;

3) ненасыщенные;

4) пересыщенные;

5) концентрированные.

04. Растворимость зависит

1) от природы растворителя и растворяемого вещества;

2) от концентрации;

3) от температуры;

4) от времени;

5) от присутствия в растворе других веществ.

05. Вода – уникальный растворитель, что объясняется следующими её особенностями

- 1) высокой вязкостью;
- 2) высоким дипольным моментом;
- 3) высокой диэлектрической проницаемостью;
- 4) низкой теплоёмкостью;
- 5) низкой теплотой испарения.

06. Процесс сольватации молекул и ионов сопровождается

- 1) выделением тепла;
- 2) поглощением тепла;
- 3) постоянством внутренней энергии системы;
- 4) возрастанием внутренней энергии системы.

07. Изменение давление не влияет на растворимость в воде

- 1) газов;
- 2) жидкостей;
- 3) твердых веществ.

08. Способы выражения состава растворов

- 1) молярная концентрация;
- 2) моляльность;
- 3) фактор эквивалентности;
- 4) массовая доля;
- 5) растворимость.

2. Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации по дисциплине

Промежуточная аттестация проводится в форме зачета с оценкой.

Перечень вопросов для подготовки к промежуточной аттестации:

№	Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации	Проверяемые индикаторы достижения компетенций
1.	Титриметрический методы анализа, его сущность и методы.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
2.	Требования, предъявляемые к реакциям, используемым в объемном анализе.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
3.	Кислотно-основное титрование	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
4.	Фиксирование точки эквивалентности; кислотно-основные индикаторы.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
5.	Кривые титрования, применение кислотно-основного титрования на практике	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
6.	Комплексонометрическое титрование. Титранты метода.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
7.	Условия комплексонометрического титрования. Способы комплексонометрического титрования.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
8.	Кривые комплексонометрического титрования. Применение комплексонометрического титрования	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
9.	Химическая термодинамика. Основные понятия и определения термодинамики: система, состояние, параметры и функции состояния.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
10.	Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия,	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1

	теплота, работа.	
11.	Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние элемента и вещества.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
12.	Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
13.	Второе начало термодинамики. Критерий самопроизвольности процессов в изолированных системах.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
14.	Энтропия химической реакции. Макро- и микросостояния системы.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
15.	Уравнение Больцмана. Постулат Планка.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
16.	Энергия Гиббса. Объединенное уравнение первого и второго законов термодинамики.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
17.	Критерий самопроизвольности процессов в закрытых системах.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
18.	Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Термодинамические условия химического равновесия.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
19.	Константа равновесия химической реакции, способы ее выражения. Химический потенциал.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
20.	Смещение химического равновесия при изменении внешних условий: концентрации, давления, температуры.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
21.	Принцип Ле Шателье. Уравнение изотермы Вант-Гоффа.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
22.	Химическая кинетика: основные понятия, предмет изучения.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
23.	Скорость химической реакции. Средняя и мгновенная скорость химической реакции.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
24.	Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ. Закон действующих масс.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
25.	Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
26.	Зависимость скорости реакции от давления и температуры. Уравнение Вант-Гоффа.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
27.	Энергия активации. Теория активных соударений Аррениуса. Расчет энергии активации.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
28.	Сложные химические реакции: последовательные, параллельные, сопряженные и цепные реакции.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
29.	Фотохимические реакции, их роль в жизнедеятельности организма.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
30.	Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
31.	Основные положения квантовой механики. Понятие о волновой функции, электронном облаке и атомной орбитале..	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
32.	Уравнения Де-Бройля, Шредингера и принцип неопределенности Гейзенберга	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
33.	Характеристики энергетического состояния электрона в системе квантовых чисел.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
34.	Принцип Паули, принцип минимума энергии и правило Гунда.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
35.	Понятие о химической связи и механизме ее образования. Ковалентная связь .	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
36.	Свойства ковалентной связи: энергия, длина, насыщаемость, направленность, полярность.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
37.	Метод валентных связей. Валентность атома и его координационно-насыщенное, валентно-насыщенное и валентно-ненасыщенное состояние.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1

38.	Дипольный момент связи и ее поляризуемость. Ионная связь.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
39.	Водородная связь, механизм образования и ее роль в процессах ассоциации.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
40.	Ионное произведение воды и водородный показатель (рН).	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
41.	Реакция среды в растворах слабых кислот и оснований.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
42.	Понятие об активной, потенциальной и общей кислотности.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
43.	Буферные системы, их классификация и механизм действия.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
44.	Основное уравнение теории буферного действия: уравнение Гендерсона – Гассельбаха.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
45.	Буферная емкость и ее определение.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
46.	Буферные системы и регуляции кислотно-основного равновесия в организме.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
47.	Основные положения теории электролитической диссоциации.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
48.	Теория сильных электролитов. Расчет ионной силы растворов электролитов, коэффициента активности и активной концентрации ионов.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
49.	Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
50.	Коллигативные свойства растворов. Давление насыщенного пара растворителя над раствором (закон Рауля),	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
51.	Коллигативные свойства растворов. Температура кристаллизации и температура кипения раствора.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
52.	Коллигативные свойства растворов. Осмос и осмотическое давление.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
53.	Роль осмоса и осмотического давления в биологических системах.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
54.	Понятия о гетерогенных равновесных системах. Константа растворимости.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
55.	Условия образования и растворения осадков. Гетерогенные процессы в живом организме.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
56.	Изучение химических показателей природной родниковой воды в источниках Волгоградской области.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
57.	Электродные потенциалы и механизм их возникновения. Уравнение Нернста. Обратимые электроды 1- и 2-го рода.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
58.	Редокс-электроды. Уравнение Петерса. Диффузионный, мембранный потенциал и их роль в генерации биопотенциалов.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
59.	Понятие процесса коррозии. Классификация видов коррозии.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
60.	Сущность химической коррозии и электрохимической коррозии.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
61.	Способы защиты от коррозии.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
62.	Электронные эффекты в молекулах: виды и механизм передачи.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
63.	Кислотность и основность органических соединений. Типы кислот Бренстеда (СН; NH; SH; OH-кислоты). Основания Бренстеда.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
64.	Аминокислоты. Строение, изомерия, номенклатура. Особенности строения природных аминокислот.	ОПК-1.1.1, ОПК-1.2.1, ОПК-1.2.2, ОПК-1.3.1,

	Изоэлектрическая точка.	ОПК-1.3.2, ОПК-1.3.3
65.	Химические свойства аминокислот.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
66.	Качественные реакции на аминокислоты, пептиды, белки (цветные реакции).	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1 ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1
67.	Образование и строение пептидов. Понятие о первичной структуре белка.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
68.	Вторичная и третичная структура белков.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
69.	Углеводы. Классификация и биологическая роль углеводов (с примерами).	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
70.	Моносахариды. Строение.стереоизомерия и таутомерия моносахаридов.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
71.	Моносахариды. Классификация и химические свойства.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
72.	Олигосахариды. Строение дисахаридов: мальтозы, лактозы, сахарозы.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
73.	Восстанавливающие и невосстанавливающие дисахариды: химические свойства, биологическая роль.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
74.	Полисахариды. Крахмал, целлюлоза, гликоген. Строение и биологическая роль.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
75.	Нуклеотиды. Строение нуклеозидов: моно-, ди-, трифосфатов. Характер связи нуклеофильного основания с углеводным остатком.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
76.	Гидролиз нуклеотидов. Нуклеотидный состав ДНК и РНК. Первичная структура ДНК и РНК. Биологическая роль.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
77.	Дисперсные системы, классификация. Природа коллоидного состояния. Получение и очистка коллоидов.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
78.	Молекулярно-кинетические свойства коллоидных растворов (диффузия, броуновское движение, осмос).	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
79.	Оптические свойства (рассеяние света, цвет, ультрамикроскопия).	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
80.	Дисперсные системы. Строение двойного электрического слоя. Мицелла, гранула, ядро.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
81.	Коагуляция и определение её порога. Медленная и быстрая коагуляция. Правило Шульце – Гарди.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
82.	Теория коагуляции ДЛФО. Коагуляция смесями электролитов и взаимная коагуляция.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1
83.	Коллоидная защита. Пептизация.	ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1

Промежуточная аттестация включает следующие типы заданий: оценка освоения практических навыков (умений)

2.1. Примеры заданий по оценке промежуточной аттестации (зачет с оценкой)

Проверяемые индикаторы достижения компетенции: ОПК-1.1.1; ОПК-1.2.1; ОПК-3.1.1; ОПК-3.2.1.

1. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Термодинамические условия химического равновесия. Константа равновесия химической реакции, способы ее выражения. Химический потенциал.
2. Полисахариды. Крахмал, целлюлоза, гликоген. Строение и биологическая роль.
3. На нейтрализацию 31 см^3 0,16 н. раствора щелочи требуется 217 см^3 раствора H_2SO_4 . Чему равны нормальность и титр раствора H_2SO_4 ?

В полном объеме фонд оценочных средств по дисциплине доступен в ЭИОС ВолгГМУ по ссылке(ам):

<https://elearning.volgmed.ru/course/view.php?id=10861>

Рассмотрено на заседании кафедры химии, протокол от 30.05.2025 г. № 10.

Заведующий кафедрой химии,

д.х.н., профессор



А.К. Брель