

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Калининградский филиал
Федерального государственного бюджетного образовательного учреждения
Высшего профессионального образования
«Санкт-Петербургский государственный аграрный университет»

Кафедра
животноводства



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

«Химия»

Направление подготовки бакалавра
36.03.02 Зоотехния
(код и наименование направления подготовки бакалавра)

Форма(ы) обучения
очная, заочная

Полесск, 2016

1 Цели освоения дисциплины (модуля)

Целями освоения дисциплины (модуля) являются:

- формирование комплекса знаний об основных теоретических представлениях, на которых базируется химическая наука, а также с избранными разделами неорганической, аналитической и органической химии. Эти знания необходимы будущему специалисту при рассмотрении физико-химической сущности и механизма процессов, происходящих в почве, природных и технологических средах, а также в живых организмах.

2 Место дисциплины в структуре ОП ВО

2.1 Учебная дисциплина (модуль) **Б1.Б.6 Химия** относится к блоку дисциплин базовой части и является обязательной для изучения обучающимися по направлению подготовки **36.03.02 Зоотехния**.

2.2 Для изучения данной учебной дисциплины (модуля) необходимы следующие знания, умения и навыки, формируемые предшествующими дисциплинами:

«Физика», «Математика».

Знания: основные понятия химии и закономерности протекания химических и физико-химических процессов в системах различной компонентности;

- определение электролитической проводимости растворов основные положения атомно-молекулярного учения;

- фундаментальные понятия и законы химии;

- знать особенности разных видов химических связей между атомами;

- типы химических реакций;

- классы простых и сложных неорганических соединений;

- химию элементов и их соединений;

- периодическую систему и строение атомов элементов;

- концентрации растворов;

- окислительно-восстановительные реакции;

- гидролиз солей;

- электродных потенциалов и электродвижущих сил;

- основы кинетики и химической термодинамики;

- факторы, влияющие на состояние химического равновесия;

Умения: самостоятельной работы с учебной, научной и справочной литературой; вести поиск и делать обобщающие выводы;

- пользоваться справочной литературой;

- предсказывать свойства соединений;

- учитывая их принадлежность к определенному классу;

- прогнозировать протекание несложных химических реакций;

- характеризовать любой химический элемент с точки зрения строения его атома;

- валентных возможностей;

- реакционной способности и т. д.;

- определять: химическую формулу вещества;

- атомные и молекулярные массы;

- массовые доли и т. д.,

- уметь классифицировать, писать, называть химические элементы и их соединения;

- уметь владеть техникой лабораторных работ

Навыки:

- безопасной работы в химической лаборатории и умение обращаться с химической посудой, реактивами, электрическими приборами.

- выполнения основных химических лабораторных операций;

2.3 Перечень последующих учебных дисциплин, для которых необходимы знания, умения и навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:

- Биохимия;

-Кормление животных;

-Зоогигиена;

-Физиология животных;

3 Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (модуля)

общекультурными компетенциями (ОК):

-способностью работать в коллективе, толерантно воспринимая социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия (ОК-6);

-способностью к самоорганизации и самообразованию (ОК-7);

обще профессиональных (ОПК):

-способностью использовать достижения науки в оценке качества кормов и продукции, в стандартизации и сертификации племенных животных (ОПК-4);

-способность использовать правила техники безопасности, производственной санитарии, пожарной безопасности и норм охраны труда (ОПК-6);

профессиональных (ПК):

-способностью использовать физиолого-биохимические методы мониторинга обменных процессов в организме животных (ПК-4);

профессиональными компетенциями (ПК):

информационно-аналитическая деятельность

-способностью применять современные методы исследований в области животноводства (ПК-20);

-готовностью к участию в проведении научных исследований, обработке и анализу результатов исследований (ПК-22).

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

- основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов;
- особенности химической связи в различных химических соединениях;
- свойства важнейших классов неорганических, органических соединений во взаимосвязи с их строением и функциями и способы их получения;
- методы химического анализа для выделения, очистки, идентификации соединений;
- свойства различных дисперсных систем и растворов биополимеров;
- химию биоорганических соединений и использование биологически активных веществ в сельском хозяйстве;
- краткие исторические сведения о развитии химии, роль российских ученых в развитии химических наук.

Уметь: составлять уравнения химических реакций для веществ разных классов;

- подготовить и провести химический эксперимент по изучению свойств и по идентификации различных классов химических веществ, ряда природных объектов;
- определять физико-химические константы веществ;
- использовать необходимые приборы и лабораторное оборудование при проведении исследований;

- осуществлять подбор химических методов и проводить исследования в соответствии с профессиональными компетенциями, проводить обработку результатов эксперимента и оценивать их в сравнении с литературными данными;
- интерпретировать результаты исследований;
- использовать теоретические знания и практические навыки, полученные при изучении дисциплины химия, для решения соответствующих профессиональных задач в области агрономии.

Владеть:

- современной химической терминологией;
- основными навыками обращения с лабораторным оборудованием, осуществлять на практике анализ и идентификацию растительных природных веществ.

4 Структура и содержание дисциплины (модуля)

Общая трудоемкость дисциплины составляет 6 зачетные единицы, 216 часов.

Содержание дисциплины (модуля)

№ раздела	Наименование раздела	Содержание раздела	Вид учебной работы	Количество часов	
				очная форма обучения	заочная форма обучения
1	2	3	4	5	6
1	Неорганическая химия Введение. Основные законы химии	Предмет, задачи и методы химии. Химические дисциплины в системе медицинского образования. Атомно-молекулярное учение, основные законы химии. Атом, молекула, атомная и молекулярная масса. Химический элемент. Количество вещества, моль, молярная масса. Стехиометрические законы химии.	Л ЛР СРС		
2	Строение атома и химическая связь	Квантово-механическая модель атома. Характеристики энергетического состояния электрона системой квантовых чисел. Основное и возбужденное состояние атома.	Л ЛР СРС		

		<p>Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева в свете квантово-механической теории строения атомов; s -, p -, d -, f - элементы.</p> <p>Развитие представлений о природе химической связи. Виды химической связи (ионная, ковалентная, металлическая). Метод валентных связей. Основные характеристики связи. Химическая связь и геометрия молекул. Водородная связь. Межмолекулярное взаимодействие</p>			
3	Основные понятия термодинамики.	<p>Предмет и методы химической термодинамики. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики. Основные понятия термодинамики. Внутренняя энергия, работа и теплота. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования, стандартная энтальпия сгорания. Закон Гесса. Термохимические процессы. Применение первого начала термодинамики к биосистемам.</p> <p>Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Энтропия. Энергия Гиббса. Химический потенциал. Прогнозирование</p>	Л ЛР СРС		

		<p>направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах.</p> <p>Термодинамические условия равновесия. Роль энтальпийного и энтропийного факторов. Стандартная энергия образования Гиббса.</p>			
4	<p>Элементы химической кинетики.</p> <p>Химическое равновесие</p>	<p>Предмет и основные понятия химической кинетики. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Скорость реакции, средняя скорость реакции в интервале, истинная скорость.</p> <p>Классификация реакций: реакции гомогенные, гетерогенные и микрогетерогенные; простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные, цепные</p> <p>Зависимость скорости реакции от концентрации. Молекулярность и порядок реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов. Понятие о теории активных соударений.</p> <p>Энергетический профиль реакции; энергия активации; уравнение Аррениуса. Роль стерического фактора. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль</p>	<p>Л</p> <p>ЛР</p> <p>СРС</p>		

		<p>каталитической реакции. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа химического равновесия, кинетический и термодинамический аспекты. Уравнение изотермы и изобары химической реакции. Прогнозирование смещения химического равновесия.</p>			
5	Общие свойства растворов.	<p>Природа растворов. Способы выражения концентрации растворов. Зависимость растворимости веществ в воде от соотношения гидрофильных и гидрофобных свойств; влияние внешних условий на растворимость. Термодинамика растворения. Понятие об идеальном растворе. Растворимость газов. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от различных факторов. Законы Генри и Дальтона. Влияние электролитов на растворимость газов. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Закон Рауля и следствия из него: понижение температуры замерзания раствора и повышение температуры кипения раствора. Осмос, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.</p>	<p>Л ЛР СРС</p>		
6	Теория электролитической диссоциации.	<p>Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации, изотонический коэффициент. Константа ионизации слабого электролита. Закон разведения Оствальда.</p>	<p>Л ЛР СРС</p>		

		<p>Активность и коэффициент активности ионов.</p> <p>Осмотическое свойства растворов электролитов.</p> <p>Роль осмоса в биологических системах.</p> <p>Водородный и гидроксильный показатели.</p> <p>Расчет рН водных растворов сильных и слабых электролитов.</p> <p>Гетерогенные равновесия в растворах электролитов.</p> <p>Произведение растворимости.</p> <p>Произведение растворимости. Ионное произведение. Условия образования и растворения осадков.</p>			
7	Окислительные и восстановительные процессы	<p>Степень окисления элемента. Окислитель и восстановитель, окисление и восстановление.</p> <p>Окислительно-восстановительные равновесия и процессы.</p> <p>Механизм возникновения электродного и окислительно-восстановительного потенциалов. Уравнение Нернста. Сравнительная сила окислителей и восстановителей.</p> <p>Прогнозирование направления протекания окислительно-восстановительных процессов по величинам потенциалов. супероксид-иона</p>	Л ЛР СРС		
8	Аналитическая химия Теоретические основы аналитической химии	<p>Химическое равновесие в гомогенных системах.</p> <p>Комплексные соединения в химическом анализе.</p> <p>Окислительно-восстановительные реакции в химическом анализе.</p>	Л ЛР СРС		

	ой химии	Хиическое равновесие в гетерогенных системах. Коллоидные растворы в химическом анализе.			
9	Качественны й химический анализ	Основные принципы качественного анализа. Лабораторное оборудование и техника полумикроанализа. Аналитические группы катионов. Первая аналитическая группа катионов. Вторая аналитическая группа катионов. Третья аналитическая группа катионов. Реакции обнаружения анионов.	Л ЛР СРС		
10	Количествен ный анализ.	Предмет и методы количественного анализа. Лабораторное оборудование в количественном анализе. Гравиметрический анализ. Титриметрический анализ. Методы кислотно-основного титрования. Методы осадительного титрования. Комплексонометрическое титрование. Перманганатометрическое титрование. Бихроматометрическое титрование. Иодометрическое титрование.	Л ЛР СРС		
11	Физико-химические методы анализа.	Общая характеристика инструментальных методов анализа. Абсорбционный фотометрический анализ. Абсорбционный спектрфотометрический анализ. Атомно-абсорбционный анализ. Эмиссионный аламенно-фотометрический анализ. Рефрактометрический анализ.	Л ЛР СРС		

		Поляриметрический анализ. Потенциометрический анализ. Хроматографический анализ. Хроматомасс-спектрометрический анализ. Радиометрический анализ.			
12	Органическая химия. Теория строения органических соединений А.М.Бутлерова	Строение атома углерода. Валентные состояния атома углерода. Гибридизация. Типы гибридизации. Строение органических соединений. Классификация органических соединений. Номенклатура органических соединений. Изомерия органических соединений. Методы исследования органических соединений.	Л ЛР СРС		
13	Реакции органических соединений.	Типы реакции в органической химии. Методы исследования реакции органической химии. Механизмы реакции органической химии. Взаимное влияние функциональных групп в органических соединениях.	Л ЛР СРС		
14	Углеводороды	Алканы. Алкены. Алкадиены. Алкины. Циклоалканы. Ароматические соединения. Галогенпроизводные углеводородов.	Л ЛР СРС		
15	Кислородные соединения.	Спирты. Многоатомные спирты. Фенолы. Енолы. Альдегиды. Кетоны. Простые эфиры. Карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры.	Л ЛР СРС		
16	Углеводы.	Углеводы. Их классификация и	Л ЛР		

		значение. Моносахариды. Глюкоза. Фруктоза. Дисахариды. Олигосахариды. Восстанавливающие не восстанавливающие дисахариды. Полисахариды. Крахмал. Целлюлоза.	СРС		
17	Азотсодержащие соединения.	Амины. Аминокислоты. Белки. Нуклеиновые кислоты.	Л ЛР СРС		
18	Биологические и активные вещества.	Витамины. Ферменты. Гормоны. Лекарства. Пестициды. Гербициды. Инсектециды. Фунгициды.	Л ЛР СРС		

К видам учебной работы отнесены: лекции, консультации, семинары, практические занятия, лабораторные работы, контрольные работы, коллоквиумы, самостоятельная работа, научно-исследовательская работа, практики, курсовое проектирование (курсовая работа).

Структура дисциплины (модуля)
очная форма обучения

Виды работ	1 семестр	2 семестр	Всего, часов
Общая трудоемкость	72	144	216
Аудиторная работа:	36	54	90
<i>Лекции (Л)</i>	18	16	34
<i>Лабораторные работы (ЛР)</i>	18	38	56
Самостоятельная работа:	36	54	90
<i>Реферат (Р)</i>	4	6	10
<i>Самостоятельное изучение разделов</i>	6	12	18
<i>Контрольная работа (К)</i>	12	16	28
<i>Подготовка и сдача экзамена</i>	14	20	34
Вид итогового контроля (зачет, экзамен)	Зачёт	Экзамен/36	Экзамен/36

Структура дисциплины (модуля)
заочная форма обучения

Виды работ	1 семестр	2 семестр	Всего, часов
Общая трудоемкость	110	93	216
Аудиторная работа:	10	12	12
<i>Лекции (Л)</i>	4	4	8

Виды работ	1 семестр	2 семестр	Всего, часов
<i>Лабораторные работы (ЛР)</i>	6	8	14
Самостоятельная работа:	100	81	181
<i>Реферат (Р)</i>	10	10	20
<i>Самостоятельное изучение разделов</i>	23	23	46
<i>Контрольная работа (К)</i>	15	15	30
<i>Подготовка и сдача экзамена</i>	16	16	32
Вид итогового контроля (зачет, экзамен)	Зачёт	Экзамен/13	Экзамен/13

5 Образовательные технологии

Интерактивные образовательные технологии, используемые в аудиторных занятиях

№ семестра	Вид занятия (Л, ПР, ЛР)	Используемые интерактивные образовательные технологии	Количество часов
1	2	3	4
1	Л	Каждая лекция заканчивается контрольным вопросом в письменной форме с последующим обсуждением в группах	-
	ЛР	разбор конкретных ситуаций, работа в малых группах	-
		ИТОГО	-
1	Л	Каждая лекция заканчивается контрольным вопросом в письменной форме с последующим обсуждением в группах	-
	ЛР	разбор конкретных ситуаций, работа в малых группах	-
		ИТОГО	-

6 Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся

Формы контроля: текущий и промежуточный контроль.

Текущий контроль осуществляется при проведении практических занятий с отчетом о выполнении заданий.

Оценочные средства в виде контрольных вопросов, заданий, комплексных заданий, образцов тестов для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины, а также для контроля самостоятельной работы обучающегося по отдельным разделам дисциплины.

Нормативными документами учета успеваемости студентов является ведомость учета текущей успеваемости.

В соответствии с учебным планом предусмотрен зачёт/Экзамен 1-2 семестре.

Интерактивные образовательные технологии, используемые в аудиторных занятиях

5. Образовательные технологии

В процессе освоения дисциплины «Химия» используются следующие образовательные технологии:

Стандартные методы обучения:

- Лекции;
- Семинарские занятия,
- Решение задач;
- Обсуждение докладов;
- Компьютерные занятия;
- Письменные домашние работы;
- Консультации преподавателей.

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации

Формы контроля.

Текущий контроль:

- письменные домашние задания;
- индивидуальные проекты;
- тестирование по отдельным разделам дисциплины.

Итоговый контроль

- Экзамен

Содержание экзаменационного задания:

1. Теоретический вопрос
2. Теоретический вопрос
3. Задача

Примерный перечень вопросов на зачет 1 семестра.

1. Атомно-молекулярное учение. Основные законы химии.
2. Атом, молекула. Атомная и молекулярная масса. Моль. Молярная масса.
3. Эквивалент. Закон эквивалентов.
4. Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава.
5. Закон кратных отношений.
6. Газовые законы, молярный объем. Стехиометрические законы. Химическое уравнение.
7. Периодический закон. Структура таблицы элементов. Система элементов. Закономерное изменения свойств элементов и их соединений.
8. Периодический закон в свете теории строения атома.
9. Химическая связь и строение молекул.
10. Типы кристаллических решеток. Свойства веществ с различным типом кристаллических решеток.
11. Термодинамические функции: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, свободная энергия
12. Первый и второй законы термодинамики.
13. Закон Гесса и его следствия.
14. Термохимические расчеты. Направление протекания химических реакций.
15. . Скорость химических реакций. Энергия активации, активные молекулы
16. Закон действующих масс, закон Вант-Гоффа, катализ.
17. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье.
18. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость.

19. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Законы Вант-Гоффа и Рауля.
20. Растворы электролитов. Изотонический коэффициент.
21. , степень диссоциации, константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
22. Ионные равновесия в растворах – гомогенные и гетерогенные.
23. Диссоциации воды, водородный показатель.
24. Гидролиз солей. Произведение растворимости.
25. Окислительно-восстановительные реакции, их виды
26. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.
27. Электродный потенциал, количественная оценка окислительной и восстановительной способности веществ.
28. Понятие электродного потенциала. Уравнение Нернста.
29. Гальванический элемент. Электролиз.
30. Химическая и электрохимическая коррозия.

Примерный перечень вопросов на экзамен 2 семестра

Аналитическая химия

1. Аналитическая химия и химический анализ. Задачи аналитической химии в биологии и медицине. Основные разделы современной аналитической химии. Классификация. Основные понятия химического анализа.
2. Аналитические признаки веществ и аналитические реакции. Классификация и характеристика аналитических реакций. Чувствительность, специфичность и селективность. Методы обнаружения веществ. Мешающее влияние ионов.
3. Качественный химический анализ. Классификация методов (дробный, систематический анализ). Основные понятия в качественном анализе. Аналитические эффекты. Аналитическая классификация катионов (сульфидная, кислотнo-основная). Преимущества и недостатки любой классификации.
4. Аналитическая классификация анионов. Основные аналитические реакции анионов различных групп.
5. Понятие пробы. Виды проб. Отбор средней пробы жидкости, твердого тела и газообразной массы пробы. Подготовка образца к анализу.
6. Сильные и слабые электролиты. Концентрация ионов в растворе. Активность электролитов и ионов. Ионная сила растворов электролитов.
7. Применение закона действующих масс в аналитической химии. Основные типы равновесий, применяемых в анализе. Константы равновесий для различного типа реакций.
8. Протолитическое равновесие. Протолитическая теория кислот и оснований. pH водных растворов. Константа кислотности и основности.
9. Протолитическое равновесие в буферных растворах. Значение pH в буферных растворах. Буферная ёмкость, буферное действие. Использование буферных систем в фармацевтическом анализе.
10. Протолитическое равновесие в неводных растворах. Классификация растворителей. Константа автопротолиза. Сила кислот и оснований в неводных растворах. Применение неводных растворителей в анализе.
11. Окислительно-восстановительные системы. Типы окислительно-восстановительных электродов и их потенциалов.
12. Вывод константы равновесия окислительно-восстановительной реакции. Использование окислительно-восстановительных реакций в аналитической химии.
13. Гетерогенные равновесные системы. Растворимость и произведение растворимости, взаимосвязь между ними. Условия образования осадков. Дробное осаждение.

14. Влияние различных факторов на растворимость осадков (температура, природа растворителя, солевого эффекта, pH, присутствия комплексообразователей, окислителей и восстановителей). Использование гетерогенных равновесных систем в аналитической химии.
15. Общая характеристика комплексных систем. Равновесия в растворах комплексных соединений. Константа устойчивости и нестойкости.
16. Влияние различных факторов на комплексообразование в растворах (pH, концентрация реагентов, добавки посторонних ионов, ионная сила, температура). Маскирующие комплексообразователи (тиомочевина, гидроксиламин, лимонная и щавелевая кислота и др.) Роль маскирующих комплексообразователей в анализе.
17. Методы разделения и концентрирования веществ. Классификация и краткая характеристика этих методов (испарение, озоление, осаждение, соосаждение, кристаллизация, экстракция, адсорбция, хроматография).
18. Теория экстракционных методов. Экстракционное равновесие. Закон распределения Нернста-Шилова. Константа распределения. Коэффициент распределения.
19. Хроматография. Сущность метода. Классификация хроматографических методов анализа. Адсорбционная и осадочная хроматография, применение в фармации.
20. Применение физических и физико-химических методов для идентификации веществ в качественном анализе.
21. I и II аналитическая группа катионов. Групповые реагенты. Характерные реакции на ионы: Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+} .
22. III и IV аналитическая группа катионов. Групповые реагенты. Характерные реакции на катионы: Ca^{2+} , Ba^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} , Sn(II) , Sn(IV) .
23. Анализ смесей катионов I – III аналитических групп.
24. V и VI аналитическая группа катионов. Групповые реагенты. Характерные реакции на катионы: Mg^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Bi^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Mg^{2+} .
25. Количественный анализ. Классификация методов. Требования, предъявляемые к реакциям в количественном анализе. Роль и значение количественного анализа в фармации.
26. Источники погрешностей анализа. Правильность и воспроизводимость результатов количественного анализа. Классификация погрешностей. Систематическая погрешность, случайная погрешность. Оценка правильности результатов анализа. (Использование стандартных образцов).
27. Статистическая обработка и представление результатов количественного анализа. Среднее значение определяемой величины, случайные отклонения, дисперсия, доверительный интервал.
28. Сущность титриметрического метода анализа. Классификация методов.
29. Требования к реакциям в титриметрических методах анализа.
30. Приготовление и стандартизация растворов. Титранты, рабочие растворы.
31. Кислотно-основное титрование. Сущность данного метода. Реакции, используемые в данном методе, требования к ним.
32. Точка эквивалентности в титровании, ее фиксация с помощью индикаторов.
33. Индикаторные ошибки. Теории кислотно-основных индикаторов, зона и точка перехода окраски индикаторов.
34. Кривые кислотно-основного титрования, их расчёт и построение. (Три типа кривых: титрование сильной кислоты сильным основанием, титрование слабой кислоты сильным основанием, титрование слабого основания сильной кислотой).
35. Окислительно-восстановительное титрование. Сущность, классификация. Основные требования к реакциям.
36. Индикаторы в окислительно-восстановительном титровании. Интервал перехода окраски. Механизм их действия.

37. Перманганометрия. Сущность метода. Приготовление и стандартизация титрантов. Реакции перманганата в различных средах (рН).
38. Иодометрия. Сущность метода, титранты, индикаторы.
39. Дихроматометрия. Сущность метода. Титранты, индикаторы. Применение.
40. Расчеты навесок, концентраций и титра растворов в титриметрических методах анализа.
41. Гравиметрический метод анализа. Сущность. Ход определения. Расчёт массы анализируемой пробы, Расчёт объема осадителя. Преимущества и недостатки. Применение.
42. Аргентометрическое титрование. Сущность. Титранты, их приготовление и стандартизация. Классификация аргентометрических методов. Метод Мора, сущность, индикаторы, применение.
43. Понятие о комплексонометрическом методе титрования. Сущность, требования к реакциям. Комплексоны, состав, свойства, механизм их действия.
44. Титрование в неводных средах. Титранты, индикаторы, применение.
45. Инструментальные методы анализа. Классификация, преимущества по сравнению с титриметрическими и другими методами анализа.
46. Оптические методы. Классификация. Сущность. Закон светопоглощения Бугера – Ламберта – Бера.
47. Методы колориметрии и фотокolorиметрии. Сущность методов. Достоинства и недостатки. Применение в фармацевтическом анализе.
48. Спектрофотометрия. Сущность метода. Достоинства и недостатки. Применение в фармации.
49. Количественный фотометрический анализ. Сущность метода. Условия проведения анализа (выбор фотометрической реакции, длины волны, концентрации раствора, длины кюветы).
50. Определение концентрации анализируемого вещества: Метод градуировочного графика, метод одного стандарта, метод добавки стандарта. Методы определения концентраций нескольких веществ при их совместном присутствии.
51. Полярографический анализ. Общие понятия. Принцип метода. Полярографические кривые. Потенциал полуволны. Связь диффузионного тока с концентрацией.
52. Количественный полярографический анализ: определение концентрации анализируемого вещества методом градуировочного графика, методом добавок, методом стандартных растворов. Применение полярографии.

Органическая химия

1. Определение органической химии. Теория строения А.М.Бутлерова.
2. Классификация органических соединений по строению углеродного скелета и по природе функциональной группы.
3. Изомерия органических молекул. Виды изомерии: структурная и пространственная.
4. Номенклатура органических соединений.
5. Типы химических связей в органических соединениях: ковалентная, ионная, водородная. Ковалентная связь; механизм ее образования: обменный и донорно-акцепторный. Характеристики и свойства ковалентной связи.
6. Гибридизация орбиталей атома углерода. Типы гибридизации. Ковалентные σ - и π -связи. Строение двойных ($C=C$) и тройных ($C\equiv C$) связей, их основные свойства (длина, энергия).
7. Взаимное влияние атомов в молекулах органических соединений и способы его передачи. Индуктивный эффект.

8. Сопряжение (σ, π - и π, π -сопряжение). Сопряженные системы с открытой и замкнутой цепью, их энергия.
9. Мезомерный эффект. Электронодонорные и электроноакцепторные заместители.
10. Кислотность и основность органических соединений. Теории Бренстеда и Льюиса. Типы органических кислот и оснований. Факторы, определяющие кислотность и основность.
11. Алканы. Номенклатура, изомерия. Способы получения. Физические свойства алканов и электронное строение на примере метана.
12. Химические свойства алканов. Реакции радикального замещения; механизм реакции на примере галогенирования метана. Окисление алканов. Применение предельных углеводородов.
13. Алкены. Номенклатура. Изомерия. Способы получения. Физические свойства алкенов и электронное строение на примере этилена.
14. Химические свойства алкенов. Реакции электрофильного присоединения: присоединение галогенов, гидрогалогенирование, гидратация. Правило Марковникова. Восстановление и окисление алкенов. Применение.
15. Диены и их типы. Номенклатура. Сопряженные диены; электронное строение на примере бутадиена-1,3. Химические свойства диенов. Особенности присоединения в ряду сопряженных диенов. Применение диенов.
16. Алкины. Номенклатура. Изомерия. Способы получения. Физические свойства и электронное строение на примере ацетилена.
17. Химические свойства алкинов. Реакции присоединения. Гидратация алкинов (реакция Кучерова). Реакции замещения. Димеризация и циклотримеризация ацетилена. Окисление. $\text{C}\equiv\text{N}$ -кислотные свойства ацетилена, образование ацетиленидов. Применение алкинов.
18. Арены. Классификация. Номенклатура. Изомерия. Способы получения. Физические свойства и электронное строение на примере бензола.
19. Химические свойства ароматических углеводородов. Реакции электрофильного замещения; механизм, π -, σ - комплексы. Галогенирование, нитрование, сульфирование, алкилирование, ацилирование аренов. Влияние электронодонорных и электроноакцепторных заместителей на направление электрофильного замещения. Реакции, протекающие с потерей ароматичности: гидрирование, присоединение хлора, окисление. Реакции боковых цепей в алкилбензолах – радикальное замещение (галогенирование), окисление. Применение аренов.
20. Галогенпроизводные углеводородов. Классификация. Номенклатура. Изомерия. Способы получения. Физические свойства.
21. Химические свойства галогенпроизводных. Реакции нуклеофильного замещения: превращение галогенпроизводных углеводородов в спирты, простые и сложные эфиры, амины, нитрилы, нитропроизводные, тиолы, сульфиды. Реакции отщепления (элиминирование): дегидрогалогенирование, дегалогенирование. Правило Зайцева.
22. Спирты. Классификация. Номенклатура. Изомерия. Физические свойства. Способы получения одноатомных спиртов.
23. Химические свойства одноатомных спиртов. Кислотные и основные свойства. Нуклеофильные свойства: получение простых и сложных эфиров с неорганическими и карбоновыми кислотами. Реакции с участием электрофильного центра (образование галогенпроизводных) и $\text{C}\equiv\text{N}$ -кислотного центра (дегидратация). Окисление спиртов.
24. Многоатомные спирты – диолы. Этиленгликоль. Физические свойства. Способы получения. Особенности химического поведения этиленгликоля. Применение.
25. Глицерин. Физические свойства. Способы получения. Особенности химического поведения глицерина. Применение.
26. Фенолы. Классификация. Номенклатура. Способы получения. Физические свойства.

27. Химические свойства фенола. Кислотные свойства. Нуклеофильные свойства; получение простых и сложных эфиров фенолов. Окисление и восстановление фенолов. Реакции электрофильного замещения в ароматическом ядре фенолов. Фенолфталеин.
28. Многоатомные фенолы (пирокатехин, резорцин, гидрохинон).
29. Амины. Классификация. Номенклатура. Физические свойства. Химические свойства. Кислотно-основные свойства; образование солей. Нуклеофильные свойства. Алкилирование и ацилирование аминов. Реакции первичных, вторичных, третичных и ароматических аминов с азотистой кислотой. Влияние аминогруппы на реакционную способность ароматического кольца: галогенирование, сульфирование, нитрование.
30. Альдегиды и кетоны. Классификация. Номенклатура. Способы получения. Физические свойства. Электронное строение на примере формальдегида и ацетальдегида. Реакционные центры в молекуле карбонильного соединения.
31. Химические свойства альдегидов и кетонов. Реакции нуклеофильного присоединения; присоединение спиртов, гидросульфита натрия, циановодорода, воды, реактива Гриньяра. Реакции присоединения-отщепления: образование иминов (оснований Шиффа), оксимов, гидразонов, арилгидразонов. Взаимодействие альдегидов с аммиаком (гексаметилентетрамин).
32. Окисление и восстановление альдегидов и кетонов. Полимеризация альдегидов. Реакции конденсации альдегидов. Применение.
33. Карбоновые кислоты. Классификация. Изомерия. Номенклатура. Способы получения монокарбоновых кислот. Физические свойства монокарбоновых кислот.
34. Строение карбоксильной группы и карбоксилат-иона как р,π-сопряженных систем. Кислотные свойства монокарбоновых кислот. Влияние радикала на кислотные свойства. Химические свойства монокарбоновых кислот. Применение.
35. Дикарбоновые кислоты. Номенклатура. Классификация. Способы получения дикарбоновых кислот. Химические свойства дикарбоновых кислот. Применение.
36. Гидроксикислоты. Классификация. Номенклатура. Изомерия; оптическая изомерия. Способы получения гидроксикислот. Физические свойства.
37. Химические свойства гидроксикислот как гетерофункциональных соединений. Специфические реакции α-, β-, γ- гидроксикислот.
38. Аминокислоты. Классификация. Номенклатура. Изомерия. Способы получения.
39. Химические свойства как гетерофункциональных соединений. Специфические свойства α-, β-, γ-аминокислот. Дикетопиперазины, лактамы.
40. Пептиды и белки. Строение пептидной группы. Первичная структура пептидов и белков. Биологическая роль пептидов и белков в жизнедеятельности организма.
41. Классификация углеводов. Моносахариды; классификация: альдозы и кетозы, пентозы и гексозы. Стереоизомерия. D- и L- стереохимические ряды.
42. Химические свойства моносахаридов. Реакции с участием спиртовых гидроксильных групп (ацилирование, алкилирование), образование сложных (ацетаты, фосфаты) и простых эфиров. Реакции полуацетального гидроксила. Окисление моносахаридов; получение гликоновых, гликаровых и гликоуроновых кислот в зависимости от условий окисления. Пентозы: D- ксилоза, D-рибоза. Гексозы: D-глюкоза, D-галактоза, D-манноза, D-фруктоза. Дезоксисахара: D-дезоксирибоза. Аскорбиновая кислота (витамин С).
43. Олигосахариды. Номенклатура. Восстанавливающие (мальтоза, лактоза, целлобиоза) и невосстанавливающие (сахароза) дисахариды. Химические свойства; гидролиз.
44. Полисахариды. Принцип строения. Гомо- и гетерополисахариды. Крахмал, строение (амилоза и амилопектин), свойства, отношение к гидролизу. Гликоген. Целлюлоза, строение, свойства. Нахождение в природе. Применение в фармации и практической деятельности.

45. Пятичленные гетероциклы с одним гетероатомом. Строение, номенклатура. Ароматические представители: пиррол, фуран, тиофен. Химические свойства. Кислотно-основные свойства пиррола. Бензопиррол (индол), особенности строения, химические свойства. Производные индола (β -индолилуксусная кислота, триптофан, серотонин). Применение в медицине и фармации
46. Диазины. Ароматические представители: пиримидин, пиразин, пиридазин. Пиримидин, строение, физико-химические свойства; его гидроксид- и аминоксиды: урацил, тимин, цитозин как компоненты нуклеозидов. Лактим-лактаминная таутомерия пиримидиновых оснований. Барбитуровая кислота; ее получение, лактим-лактаминная и кето-енольная таутомерия, кислотные свойства. Производные барбитуровой кислоты: барбитал, фенобарбитал.
47. Пуриновые и пиримидиновые нуклеозиды. Строение, номенклатура. Характер связи нуклеинового основания с углеводным остатком. Нуклеотиды. Строение, номенклатура нуклеозидмонофосфатов. Рибонуклеиновые (РНК) и дезоксирибонуклеиновые (ДНК) кислоты. Первичная и вторичная структуры нуклеиновых кислот.
48. Понятие о липидах: классификация. Жиры, масла. Понятие о терпенах и терпеноидах.

Примеры задач:

Неорганическая химия

Пример 1. При 25 °С и давлении 99,3кПа(745 мм рт.ст) некоторый газ занимает объем 152 см³. Найдите, какой объем займет этот газ при 0 °С и давлении 101,33 кПа?

Решение

Подставляя данные задачи в уравнение получим:

$$V_0 = PV_0/T_0 = 99,3 \cdot 152 \cdot 273 / 101,33 \cdot 298 = 136,5 \text{ см}^3.$$

Пример 2. Выразите в граммах массу одной молекулы CO₂.

Решение

Молекулярная масса CO₂ равна 44,0 а.е.м. Следовательно, молярная масса CO₂ равна 44,0

г/моль. В 1моле CO₂ содержится 6,02•10²³ молекул. Отсюда находим массу одной молекулы:

$$m = 44,0 / 6,02 \cdot 10^{23} = 7,31 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Пример 3. Определите объем, который займет азот массой 5,25 г при 26 °С и давлении 98,9 кПа

(742 мм рт.ст.).

Решение

Определяем количество N₂, содержащееся в 5,25 г:

$$\nu = 5,25 / 28 = 0,1875 \text{ моль, } V_0 = 0,1875 \cdot 22,4 = 4,20 \text{ дм}^3.$$

Затем приводим полученный объем к указанным в задаче условиям:

$$V = P_0 V_0 T / P T_0 = 101,3 \cdot 4,20 \cdot 299 / 98,9 \cdot 273 = 4,71 \text{ дм}^3.$$

Пример 4. Плотность газа по воздуху равна 1,17. Определите молекулярную массу газа.

Решение

Из закона Авогадро следует, что при одном и том же давлении и одинаковых температурах массы (m) равных объемов газов относятся как их молярные массы (M):

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2 = D, \text{ (1.2.1)}$$

где D - относительная плотность первого газа по второму.

Следовательно, по условию задачи:

$$D = M_1 / M_2 = 1,17.$$

Средняя молярная масса воздуха M_2 равна 29,0 г/моль. Тогда:

$$M_1 = 1,17 \cdot 29,0 = 33,9 \text{ г/моль,}$$

что соответствует молекулярной массе, равной 33,9 а.е.м.

Уравнение Менделеева-Клапейрона (уравнение состояния идеального газа) устанавливает соотношение массы (m , кг), температуры (T , К), давления (P , Па) и объема (V , м³) газа с его молярной массой (M , кг/моль):

$$PV = mRT/M, (1.2.3)$$

где R - универсальная газовая постоянная,

равная 8,314 Дж/(моль·К). Пользуясь этим уравнением, можно вычислить любую из входящих в него величин, если известны остальные.

Пример 5. Вычислите молекулярную массу бензола, зная, что масса 600 см³ его паров при 87°С и давлении 83,2 кПа равна 1,30 г.

Решение

Выразив данные задачи в единицах СИ

$$(P = 8,32 \cdot 10^4 \text{ Па; } V = 6 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3; m = 1,30 \cdot 10^{-3} \text{ кг;}$$

$T = 360 \text{ К})$ и, подставив их в уравнение (1.2.3), найдем:

$$M = 1,30 \cdot 10^{-3} \cdot 8,31 \cdot 360 / 8,32 \cdot 10^4 \cdot 6 \cdot 10^{-4} = 78,0 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 78,0 \text{ г/моль.}$$

Молекулярная масса бензола равна 78,0 а.е.м.

Аналитическая химия.

Пример 1.

Навеску хлорида аммония обработали избытком щелочи. Выделившийся аммиак поглотил 50 мл 0,5120М HCl и раствор разбавили до 250 мл. На титрование 50 мл полученного раствора израсходовали 23,73 мл 0,05М KOH ($K = 0,9740$). Вычислить массу NH₃, которая содержалась в хлориде аммония.

Решение:

$$\left(\frac{N_{\text{HCl}} - V_{\text{HCl}} - N_{\text{KOH}} - V_{\text{KOH}}}{1000} \right) \cdot \vartheta_{\text{A}} \cdot \frac{V_{\text{K}}}{V_{\text{A}}}$$

Итак, количество HCl в исходном растворе кислоты составляет

$$n = \frac{N_{\text{HCl}} - V_{\text{HCl}}}{1000}$$

С учетом разбавления до 250 мл

$$n = \frac{N_{\text{HCl}} - V_{\text{HCl}} - V_{\text{K}}}{1000 - V_{\text{A}}}$$

Количество KOH, пошедшего на титрование HCl, взятого в избытке

$$n = \frac{N_{\text{KOH}} - K - V_{\text{KOH}}}{1000}$$

Количество аммиака считаем: $n = n - n$

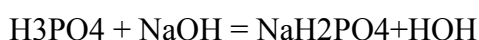
$$q_A = \left(\frac{0,5120 \cdot 50 - 0,05 \cdot 23,73 - 0,9740}{1000} \right) \cdot 17,03 \cdot \frac{250}{50} =$$

$$= \frac{25,6 - 1,1556}{1000} \cdot 17,03 \cdot \frac{250}{50} = 2,08144$$

Пример 2.

Для определения свободного P2O5 в суперфосфате, содержащуюся в водном растворе его H3PO4 титруют NaOH, причем образуется NaH2PO4. Чему равен T, если на 0,1035г H2C2O4 расходуется 25,15 мл данного раствора NaOH?

Решение:



$$f_{экв}(P_2O_5) = 1/2$$



$$m_{P_2O_5} = \frac{1}{2} = \frac{141}{2} = 71$$

25,15 мл NaOH титруют 0,1035г H2C2O4 ; 1 мл NaOH титрует x г H2C2O4

$$x = \frac{0,1035}{25,15} = 0,004115 \text{ г}$$

Это T(TB/A) $\frac{NaOH}{H_2C_2O_4}$

$$TB/A = \frac{T_B \cdot \Xi_A}{\Xi_B}$$

$$TB = \frac{T_{B/A} \cdot \Xi_B}{\Xi_A} = \frac{0,004115 \cdot 39,99}{45} = 0,003657 \quad \text{Это T } \frac{NaOH}{P_2O_5}$$

$$T \frac{NaOH}{P_2O_5} = \frac{0,003657 \cdot 71}{39,99} = 0,006492 \text{ г / мл}$$

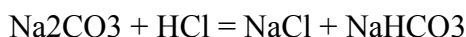
Пример 3

На титрование с ФФ навески массой 0,4478 г, состоящей из Na2CO3, NaHCO3 и NaCl потребовалось 18,80 мл 0,1998М раствора HCl. При титровании с мо на ту же навеску

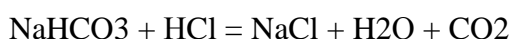
израсходовали 40,00 мл раствора кислоты. Вычислить массовую долю (%) Na_2CO_3 и NaHCO_3 в смеси. (фф - фенолфталеин, мо - метилоранж)

Решение:

При титровании смеси с фф протекает реакция



в присутствии МО



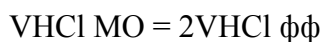
Следовательно, при титровании смеси в присутствии фф с раствором хлороводородной кислоты взаимодействует только один компонент смеси Na_2CO_3 и количество его легко определить по формуле (18)

$$\%_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}^{\text{фф}}}{1000} \cdot \mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{100}{a}$$

Тогда

$$\%_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{0,1998 \cdot 18,80}{1000} \cdot 105,989 \cdot \frac{100}{0,4478} = 88,91\%$$

Как следует из приведенных реакций, объем раствора HCl , затраченный на титрование гидрокарбоната натрия, в присутствии мо можно представить так



Отсюда

$$\%_{\text{NaHCO}_3} = \frac{N_{\text{HCl}} (V_{\text{HCl}}^{\text{МО}} - 2V_{\text{HCl}}^{\text{фф}})}{1000} \cdot \mathcal{E}_{\text{NaHCO}_3} \cdot \frac{100}{a}$$

$$\%_{\text{NaHCO}_3} = \frac{0,1998 \cdot (40 - 2 \cdot 18,80)}{1000} \cdot 84,007 \cdot \frac{100}{0,4478} = 9\%$$

Пример 4.

Навеску алюминиевого сплава массой 0,14252 г растворили в колбе вместимостью 200 мл. Из 20,00 мл этого раствора получили осадок оксихинолината алюминия $\text{Al}(\text{C}_9\text{H}_6\text{ON})_3$, массой 0,2012 г. Вычислить массовую долю (%) алюминия в сплаве.

Решение:

Найдем аналитический фактор

$$F = \frac{M_{Al}}{M_{Al(C_2H_2NO)_2}} = \frac{26,98154}{459,44}$$

Преобразуя несколько формул, найдем % содержание алюминия в сплаве

$$q_x = m \cdot F \cdot \frac{V_k}{V_x}$$

$$\% = \frac{q \cdot 100}{a} = \frac{m \cdot F \cdot 100}{a} \cdot \frac{V_k}{V_x}$$

Тогда

$$\% = 0,2012 \cdot \frac{26,98154}{459,44} \cdot \frac{100}{0,1425} \cdot \frac{200}{20} = 82,91\%$$

Пример 5

Навеску инсектицида массой 0,2795 г, содержащую линдан $C_6H_6Cl_6$ ($M = 290,8$ г/моль) и ДДТ $C_{14}H_9Cl_5$ ($M = 354,5$ г/моль), сожгли в токе кислорода до CO_2 , H_2O и HCl . Из поглотительного раствора получили осадок $AgCl$ массой 0,7161 г. Вычислить массовые доли (%) линдана и ДДТ в препарате.

Решение:

Обозначим m_x – масса линдана,

$(m_{инсект} - m_x)$ – масса ДДТ.

Составляем расчетное уравнение

$$m_x \cdot \frac{6M(AgCl)}{M(C_6H_6Cl_6)} + (m_{инсект} - m_x) \cdot \frac{5M(AgCl)}{M(C_{14}H_9Cl_5)} = m_{AgCl}$$

Подставляем числовые значения

$$m_x \cdot \frac{6 \cdot 143,321}{290,8} + (0,2795 - m_x) \cdot \frac{5 \cdot 143,321}{354,5} = 0,7161$$

Решая уравнение, находим

$$m_x = 0,1615 \text{ г}$$

И далее

$$\omega_{C_6H_6Cl_6} = \frac{0,1615}{0,2795} \cdot 100 = 57,78\%$$

$$\omega_{\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}_2} = \frac{0,2795 - 0,1615}{0,2795} \cdot 100 = 42,22\%$$

Пример 6.

Вычислить эмпирическую формулу фосфорита, если в результате анализа получили содержание: 54,58% CaO; 1,86% F; 3,44% Cl; 41,61% P₂O₅.

Решение:

Находим молярное соотношение (%) компонентов

$$\begin{aligned} \text{CaO} : \text{F} : \text{Cl} : \text{P}_2\text{O}_5 &= \frac{w_{\text{CaO}}}{M_{(\text{CaO})}} : \frac{w_{\text{F}}}{M_{(\text{F})}} : \frac{w_{\text{Cl}}}{M_{(\text{Cl})}} : \frac{w_{\text{P}_2\text{O}_5}}{M_{(\text{P}_2\text{O}_5)}} = \\ &= \frac{54,58}{56,08} : \frac{1,86}{18,9984} : \frac{3,44}{35,453} : \frac{41,61 \cdot 2}{141,945} = 0,9733 : 0,09790 : 0,09703 : 0,5863 \end{aligned}$$

Наименьшее число 0,09703 принимаем за единицу и выражаем полученное соотношение целыми числами, учитывая, что $n(\text{Ca}) = n(\text{CaO})$

$$n(\text{PO}_4)^{3-} = n(1/2 \text{P}_2\text{O}_5) : \text{Ca} : \text{F} : \text{Cl} : \text{PO} = 10 : 1 : 1 : 6$$

Эмпирическая формула фосфорита $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6 \text{ClF}$ или $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca} \cdot \text{Cl} \cdot \text{F}$.

Примеры решения задач по органической химии.

Пример 1.

При сгорании органического вещества массой 4,8 г образовалось 3,36 л CO₂ (н.у.) и 5,4 г воды. Плотность паров органического вещества по водороду равна 16. Определите молекулярную формулу исследуемого вещества.

Решение.

Продукты сгорания вещества состоят из трех элементов: углерода, водорода, кислорода.
 $n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_M = 3,36 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,15 \text{ моль}$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{H}_2\text{O}) = 5,4 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 0,3 \text{ моль}$$

Следовательно, в состав исходного соединения входило 0,15 моль атомов углерода и 0,6 моль атомов водорода: $n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O})$, так как в одной молекуле воды содержатся два атома водорода. Вычислим их массы по формуле:

$$m = n \times M$$

$$m(\text{H}) = 0,6 \text{ моль} \times 1 \text{ г/моль} = 0,6 \text{ г}$$

$$m(C) = 0,15 \text{ моль} \times 12 \text{ г/моль} = 1,8 \text{ г}$$

Определим, входил ли кислород в состав исходного вещества:

$$m(O) = 4,8 - (0,6 + 1,8) = 2,4 \text{ г}$$

Найдем число моль атомов кислорода:

$$n(O) = m(O) / M(O) = 2,4 \text{ г} : 16 \text{ г/моль} = 0,15 \text{ моль}$$

Соотношение числа атомов в молекуле исходного органического соединения пропорционально их мольным долям:

$$n(CO_2) : n(H) : n(O) = 0,15 : 0,6 : 0,15 = 1 : 4 : 1$$

самую маленькую из этих величин (0,15) принимаем за 1, а остальные делим на нее.

Итак, простейшая формула исходного вещества CH_4O . Однако по условию задачи требуется определить молекулярную формулу, которая в общем виде такова: $(CH_4O)_x$. Найдем значение x . Для этого сравним молярные массы исходного вещества и его простейшей формулы:

$$x = M(CH_4O)_x / M(CH_4O)$$

Зная относительную плотность исходного вещества по водороду, найдем молярную массу вещества:

$$M(CH_4O)_x = M(H_2) \times D(H_2) = 2 \text{ г/моль} \times 16 = 32 \text{ г/моль}$$

$$x = 32 \text{ г/моль} / 32 \text{ г/моль} = 1$$

Есть и второй вариант нахождения x (алгебраический):

$$12x + 4x + 16x = 32; 32x = 32; x = 1$$

Ответ. Формула исходного органического вещества CH_4O .

7 Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (модуля)

Основная:

1. Шапиро, Я.С. Биологическая химия : учебное пособие / Я.С. Шапиро. — 2-е изд., испр. — Санкт-Петербург : Лань, 2019. — 312 с. — ISBN 978-5-8114-3910-2. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система «Лань» : [сайт]. — URL: <https://e.lanbook.com/book/121479>
2. Основы биологической химии : учебное пособие / Э.В. Горчаков, Б.М. Багамаев, Н.В. Федота, В.А. Оробец. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3806-8. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система «Лань» : [сайт]. — URL: <https://e.lanbook.com/book/112688>

8 Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

При освоении дисциплины используется материально-техническая база кафедры животноводства- ауд.30. Аудитория оборудована: аквадистиллятор, весы электронные теххимические, весы аналитические, сушильные шкафы, вытяжной шкаф, столы

лабораторные, шкафы лабораторные, химические реактивы, лабораторная посуда, таблицы.

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО с учетом рекомендаций УМО и ПрООП ВО по направлению подготовки 36.03.02 Зоотехния

Автор (ы): Апыхтин Н.Н.

Программа рассмотрена и утверждена на заседании кафедры «Животноводства» протокол №2 от 14 сентября 2016 г.

Программа одобрена на заседании методической комиссии протокол № 7 от 27 сентября 2016 г.

Программа переутверждена на заседании методического совета протокол №9 от «14» октября 2019 г.