

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Сахалинский государственный университет»

Кафедра электроэнергетики и физики

УТВЕРЖДЕН

на заседании кафедры электроэнергетики и
физики 16 июня 2021 г., протокол № 11



В. П. Максимов

**ФОНД
ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)**

ХИМИЯ

(наименование дисциплины (модуля))

13.03.02 Электроэнергетика и электротехника

(код и наименование направления подготовки)

Электрические системы и сети

(наименование направленности (профиля) образовательной программы)

Бакалавриат

(уровень высшего образования)

1.Формируемые компетенции и индикаторы их достижения по дисциплине (модулю)

Коды компетенции	Содержание компетенций	Код и наименование индикатора достижения компетенции
ОПК-5	Способен использовать свойства конструкционных и электротехнических материалов в расчетах параметров и режимов объектов профессиональной деятельности	<p>ОПК-5.1 Знать:</p> <ul style="list-style-type: none">- основные законы и понятия химии,- основы теории строения вещества: строение атома, химическую связь, строение вещества в конденсированном состоянии, комплементарность; комплексообразование;- основы химической термодинамики и химической кинетики: энергетику и направленность химических процессов, скорость реакции и методы ее регулирования, химические и фазовые равновесия, колебательные реакции;- состав и свойства разнообразных химических систем: дисперсных, растворов, электрохимических, каталитических;- основы учения о периодичности: периодические изменения свойств элементов (степени окисления, атомного радиуса, электроотрицательности, металлических и неметаллических свойств) и их соединений (кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств);- основы химической идентификации веществ: качественного и количественного анализа. <p>ОПК-5.2 Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none">- устанавливать связь между строением атомов, химической связью в молекулах, строением и свойствами веществ;- прогнозировать возможность самопроизвольного протекания процессов в различных системах;- обрабатывать, анализировать и обобщать результаты наблюдений и измерений, полученных в результате химического эксперимента;- применять полученные знания в будущей практической деятельности. <p>ОПК-5.3 Владеть</p> <ul style="list-style-type: none">- правилами техники безопасности при работе в химической лаборатории.

2. Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине (модулю)

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1.	Введение. Строение атома и периодическая система. Химическая связь и строение вещества	ОПК-5	Решение задач с последующей их оценкой
2.	Классы неорганических соединений	ОПК-5	Решение задач с последующей их оценкой
3.	Способы выражения состава растворов. Равновесия в растворах электролитов	ОПК-5	Решение задач с последующей их оценкой
4.	Окислительно-восстановительные реакции	ОПК-5	Решение задач с последующей их оценкой
5.	Основы химической термодинамики	ОПК-5	Решение задач с последующей их оценкой
6.	Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие	ОПК-5	Решение задач с последующей их оценкой
7.	Электрохимические процессы. Электролиз. Гальванический элемент. Коррозия металлов	ОПК-5	Решение задач с последующей их оценкой
8.	Дисперсные и коллоидные системы, их классификация, строение и свойства	ОПК-5	Решение задач с последующей их оценкой
9.	Органические и неорганические полимеры	ОПК-5	Решение задач с последующей их оценкой; тестирование

3. Комплекты ФОС.

Вопросы к первой контрольной точке

1. Атомно-молекулярное учение. Основные понятия химии: атом, молекула, моль. Относительная атомная и молекулярная массы. Молярная масса.
2. Основные законы химии. Закон Авогадро, следствия из закона.
3. Эквивалент. Молярная масса эквивалента Закон эквивалентов.
4. Основные классы химических соединений.
5. Расчеты по уравнениям реакций.
6. Строение атома.
7. Периодический закон Д. И. Менделеева. Периодическая система и её связь со строением атома.
8. Химическая связь. Типы кристаллических решеток.
9. Химическая идентификация.
10. Качественный и количественный анализ.

11. Химическая кинетика Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс.
12. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
13. Понятие о катализе. Механизм гомогенного и гетерогенного катализа.
14. Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия.
15. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия (принцип Ле-Шателье):
16. Понятие термодинамической системы. Основные термодинамические функции.
17. Термохимические расчеты. Закон Гесса, следствие из него.
18. Энтропия. Изменение энтропии в фазовых переходах и химических реакциях.
19. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания процессов в изолированных системах.
20. Комплексные соединения.
21. Классификация гетерогенных систем.
22. Растворы. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.
23. Электролитическая диссоциация. Электролитическая диссоциация воды. рН.
24. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации слабых электролитов.
25. Реакции ионного обмена.
26. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмотическое давление (Закон Вант-Гоффа).
27. Давление насыщенного пара над раствором.
28. Кипение и замерзание растворов.
29. Растворы электролитов. Отклонение от законов Рауля и Вант-Гоффа.
30. Коллоидные растворы, их образование, структура и свойства. Оптические свойства коллоидных растворов.
31. Гидролиз солей. Усиление и подавление гидролиза.

Вопросы ко второй контрольной точке

1. Понятие о степени окисления. Окислительно-восстановительные реакции.
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
3. Способы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.
4. Электродные потенциалы. Понятие об электродных потенциалах и их измерение.
5. Водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов.
6. Гальванические элементы. ЭДС гальванического элемента.
7. Причины прекращения работы гальванического элемента.
8. Аккумуляторы. Процессы, протекающие при разряде и зарядке кислотного и щелочного аккумуляторов.
9. Электролиз. Типы электродов, используемых для осуществления процессов электролиза. Электролиз расплавов электролитов.
10. Особенности реализации электродных процессов при электролизе растворов электролитов.
11. Законы электролиза.
12. Практическое применение электролиза.
13. Электрохимическая обработка металлов и сплавов. Получение гальванопокрытий.
14. Коррозия металлов. Виды коррозии металлов.

15. Электрохимическая коррозия.
16. Анодные и катодные процессы, протекающие при электрохимической коррозии металлов.
17. Методы защиты металлов от коррозии.
18. Особенности органических соединений.
19. Принципы построения белковых молекул и нуклеиновых кислот. Комплементарность.
20. Основы химии ВМС. Полимеры.

Вопросы к зачету

1. Атомно-молекулярное учение. Основные понятия химии: атом, молекула, моль. Относительная атомная и молекулярная массы. Молярная масса.
2. Основные законы химии. Закон Авогадро, следствия из закона.
3. Эквивалент. Молярная масса эквивалента Закон эквивалентов.
4. Основные классы химических соединений.
5. Расчеты по уравнениям реакций.
6. Строение атома.
7. Периодический закон Д. И. Менделеева. Периодическая система и её связь со строением атома.
8. Химическая связь. Типы кристаллических решеток.
9. Химическая идентификация.
10. Качественный и количественный анализ.
11. Химическая кинетика Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс.
12. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
13. Понятие о катализе. Механизм гомогенного и гетерогенного катализа.
14. Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия.
15. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия (принцип Ле-Шателье):
16. Понятие термодинамической системы. Основные термодинамические функции.
17. Термохимические расчеты. Закон Гесса, следствие из него.
18. Энтропия. Изменение энтропии в фазовых переходах и химических реакциях.
19. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания процессов в изолированных системах.
20. Комплексные соединения.
21. Классификация гетерогенных систем.
22. Растворы. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.
23. Электролитическая диссоциация. Электролитическая диссоциация воды. рН.
24. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации слабых электролитов.
25. Реакции ионного обмена.
26. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмотическое давление (Закон Вант-Гоффа).
27. Давление насыщенного пара над раствором.
28. Кипение и замерзание растворов.

29. Растворы электролитов. Отклонение от законов Рауля и Вант-Гоффа.
30. Коллоидные растворы, их образование, структура и свойства. Оптические свойства коллоидных растворов.
31. Гидролиз солей. Усиление и подавление гидролиза.
32. Понятие о степени окисления. Окислительно-восстановительные реакции.
33. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
34. Способы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.
35. Электродные потенциалы. Понятие об электродных потенциалах и их измерение.
36. Водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов.
37. Гальванические элементы. ЭДС гальванического элемента.
38. Причины прекращения работы гальванического элемента.
39. Аккумуляторы. Процессы, протекающие при разряде и зарядке кислотного и щелочного аккумуляторов.
40. Электролиз. Типы электродов, используемых для осуществления процессов электролиза. Электролиз расплавов электролитов.
41. Особенности реализации электродных процессов при электролизе растворов электролитов.
42. Законы электролиза.
43. Практическое применение электролиза.
44. Электрохимическая обработка металлов и сплавов. Получение гальванопокрытий.
45. Коррозия металлов. Виды коррозии металлов.
46. Электрохимическая коррозия.
47. Анодные и катодные процессы, протекающие при электрохимической коррозии металлов.
48. Методы защиты металлов от коррозии.
49. Особенности органических соединений.
50. Принципы построения белковых молекул и нуклеиновых кислот. Комплементарность.
51. Основы химии ВМС. Полимеры.

Тестовая работа

Вариант № 1.

A1. Если химическому элементу соответствует схема распределения электронов $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, то высший оксид и летучее водородное соединение имеют формулы:

1. RO_2, RH_4 ; 2. RO_3, RH_2 ; 3. RO, RH_2 ; 4. R_2O_5, RH_3 .

A2. Ионную связь имеет вещество, формула которого:

1. LiF 2. Cl_2 3. H_2O 4. Na

A3. Хлорид натрия имеет высокую температуру плавления ($801^\circ C$), хрупкий, хорошо растворяется в воде, так как у него кристаллическая решетка 1. атомная 2. ионная 3. молекулярная 4. металлическая.

A4. Высшая степень окисления азота в соединениях больше высшей степени окисления углерода, так как:

1. относительная атомная масса азота больше относительной атомной массы углерода
2. радиус атома азота меньше радиуса атома углерода
3. на внешнем энергетическом уровне атома азота больше электронов, чем у атома углерода
4. электроотрицательность азота выше электроотрицательности углерода.

A5. Реакция, протекающая по уравнению: $\text{H}_2 + \text{CuO} = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} - Q$, является

1. экзотермической реакцией замещения
2. эндотермической реакцией обмена
3. экзотермической реакцией обмена
4. эндотермической реакцией замещения.

A6. Уравнению реакции: $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} = 2 \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ соответствует следующее сокращенное ионное уравнение: 1. $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

2. $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
3. $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
4. $2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{K}_2\text{SO}_4$

A7. Хлор является восстановителем в реакции, протекающей по уравнению:

1. $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. $2 \text{HCl} + \text{F}_2 = 2 \text{HF} + \text{Cl}_2$
3. $\text{Cl}_2 + 2 \text{Na} = 2 \text{NaCl}$
4. $2 \text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$.

A8. Химическое равновесие системы: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + Q$ при увеличении концентрации водорода сместится в сторону получения аммиака, так как

1. прямая реакция идет с уменьшением объема
2. увеличится скорость прямой реакции
3. прямая реакция экзотермическая
4. происходит изменение степени окисления водорода.

A9. Реакция между растворами хлорида бария и сульфата натрия идет до конца, так как

1. ее используют для обнаружения сульфат-ионов в растворе
2. сульфат натрия растворим в воде
3. это реакция ионного обмена
4. сульфат бария не растворяется в воде.

A10. Дирижабли и аэростаты следует заполнять гелием, а не ксеноном, прежде всего потому, что 1. плотность гелия значительно меньше

2. гелий дешевле ксенона
3. гелий – негорючий газ
4. гелий встречается в попутных газах.

A11. Оксид азота (II) реагирует с кислородом в соответствии с уравнением

1. $2 \text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
2. $2 \text{NO} = \text{N}_2 + \text{O}_2$
3. $4 \text{NO} + \text{O}_2 = 2 \text{N}_2\text{O}_5$
4. реакция не идет.

A12. Оксид углерода (IV) вступает в химическую реакцию с веществом, имеющим формулу:

1. P_2O_5
2. HCl (раствор)
3. Na_2SO_4
4. NaOH

A13. К аллотропным видоизменениям относятся

1. озон и азот
2. чугун и сталь
3. оксиды фосфора (P_2O_3 и P_2O_5)
4. красный и белый фосфор.

A14. Железо может быть получено в результате реакции

1. $Al + Fe_2O_3$
2. $HNO_3 + Fe_2O_3$
3. $NaOH + FeCl_3$
4. $FeO + O_2$

A15. Электрический ток может быть получен за счет реакции цинка с соляной кислотой, потому что

1. выделяется много теплоты
2. эта реакция идет энергично
3. эта реакция окислительно – восстановительная
4. соляная кислота – раствор хлороводорода.

A16. Вещество, имеющее химическую формулу: $Fe(OH)_3$, называется

1. гидроксид железа (II)
2. железная окалина
3. гидроксид железа (III)
4. оксид железа (III)

A17. Вместо знака ? в уравнении реакции $Zn + 2 H_2SO_4 (конц.) = ZnSO_4 + ? + 2 H_2O$ следует поставить

1. SO_2
2. SO_3
3. H_2S
4. H_2SO_3

A18. В каком ряду химические элементы расположены в порядке возрастания их атомного радиуса?

1. Li, Be, B, C
2. P, S, Cl, Ar
3. Sb, As, P, N
4. F, Cl, Br, I.

A19. Водородная связь образуется между молекулами

1. водорода
2. воды
3. этана
4. бензола.

A20. Наименьшую степень окисления сера проявляет в соединении

1. Na_2SO_3
2. Al_2S_3
3. K_2SO_4
4. S_8

A21. Кислотой является вещество, формула которого:

1. KH
2. SiH_4
3. HJ
4. H_3

A23. В каком ряду все указанные вещества не являются электролитами?

1. этанол, хлорид калия, сульфат бария
2. рибоза, гидроксид калия, ацетат натрия
3. сахароза, глицерин, метанол
4. сульфат натрия, глюкоза, уксусная кислота.

A24. Верны ли следующие суждения о свойствах галогенов:

- а. на внешнем энергетическом уровне атомов находится семь электронов
б. галогены относятся к р – элементам
1. верно только а
 2. оба суждения верны
 3. верно только б
 4. оба суждения не верны.

A25. В схеме превращений XY



1. X – HNO₃, Y- Aq
2. X- N₂O₃, Y- Cu
3. X - HNO₃, Y- Zn
4. X- KNO₃, Y- H₂

A26. Алканом не является углеводород состава:

1. C₅H₁₂, 2. CH₄ 3. C₇H₁₄ 4. C₂₀H₄₂

A27. В реакцию присоединения не вступают:

1. алкадиены, 2. арены, 3. алкены, 4. Алканы

A28. Альдегиды можно распознать с помощью:

1. Aq₂O 2. CuO 3. Br₂ 4. H₂

A29. Вещества, содержащие функциональную группу - NH₂, относятся к классу:

1. спиртов, 2. аминов, 3. нитросоединений, 4. Фенолов

A30. Аминокислоты проявляют свойства:

1. только основные, 2. только кислотные, 3. амфотерные, 4. не проявляют названных выше свойств.

A31. Сложные эфиры получают взаимодействием карбоновых кислот: 1. с щелочами, 2. спиртами, 3. металлами, 4. с солями.

A32. Двойственные свойства проявляют оба вещества пары:

1. глюкоза и уксусная кислота, 2. глюкоза и муравьиная кислота,
3. муравьиная кислота и глицерин, 4. фенол и этиленгликоль

A33. Общим свойством жиров и полисахаридов является:

1. гидролиз, 2. брожение, 3. этерификация, 4. гидрирование

A34. К природным полимерам

относится: 1. резина, 2. крахмал.

3. капрон, 4. тефлон

A35. Уксусная кислота не взаимодействует с веществом, формула которого:

1. MgO 2. Na₂SO₄ 3. C₂H₅OH 4. NaOH

Вариант № 2.

Часть А.

A1. Формулы только сложных веществ образуют группу:

- | | |
|--|---|
| 1. CS ₂ , N ₂ , H ₂ CO ₃ | 3. CCl ₄ , NO ₂ , Cl ₂ |
| 2. NaOH, HBr, Na ₂ CO ₃ | 4. O ₂ , OF ₂ , CHCl ₃ |

A2. Масса 1.5 моль оксида серы(IV) равна, г:

- | | |
|------|------|
| 1.18 | 3.96 |
| 2.54 | 4.27 |

A3. Наименьшую относительную молекулярную массу имеет вещество, формула которого:

- | | |
|----------------------------------|------------------------------------|
| 1. CO | 3. CaC ₂ |
| 2. C ₂ H ₂ | 4. CH ₂ Cl ₂ |

A4. Атом углерода содержит:

- | | |
|-------------------------------|--------------------------------|
| 1. 6 протонов и 6 электронов | 3. 12 протонов и 6 электронов |
| 2. 6 протонов и 12 электронов | 4. 12 протонов и 12 электронов |

A5. Электронную конфигурацию внешнего слоя 3S² 3P¹ имеет атом:

- | | |
|-----------|-------------|
| 1. бора | 3. магния |
| 2. натрия | 4. алюминия |

A6. Число электронов на внешнем уровне атома кремния равно:

- | | |
|------|-------|
| 1. 2 | 3. 14 |
| 2. 4 | 4. 28 |

A7. Самым активным неметаллом среди элементов: F, Cl, Br, J является:

- | | |
|---------|---------|
| 1. фтор | 3. бром |
| 2. хлор | 4. йод |

A8. Основным является оксид:

- | | |
|-------------|-------------|
| 1. углерода | 3. фосфора |
| 2. магния | 4. алюминия |

A9. Металлические свойства элементов в ряду Be → Ca → Sr → Ba:

- | | |
|-------------------------|--|
| 1. остаются неизменными | 3. ослабевают |
| 2. усиливаются | 4. сначала ослабевают, затем усиливаются |

A10. Формулы веществ с ковалентной полярной и ионной связью входят в пару:

- | | |
|---------------------------------------|---|
| 1. Cl ₂ , KBr | 3. LiH, O ₂ |
| 2. CO ₂ , H ₂ O | 4. H ₂ CO ₃ , KOH |

A11. Сильным электролитом является вещество, формула которого:

- | | |
|---------------------|---------------------|
| 1. H ₂ S | 3. HCl |
| 2. H ₂ O | 4. HNO ₂ |

A12. Водный раствор хлорида бария реагирует с веществом, формула которого:

- | | |
|------------------------------------|---------------------|
| 1. Na ₂ SO ₄ | 4. KNO ₃ |
| 2. Cu | |
| 3. CaCO ₃ | |

A13. С соляной кислотой не взаимодействует оксид:

1. меди(II)
2. цинка

3. железа (II)
4. фосфора(v)

A14. Формула вещества, в котором сера проявляет степень окисления +4

1. H_2S
2. SO_3
3. H_2SO_3
4. H_2SO_4

A15. Восстановителем в химической реакции: $\text{S} + 4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ является:

1. S^{+4}
 2. S^0
 3. N^{+5}
 4. N^{+4}
- A16. При кипячении воды устраняется жесткость:

1. временная
2. постоянная
3. общая
4. жесткость не устраняется

A17. Группа элементов, содержащая только неметаллы:

1. Zn, Fe, Cu
2. S, P, O
3. C, N, Ag
4. Si, S, Hg

A18. Медь может взаимодействовать:

1. с водой
2. с соляной кислотой
3. с кислородом
4. с хлоридом натрия

A19. И с кислотой и с щелочью взаимодействует гидроксид:

1. калия
2. магния
3. лития
4. алюминия

A20. Наиболее сильной кислотой является:

1. HF
2. HCl
3. HBr
4. HI

A21. Формулы веществ с ковалентной полярной связью находятся в группе:

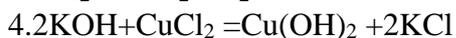
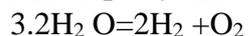
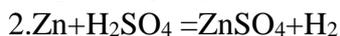
1. $\text{SiH}_4, \text{Fe}, \text{CaCl}_2$
2. $\text{CH}_4, \text{CuO}, \text{SO}_2$
3. $\text{H}_2\text{S}, \text{PH}_3, \text{CO}_2$
4. $\text{H}_2\text{S}, \text{O}_2, \text{Na}_2\text{S}$

A22. Химическая реакция, уравнение которой:

$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$ является реакцией:

1. ионного обмена, необратимой некаталитической, экзотермической
2. обмена, обратимой, некаталитической, экзотермической.
3. замещения, необратимой каталитической, эндотермической
4. некаталитической, необратимой, экзотермической, окислительно-восстановительной

A23. Реакция разложения:



A24. Вещество NH_4Cl является:

1. кислотой
2. основанием
3. солью
4. оксидом

A25. Лакмус приобретает красный цвет в растворах:

1. кислот
2. солей
3. щелочей
4. нигде не изменяет окраску.

A26. Вещества с общей формулой C_nH_{2n} могут относиться:

1. к алканам и циклоалканам,
2. к алкинам и алкадиенам,
3. к алкенам и циклоалканам.
4. к алкенам и алкинам

A27. С раствором перманганата калия и бромной водой могут реагировать оба вещества, формулы которых входят в пару:

1. C_2H_4 и C_2H_6 ,
2. C_2H_4 и C_2H_2
3. C_6H_6 и C_2H_6
4. CH_3Cl и C_3H_6

A28. Бром бензол образуется в результате реакции взаимодействия:

1. бензола с бромом в присутствии катализатора,
2. бензола с бромом на свету
3. бензола с бромоводородом,
4. хлорбензола с бромом

A29. Вещества с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ могут относиться:

1. к простым и сложным эфирам,
2. альдегидам и кетонам,
3. карбоновым кислотам и альдегидам,
4. карбоновым кислотам и сложным эфирам

A30. Пи- связь отсутствует в молекуле:

1. бензола,
2. этилена,
3. этанала,
4. Этанол

A31. В ряду спиртов: метиловый, этиловый, пропиловый, бутиловый – температура кипения:

1. увеличивается,
2. уменьшается,...
3. не изменяется,
4. сначала увеличивается, затем уменьшается.

A32. Муравьиная кислота не взаимодействует с веществом, формула которого:

1. Mg
2. Na_2CO_3
3. CH_3OH
4. Cu

A33. Соединения, содержащие функциональную группу $-\text{COO}-$, относятся к классу: 1. карбоновых кислот, 2. простых эфиров... 3. альдегидов. 4. сложных эфиров

A34. Альдегиды можно распознать с помощью:

1. Ag_2O
2. Cu_2O
3. Br_2
4. HCl

A35. В цепочке превращений:





Вещества X и Y имеют формулы:

1. NO_2 и C_6H_6 2. HNO_3 и $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ 3. HNO_2 и $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ 4. HNO_3 и C_6H_{12}