Министерство образования и науки РФ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Северо-Восточный федеральный университет имени М.К.Аммосова»
Институт естественных наук

Принято

Ученым советом Института естественных наук
СВФУ
Протокол № 2
«29» октября 2015г.

Утверждаю

Директор Института
_____ А.Н.Николаев
«12» ноября 2015 г

ПРОГРАММА ВСТУПИТЕЛЬНЫХ ИСПЫТАНИЙ

ПО ФУНДАМЕНТАЛЬНОЙ И ПРИКЛАДНОЙ ХИМИИ

(Для поступающих по направлениям: 04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия» на базе среднего профессионального образования профильной направленности)

ФОРМА ПРОВЕДЕНИЯ ЭКЗАМЕНА: СОБЕСЕДОВАНИЕ

Якутск 2015

Содержание

1. Разработчики
2. Форма проведения вступительного экзамена
3. Требования к уровню подготовки абитуриентов
4. Программа вступительного экзамена по предмету
5. Оценивание
6. Рекомендуемая литература для подготовки к экзамену
7. Образец вопросов собеседования

1. Разработчики

Охлопкова А.А., д.т.н., заведующий кафедры Высокомолекулярных соединений и органической химии ИЕН СВФУ

Спиридонов А.М., старший преподаватель кафедры Высокомолекулярных соединений и органической химии ИЕН СВФУ

2. Форма проведения вступительного экзамена

Вступительные испытания по фундаментальной и прикладной химии проводятся по материалам, разработанным предметной экзаменационной комиссией **в форме вопросов как собеседование.** Все вступительные испытания оцениваются по 100-балльной шкале.

3. Требования к уровню подготовки абитуриентов

Абитуриент, сдающий экзамен по химии должен продемонстрировать знание основных теоретических вопросов химии и умение применять их для решения конкретных химических задач. При ответах на вопросы теста экзаменующийся должен:

- знать основные законы и понятия химии.
- уметь давать сравнительную характеристику элементов по группам и периодам Периодической системы Д. И. Менделеева;
- знать конкретные физические и химические свойства простых веществ и однотипных соединений элементов;
- уметь анализировать зависимость свойств веществ от их состава и строения;
- на основании теории химического строения органических соединений А.М. Бутлерова экзаменующийся должен уметь давать характеристику каждого класса органических соединений: особенностей электронного и пространственного строения, закономерностей изменения свойств в гомологическом ряду, а также знать номенклатуру, виды изомерии, химические свойства;
- уметь решать типовые и комбинированные задачи по основным разделам химии

4. Программа вступительного собеседования по географии

Пояснительная записка

Программа составлена на основании Примерной программы по химии для основного и среднего (полного) общего образования (базовый уровень), Кодификатора элементов содержания и требований к уровню подготовки выпускников общеобразовательных учреждений для проведения единого государственного экзамена по химии, подготовленного Федеральным государственным бюджетным научным учреждением «ФЕДЕРАЛЬНЫЙ ИНСТИТУТ ПЕДАГОГИЧЕСКИХ ИЗМЕРЕНИЙ», 2013 г.

РАЗДЕЛ I. ФУНДАМЕНТАЛЬНАЯ ХИМИЯ

1. Предмет и задачи химии. Явления химические и физические. Взаимосвязь химии с другими естественными дисциплинами. Химия и медицина.
2. Основные положения атомно-молекулярного учения. Вещества с молекулярным и немолекулярным строением. Атомы, молекулы, ионы.
3. Относительная атомная и относительная молекулярная масса. Моль. Количество вещества. Молярная масса.
4. Химические превращения. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава вещества. Стехиометрия.
5. Закон Авогадро и следствия из него. Молярный объем газа. Нормальные условия. Абсолютная и относительная плотность газа. Средняя молярная масса газовой

смеси. Объемные соотношения газов при химических реакциях. Уравнение Клайперона-Менделеева.

6. Химический элемент. Строение ядер атомов химических элементов. Изотопы. Стабильные и нестабильные ядра. Радиоактивные превращения, деление ядер и ядерный синтез. Период полураспада.

7. Простое вещество, сложное вещество. Явления аллотропии и изомерии. Знаки химических элементов и химические формулы. Валентность и степень окисления атома.

8. Строение электронных оболочек атомов. Энергетические уровни и подуровни, атомные орбитали. Квантовые числа. Спаренные и неспаренные электроны. Основные закономерности размещения электронов в атомах элементов малых и больших периодов. Электронные конфигурации атомов в основном и возбужденном состояниях, принцип Паули, правило Хунда. s-, p-, d- и f-элементы.

9. Открытие Д.И. Менделеевым периодического закона и создание периодической системы элементов. Современная формулировка периодического закона. Причины периодичности свойств элементов. Значение периодического закона. Периоды, группы и подгруппы в периодической системе. Связь свойств элементов и их соединений с положением в периодической системе. Металлы и неметаллы.

10. Типы химических связей: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая, водородная (межмолекулярная и внутримолекулярная). σ- и π-связи. Механизмы образования ковалентной связи (с использованием неспаренных электронов и по донорно-акцепторному типу). Энергия связи. Потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Валентные возможности атома.

11. Модель гибридизации орбиталей. Связь электронной структуры молекул с их геометрическим строением (на примере соединений элементов 2-го периода).

12. Кристаллические и аморфные вещества. Основные типы кристаллических решеток.

13. Классификация химических реакций по различным признакам: по изменению степеней окисления атомов, по числу и составу исходных и образующихся веществ, по типу разрыва ковалентных связей (по механизму), по тепловому эффекту, по признаку обратимости.

14. Окислительно-восстановительные реакции. Процессы восстановления и окисления. Восстановители и окислители.

15. Тепловой эффект химической реакции. Теплота образования и теплота сгорания вещества. Термохимические уравнения реакций. Тепловые эффекты при растворении различных веществ в воде.

16. Скорость химических реакций. Гомогенные и гетерогенные реакции. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры, поверхности соприкосновения. Кинетическое уравнение реакции, константа скорости. Катализ и катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ингибиторы. Ферменты как биокатализаторы.

17. Химическое равновесие. Константа равновесия, степень превращения. Смещение положения химического равновесия под влиянием различных факторов: концентрации реагирующих веществ, давления, температуры. Принцип Ле-Шателье.

18. Растворы. Растворы концентрированные и разбавленные, насыщенные и ненасыщенные. Зависимость растворимости веществ от их природы, от давления и температуры. Процессы, происходящие при растворении различных веществ в воде. Коэффициент растворимости. Способы выражения состава раствора (массовая доля, молярная концентрация). Коллоидные системы, причины их устойчивости. Коагуляция. Грубодисперсные системы (суспензии и эмульсии).

19. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Ионные уравнения реакций. Условия протекания химических реакций в

растворах электролитов. Свойства кислот, оснований и солей в свете теории электролитической диссоциации.

20. Основные классы неорганических веществ.

21. Оксиды, классификация оксидов. Способы получения оксидов. Их физические и химические свойства.

22. Основания, их классификация, способы получения и химические свойства. Щелочи. Амфотерные гидроксиды.

23. Кислоты, их классификация, способы получения, физические и химические свойства.

24. Соли, их классификация, номенклатура, способы получения и химические свойства. Гидролиз солей. Кристаллогидраты.

25. Металлы, их положение в периодической системе. Общие физические и химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжения металлов. Сплавы. Коррозия металлов и ее предупреждение. Основные способы получения металлов.

26. Щелочные металлы, их общая характеристика. Нахождение в природе, способы получения, физические и химические свойства. Важнейшие соединения щелочных металлов, их применение. Гидроксиды натрия и калия, их получение, свойства и применение. Калийные удобрения.

27. Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы периодической системы, их оксиды и гидроксиды. Кальций, его нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Важнейшие соединения кальция, их получение, свойства и применение. Жесткость воды и способы ее устранения.

28. Алюминий. Нахождение в природе, получение, физические и химические свойства, применение. Оксид, гидроксид и соли алюминия. Комплексные соединения алюминия. Представления об алюмосиликатах.

29. Металлы побочной подгруппы VIII группы (железо, никель, платина). Их электронное строение. Железо, его нахождение в природе, получение, физические и химические свойства, применение. Оксиды, гидроксиды и соли железа, их получение и свойства. Никель и платина, их физические и химические свойства, применение.

30. Металлы побочных подгрупп (медь, цинк, титан, хром, марганец). Их электронное строение, нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Оксиды, гидроксиды и соли этих элементов.

31. Водород, его общая характеристика, нахождение в природе. Изотопы водорода. Способы получения водорода в лаборатории и в промышленности, физические и химические свойства, применение.

32. Галогены, их общая характеристика. Соединения галогенов в природе. Получение галогенов. Применение галогенов и их соединений. Хлор. Получение хлора в лаборатории и в промышленности. Его физические и химические свойства. Получение, свойства и применение хлороводорода, соляной кислоты и ее солей. Соединения с положительными степенями окисления хлора.

33. Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы периодической системы. Сера, ее нахождение в природе, получение, аллотропия, физические и химические свойства, применение. Оксиды серы, их получение и свойства. Сероводород и сульфиды, их получение и свойства. Серная кислота, ее электронное строение, получение, физические и химические свойства, применение. Соли серной кислоты. Сернистая кислота и ее соли.

34. Кислород. Его нахождение в природе. Аллотропия кислорода. Получение и свойства озона. Получение кислорода в лаборатории и в промышленности. Его физические и химические свойства. Роль кислорода в природе, его применение.

35. Вода. Строение молекулы воды и иона гидроксония. Физические и химические свойства воды. Пероксиды водорода и металлов, их получение и свойства.

36. Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы периодической системы. Фосфор, его нахождение в природе, получение. Аллотропия фосфора, физические и химические свойства, применение. Фосфиды и фосфин. Оксиды фосфора (III) и (V). Галогениды фосфора. Орто-, мета- и дифосфорная кислоты. Их получение и химические свойства. Соли фосфорной кислоты. Фосфорные удобрения.

37. Азот, его общая характеристика, нахождение в природе, получение. Электронное строение молекулы азота. Физические и химические свойства азота. Нитриды. Аммиак, строение его молекулы, получение, физические и химические свойства, применение. Оксиды азота и азотная кислота. Строение молекулы азотной кислоты, ее получение и химические свойства, применение. Свойства солей азотной кислоты. Азотные удобрения.

38. Общая характеристика элементов главной подгруппы IV группы периодической системы элементов. Кремний, его нахождение в природе, получение, физические и химические свойства, применение. Оксид кремния(IV) и кремниевая кислота, их химические свойства. Соли кремниевой кислоты.

39. Углерод. Его общая характеристика, нахождение в природе. Аллотропия углерода. Получение углерода, его физические и химические свойства, применение. Оксиды углерода и угольная кислота. Их получение и свойства. Соли угольной кислоты, их получение, свойства и применение.

40. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы.

41. Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова. Зависимость свойств органических соединений от их строения. Виды изомерии. Электронная природа химических связей в органических соединениях. Типы разрыва ковалентной связи при реакциях органических соединений. Свободные радикалы.

42. Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов). Их электронное строение, изомерия, номенклатура. Конформации. Способы получения алканов, их физические и химические свойства, применение.

43. Циклоалканы, их строение, изомерия, номенклатура. Способы получения и химические свойства циклоалканов.

44. Этиленовые углеводороды (алкены). Их электронное строение, изомерия, номенклатура. Геометрическая изомерия. Получение, физические и химические свойства алкенов. Правило Марковникова. Применение алкенов.

45. Алкадиены. Электронное строения, изомерия, номенклатура. Получение, химические свойства и применение алкадиенов.

46. Алкины. Электронное строение, изомерия, номенклатура. Кислотные свойства алкинов. Способы получения, физические и химические свойства алкинов. Применение.

47. Ароматические углеводороды (арены). Электронное строение молекулы бензола. Изомерия и номенклатура гомологов бензола. Получение бензола и его гомологов. Химические свойства ароматических углеводородов. Ориентирующее действие заместителей в бензольном кольце. Взаимное влияние атомов в молекуле на примере толуола. Стирол. Применение ароматических углеводородов.

48. Галогенопроизводные различных классов углеводородов. Их способы получения и химические свойства.

49. Природные источники углеводородов: нефть, природный и попутный газ, уголь. Процессы, протекающие при их переработке.

50. Спирты. Их классификация, изомерия, номенклатура. Электронное строение молекулы этилового спирта. Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов, способы их получения, физические и химические свойства, применение. Многоатомные спирты, способы их получения, химические свойства и применение.

51. Фенолы. Электронное строение фенола. Способы получения фенола, его физические и химические свойства. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола. Сравнение свойств фенола со свойствами спиртов. Применение фенола.

52. Простые эфиры, их строение и методы получения.

53. Карбонильные соединения. Альдегиды и кетоны. Электронное строение карбонильной группы. Изомерия и номенклатура альдегидов, их способы получения, физические и химические свойства. Применение.

54. Карбоновые кислоты. Электронное строение карбоксильной группы. Зависимость силы карбоновых кислот от строения органического радикала. Номенклатура и изомерия одноосновных карбоновых кислот. Способы получения карбоновых кислот, их физические и химические свойства. Применение. Ненасыщенные карбоновые кислоты (акриловая, метакриловая). Щавелевая кислота.

55. Сложные эфиры, их строение и номенклатура. Получение сложных эфиров, их физические и химические свойства, применение. Жиры как представители сложных эфиров, их роль в природе, переработка жиров. Карбоновые кислоты, входящие в состав жиров (стеариновая, пальмитиновая, олеиновая, линолевая и линоленовая). Мыла и другие моющие средства.

56. Нитросоединения. Нитрометан и нитробензол.

57. Углеводы. Классификация углеводов. Моносахариды (глюкоза, фруктоза, рибоза и дезоксирибоза), их строение. Циклические формы моносахаридов. Физические и химические свойства глюкозы, ее применение. Дисахариды: целлобиоза, мальтоза и сахароза, их строение и свойства. Полисахариды (крахмал и целлюлоза). Их строение, нахождение в природе, биологическая роль, химические свойства и применение. Декстрины.

58. Амины, их электронное строение, изомерия, номенклатура. Получение аминов, физические и химические свойства. Амины как органические основания. Сравнение основных свойств различных аминов и аммиака. Проявление взаимного влияния атомов в молекуле анилина.

59. Гидроксикислоты. Молочная кислота. Оптическая изомерия.

60. Аминокислоты. Их изомерия и номенклатура. Получение, физические и химические свойства аминокислот. а-Аминокислоты, входящие в состав белков (глицин, аланин, валин, фенилаланин, тирозин, серин, цистеин, глутаминовая кислота, лизин, триптофан). Пептиды. Первичная, вторичная и третичная структура белка. Свойства белков.

61. Азотсодержащие гетероциклические соединения. Пиридин, пиррол, пиримидин, пурин. Азотистые основания, входящие в состав нуклеиновых кислот (урацил, тимин, цитозин, аденин, гуанин). Нуклеозиды и нуклеотиды, их строение. Строение нуклеиновых кислот.

62. Общие понятия химии высокомолекулярных соединений: мономер, полимер, структурное звено, степень полимеризации, стереорегулярность полимера. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры, получаемые реакцией полимеризации (полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полиметилметакрилат). Каучуки. Природный и синтетические каучуки. Вулканизация каучуков. Полимеры, получаемые по реакции поликонденсации. Фенолформальдегидные смолы. Синтетические волокна капрон и лавсан. Искусственные волокна (ацетатный шелк). Биополимеры.

63. Качественные реакции на различные классы органических веществ.

64. Расчет молярной массы вещества исходя из его формулы или относительной и абсолютной плотности (для газов).

65. Расчет количества вещества исходя из его массы или объема (для газов).

66. Приведение объема газа к нормальным условиям.

67. Определение массовых долей элементов в веществе, исходя из его формулы.

68. Определение формулы вещества на основании данных элементного анализа.

69. Расчет состава раствора (массовых долей растворенных веществ или их молярных концентраций)

70. Стехиометрические расчеты по уравнениям химических реакций в молях (в объемах для реакций с участием газов)

71. Нахождение коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

72. Простейшие термохимические расчеты.

73. Определение скорости химической реакции по изменению количества вещества за определенный интервал времени, по кинетическому уравнению реакции, пересчет скорости реакции при изменении температуры (по уравнению Вант-Гоффа).

РАЗДЕЛ II. ПРИКЛАДНАЯ ХИМИЯ

1. Предмет и задачи прикладной химии
2. Профессиональная гигиена и техника безопасности
3. Химия и энергетика
4. Сырье. Минеральное сырье, руда, нерудное сырье. Растительное и животное сырье
5. Вода в химической промышленности
6. Основные виды твердого топлива и его переработка
7. Нефть. Переработка нефти.
8. Природные горючие газы
9. Производство водорода
10. Производство азота и кислорода
11. Производство аммиака
12. Производство азотной кислоты
13. Производство серы и сернистого газа, серной кислоты. Серное сырье. Производство серы, сернистого газа, обжиг серного колчедана.
14. Сероводородный способ производства серной кислоты.
15. Технология минеральных солей и удобрений.
16. Производство фосфора и фосфорной кислоты.
17. Технология силикатов и стекла.
18. Черная металлургия. Свойства и классификация металлов.
19. Цветная металлургия.
20. Промышленный органический синтез
21. Производство кислородсодержащих органических соединений. Производство уксусной кислоты и ее эфиров. Производство ацетона, уксусного альдегида, этиленгликоля и глицерина.
22. Производство фенола, стирола, анилина.
23. Высокомолекулярные соединения (ВМС). Общие понятия химии ВМС
24. Понятие об агрегатном, фазовом и физическом состоянии.
25. Высокоэластическое состояние полимеров. Понятие стеклообразного состояния полимеров. Вязко-текучее аморфное состояние. Кристаллическое состояние полимеров.
26. Природные и синтетические полимеры. Искусственные и синтетические волокна. Каучуки.
27. Области применения высокомолекулярных соединений. Пластики. Эластомеры. Волокна.
28. Сточные воды и их обезвреживание
30. Вулканизация каучука.

5. Оценивание
Критерии оценки

Результаты экзамена в форме собеседования по фундаментальной и прикладной химии оцениваются по 100-балльной шкале.

6. Рекомендуемая литература для подготовки к экзамену

1. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. – М.: Экзамен
2. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – М.: Новая волна, 2002.
3. Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. Химия. 8-11 классы. – М.: Просвещение, 2008.
4. Хомченко Г.П. Сборник задач и упражнений по химии для средней школы. – М.: Новая волна.
5. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Экзамен
6. Пузаков С.А., Попков В.А. Пособие по химии для поступающих в ВУЗы. Вопросы, упражнения, задачи. Образцы экзаменационных билетов. – М.: Высшая школа, 2009.
7. Белавин И.Ю. Решение задач по химии. – М.: РГМУ, 2006.
8. Лёвкин А.Н., Кузнецова Н.Е. Задачник по химии. 11 класс. – М.: Вентана-Граф.

ПРОГРАММА КУРСА ХИМИИ ДЛЯ 8—11 КЛАССОВ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ УЧРЕЖДЕНИЙ

8 КЛАСС

Химия — наука о веществах, их свойствах и превращениях.

Понятие о химическом элементе и формах его существования: свободных атомах, простых и сложных веществах. Превращения веществ. Отличие химических реакций от физических явлений. Роль химии в жизни человека. Хемофилия и хемофобия. Краткие сведения из истории возникновения и развития химии. Период алхимии. Понятие о философском камне. Химия в XVI в. Развитие химии на Руси. Роль отечественных ученых в становлении химической науки — работы М. В. Ломоносова, А. М. Бутлерова, Д. И. Менделеева. Химическая символика. Знаки химических элементов и происхождение их названий. Химические формулы. Индексы и коэффициенты. Относительные атомная и молекулярная массы. Расчет массовой доли химического элемента по формуле вещества.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, ее структура: малые и большие периоды, группы и подгруппы (главная и побочная). Периодическая система как справочное пособие для получения сведений о химических элементах. Атомы химических элементов Атомы как форма существования химических элементов. Основные сведения о строении атомов. Доказательства сложности строения атомов. Опыты Резерфорда. Планетарная модель строения атома. Состав атомных ядер: протоны и нейтроны. Относительная атомная масса. Взаимосвязь понятий «протон», «нейтрон», «относительная атомная масса». Изменение числа протонов в ядре атома — образование новых химических элементов. Изменение числа нейтронов в ядре атома — образование изотопов. Современное определение понятия «химический элемент». Изотопы как разновидности атомов одного химического элемента. Электроны. Строение электронных оболочек атомов химических элементов № 1—20 периодической системы Д. И. Менделеева. Понятие о завершенном и незавершенном электронном слое (энергетическом уровне). Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева и строение атомов: физический смысл порядкового номера элемента, номера группы, номера периода. Изменение числа электронов на внешнем электронном уровне атома химического элемента — образование положительных и отрицательных ионов. Ионы, образованные атомами металлов и неметаллов. Причины изменения металлических и неметаллических свойств в периодах и группах.

Образование бинарных соединений. Понятие об ионной связи. Схемы образования ионной связи. Взаимодействие атомов химических элементов-неметаллов между собой — образование двухатомных молекул простых веществ. Ковалентная неполярная химическая связь. Электронные и структурные формулы. Взаимодействие атомов химических элементов-неметаллов между собой — образование бинарных соединений неметаллов.

Электроотрицательность. Понятие о ковалентной полярной связи. Взаимодействие атомов химических элементов-металлов между собой — образование металлических кристаллов. Понятие о металлической связи. Демонстрации. Модели атомов химических элементов. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Положение металлов и неметаллов в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Важнейшие простые вещества — металлы: железо, алюминий, кальций, магний, натрий, калий. Общие физические свойства металлов. Важнейшие простые вещества — неметаллы, образованные атомами кислорода, водорода, азота, серы, фосфора, углерода. Способность атомов химических элементов к образованию нескольких простых веществ — аллотропия. Аллотропные модификации кислорода, фосфора и олова. Металлические и неметаллические свойства простых веществ. Относительность деления простых веществ на металлы и неметаллы. Постоянная Авогадро. Количество вещества. Моль. Молярная масса. Молярный объем газообразных веществ. Кратные единицы количества вещества — миллимоль и киломоль, миллимолярная и киломолярная массы вещества, миллимолярный и киломолярный объемы газообразных веществ.

Степень окисления. Определение степени окисления элементов по химической формуле соединения. Составление формул бинарных соединений, общий способ их называния. Бинарные соединения: оксиды, хлориды, сульфиды и др. Составление их формул. Представители оксидов: вода, углекислый газ и негашеная известь. Представители летучих водородных соединений: хлороводород и аммиак. Основания, их состав и названия. Растворимость оснований в воде. Таблица растворимости гидроксидов и солей в воде. Представители щелочей: гидроксиды натрия, калия и кальция. Понятие о качественных реакциях. Индикаторы. Изменение окраски индикаторов в щелочной среде. Кислоты, их состав и названия. Классификация кислот. Представители кислот: серная, соляная и азотная. Изменение окраски индикаторов в кислотной среде. Соли как производные кислот и оснований. Их состав и названия. Растворимость солей в воде. Представители солей: хлорид натрия, карбонат и фосфат кальция. Аморфные и кристаллические вещества. Межмолекулярные взаимодействия. Типы кристаллических решеток: ионная, атомная, молекулярная и металлическая. Зависимость свойств веществ от типов кристаллических решеток. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Закон постоянства состава для веществ молекулярного строения. Чистые вещества и смеси. Примеры жидких, твердых и газообразных смесей. Свойства чистых веществ и смесей. Их состав. Массовая и объемная доли компонента смеси. Расчеты, связанные с использованием понятия «доля».

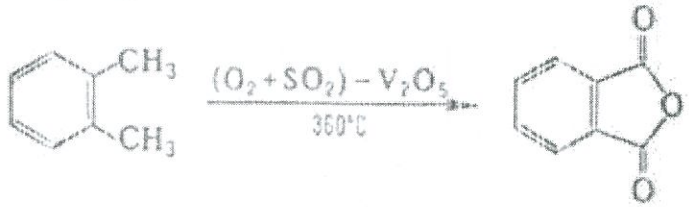
Понятие явлений как изменений, происходящих с веществами. Явления, связанные с изменением кристаллического строения вещества при постоянном его составе, — физические явления. Физические явления в химии: дистилляция, кристаллизация, выпаривание и возгонка веществ, центрифугирование. Явления, связанные с изменением состава вещества, — химические реакции. Признаки и условия протекания химических реакций. Понятие об экзо- и эндотермических реакциях. Реакции горения как частный случай экзотермических реакций, протекающих с выделением света. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения. Значение индексов и коэффициентов. Составление уравнений химических реакций. Расчеты по химическим уравнениям. Решение задач на нахождение количества вещества, массы или объема продукта реакции по количеству вещества, массе или объему исходного вещества. Расчеты с использованием понятия «доля», когда исходное вещество дано в виде раствора с заданной массовой долей растворенного вещества или содержит определенную долю примесей. Реакции разложения. Понятие о скорости химических реакций. Катализаторы. Ферменты.

Реакции соединения. Каталитические и некаталитические реакции. Обратимые и необратимые реакции. Реакции замещения. Электрохимический ряд напряжений металлов, его использование для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и растворами кислот. Реакции вытеснения одних металлов из растворов их солей другими металлами. Реакции обмена. Реакции нейтрализации. Условия протекания реакций обмена в

до спиртов, не реагируя с амидами и сложными эфирами; $LiAlH_4$ восстанавливает все эти соединения до спиртов. Среди окислителей высокой селективностью обладают, например, комплекс CrO_3 с пиридином, с высоким выходом окисляющий спирты в кетоны, не затрагивая кратные связи C—C, а также SeO_2, окисляющий кетоны и альдегиды до α-дикарбонильных соединений.

Селективность окислительно-восстановительных реакций может быть обеспечена и в каталитических процессах; например, в зависимости от катализатора и условий реакций ацетиленовые углеводороды можно селективно гидрировать до этиленовых или насыщенных углеводородов. Электрохимическое восстановление CO_2 до CO в водной среде в присутствии никелевого комплекса 1,4,8,11-тетраазациклотетрадекана позволяет проводить желаемый процесс при более низких потенциалах и одновременно подавлять электролиз воды с образованием H_2. Эта реакция имеет ключевое значение для превращения CO_2 через CO в разнообразные органические вещества.

Каталитические окислительно-восстановительные реакции (ОВР) играют важную роль в промышленности, например:



$$C_6H_5NO_2 \xrightarrow[170°C]{H_2 - CuCO_3} C_6H_5NH_2$$

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) широко распространены в природе и используются в технике. В основе жизни лежат окислительно-восстановительные реакции (ОВР), происходящие при *фотосинтезе*, дыхании, транспорте электронов; они же обеспечивают основную часть энергопотребления человечества за счет сжигания органического топлива. Получение металлов, извлечение энергии взрыва основано на окислительно-восстановительных реакциях.

2. Спирты. Их классификация, изомерия, номенклатура. Электронное строение молекулы этилового спирта. Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов, способы их получения, физические и химические свойства, применение. Многоатомные спирты, способы их получения, химические свойства и применение. (25 баллов)

Спирты (алкоголи), орг. соединения, содержащие в молекуле одну или несколько гидроксильных групп OH у насыщ. атомов углерода. По количеству этих групп различают одно- (иногда термин "алкоголи" относят только к одноатомным спиртам), двух- (гликоли), трех- (глицерины) и многоатомные спирты. Спирты, содержащие две группы OH у одного атома углерода (гем-диолы), как правило, неустойчивы. Некоторые из этих соед., например стабилизированные внутримол. водородными связями, стабильны. С. могут содержать Hal, группы NH_2, CHO и CO, COOH, CN (соотв. галогенспирты, аминоспирты, оксиальдегиды и оксикетоны, оксикислоты, оксинитрилы). Алифатические спирты могут быть первичными RCH_2OH, вторичными RR'CHOH и третичными RR'R:COH. Соед. с группой OH при двойной связи относят к енолам, а при углеродеароматич. кольца-к фенолам.

По номенклатуре ИЮПАК, название спиртов производят прибавлением к назв. соответствующего углеводорода суффикса "ол" либо префикса "гидрокси" для соед, со смешанными ф-циями или в случае, когда группа OH находится в боковой цепи, например: $HOCH_2CH_2CH(CH_2OH)CH_2OH$ наз. 2-гидроксиметил-1,4-бутандиол. Многие спирты имеют тривиальные назв. (см. табл.).

СВОЙСТВА НЕКОТОРЫХ СПИРТОВ

Формула	Название: ИЮПАК	тривиальное	Мол. м.	$T_{пл}$, °C	$T_{кип}$, °C	d_4^{25}	n_D^{20}
CH_3OH	Метанол	Метиловый спирт	32,04	−95,9	64,5	0,7914	1,3288
C_2H_5OH	Этанол	Этиловый спирт	46,07	−114,15	78,39	0,7893	1,3611
$(CH_3)_2CHOH$	2-Пропанол	Изопропиловый спирт	60,1	−89,5	82,4	0,7855	1,3776
$(CH_3)_3COH$	2-Метил-2-пропанол	трет-Бутиловый спирт	74,12	25,5	82,5	0,7887	1,3954
$(CH_3)_2CHCH_2CH_2OH$	3-Метил-1-бутанол	Изоамиловый спирт	88,15	−117,2	131,4	0,8120	1,4078
$CH_2=CHCH_2OH$	2-Пропен-1-ол	Аллиловый спирт	58,08	−129	96,9	0,852	1,4133
CH_3CCH_2OH	2-Пропин-1-ол	Пропаргиловый спирт	56,06	−48	113,6	0,9485	1,4322
$HOCH_2CH_2OH$	1,2-Этандиол	Этиленгликоль, гликоль	62,07	−17,5	197,6	1,116	1,4316
$C(CH_2OH)_4$	2,2-Бис(гидроксиметил)-1,3-пропандиол	Пентаэритрит	136,15	260–250	276*	1,394	1,5590
	Циклогексанол	Циклогексиловый спирт, гексагидрофенол	100,16	25,15	161,1	0,9416	1,4648
$C_6H_5CH_2OH$	Бензолметанол	Бензиловый спирт	108,14	−15,3	205,0	1,0419	1,5396
$C_6H_5CH_2CH_2OH$	2-Фенилэтанол	Фенетиловый спирт	122,17	−27,0	218,2	1,0202	1,5325
$C_6H_5CH=CHCH_2OH$	3-Фенил-2-пропен-1-ол	Коричный спирт, β-фенилаллиловый спирт	134,18	24	256–258	1,0440	1,5819
	2-Гидроксиметилфуран	Фурфуриловый спирт	98,10	-	155	1,1319	1,5324

* При 30 °C.

В природе спирты встречаются в виде сложных эфиров (жиры, воски, эфирные масла) и в своб. состоянии. Так, 3-гексенол (т. наз. спирт листьев) содержится в зеленых листьях и фруктах, эфирных маслах, бензиловый спирт - в жасминном масле, а фенетиловый спирты - в розовом масле.

Свойства. спирты - жидкости или твердые вещества, хорошо раств. во мн. орг. растворителях. Низшие алифатические спирты раств. в воде; высшие алифатич. и арилалифатические спирты плохо раств. в воде.

Алифатич. спирты C_1-C_3 обладают характерным алкогольным запахом, C_4-C_5 сладковатым удушливым запахом, высшие алифатические спирты без запаха, арилалифатические спирты и терпеноиды, содержащие группу OH, с фруктово-цветочным запахом.

Атом кислорода гидроксильной группы имеет sp^3-гибридизацию. Средние длины связей 0,143 нм (C—O) и 0,091 нм (O—H). Обе связи полярны. Полярностью группы OH и. ее способностью образовывать водородные связи объясняют относительно высокие значения температур кипения и диэлектрич. проницаемости спиртов.

В ИК спектрах спиртов характеристич. полосы поглощения лежат в области 3580-3670 $см^{-1}$ (своб. группа OH). 3450-3550 $см^{-1}$ (внутримол. ассоциаты), 3200-3400 $см^{-1}$ (межмол. ассоциаты). В УФ и видимой областях спектра группа OH не поглощает. В спектрах ПМР хим. сдвиг группы OH d 0,5-5,5 м. д., мультиплетность сигнала зависит от характера спиртов: первичные спирты дают триплет, вторичные-дублет, третичные-синглет. Группа OH обладает отрицат. индукционным и положит. мезомерным эффектами: константа Тафта s* 1,55, константы Гаммета $s_{мета}$ 0,121, $s_{пара}$ - 0,37, $\sigma^+_{пара}$ -0,853.

Подобно воде, спирты проявляют амфотерные свойства. Величина pK_a (вода, 25 °C) для CH_3OH 15,1, C_2H_5OH 15,9, $(CH_3)_3COH$ ≥19, $(CF_3)_3COH$ 5,4.

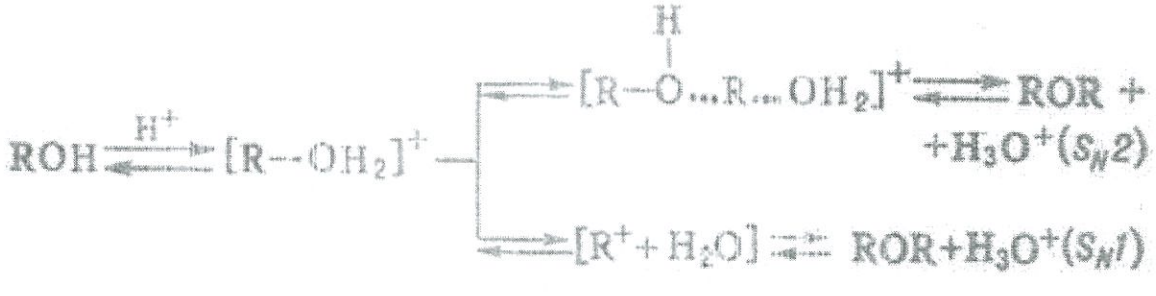
Большинство реакций спиртов протекает с разрывом связей O—H или C—O. Для C. характерны также реакции, в которых участвуют a-H-атом (окисление), b-H-атом (дегидратация). или d-H-атом (окислит. циклизация).

Со щелочными, щел.-зем. и др. металлами спирты образуют алкоголяты, например:

$$3C_2H_5OH + Al \xrightarrow{HgCl_2} (C_2H_5O)_3Al + 1{,}5\ H_2$$

Р-ция с сильными минер. кислотами приводит либо к эфирам этих кислот (избыток кислоты), либо к простым эфирам (избыток спирта). например:

$$C_3H_7OH + HOSO_3H \rightleftharpoons C_3H_7OSO_3H + H_2O$$



Реакция образования простых эфиров может протекать по механизмам S_N2 (R и R'-первичный алкил) либо S_N1 (R-трет-алкил, аллил, бензил) в зависимости от легкости образования карбкатиона; для реакций, протекающих по механизму S_N1, используют мягкие условия (разб. кислоты, по-ниж. температуру) во избежание дегидратации до олефинов. Дегидратация под действием сильных минер. кислот идет и в случае первичных или вторичных спиртов.

Простые эфиры образуются также при дегидратации С. в присутствии катализаторов либо при их присоединении по кратным связям, например:

$$C_2H_5OH \xrightarrow[-H_2O]{t,\ Al_2O_3} C_2H_5OC_2H_5 + CH_2{=}CH_2$$

$$C_2H_5OH + CH_3CH{=}CHCN \xrightarrow{OH} CH_3CH(OC_2H_5)CH_2CN$$

Р-ция спиртов с альдегидами в присутствии HCl, п-толуолсульфокислоты и др. катализаторов приводит к ацеталям, например:

$$C_2H_5OH + CH_3CHO \rightleftarrows CH_3CH(OC_2H_5)_2$$

При взаимодействии спиртов с карбоновыми кислотами образуются сложные эфиры: реакцию проводят в избытке спирта с одновременным удалением воды в присутствии катализаторов (HCl, BF_3, H_2SO_4 и др.); в случае первичных и вторичных спиртов катализатор активирует кислоту, в случае третичных-спирт:

$$\begin{array}{l} RCOOH \overset{H^+}{\rightleftarrows} [R{-}C(OH)OH]^+ \overset{ROH}{\rightleftarrows} \\ R'OH \overset{H^+}{\rightleftarrows} [R'OH_2]^+ \overset{RCOOH}{\rightleftarrows} \end{array} [R{-}C(OH)OR']^+ \overset{-H^+}{\rightleftarrows} RCOOR'$$

К сложным эфирам приводят также реакции С. с ангидридами, хлорангидридами, нитрилами, присоединение спиртов к кетенам:

$$ROH \begin{cases} \xrightarrow{(R'CO)_2O} R'COOR + R'COOH \\ \xrightarrow{R'COCl} R'COOR + HCl \end{cases}$$

$$ROH + R'CN \xrightarrow{HCl} R'C(OR){=}\overset{+}{N}H_2Cl^- \longrightarrow R'COOR$$

$$(CH_3)_2C{=}C{=}O + ROH \longrightarrow (CH_3)_2CHCOOR$$

При взаимодействии спиртов с изоцианатами образуются уре-таны, при взаимод. с HCl, $SOCl_2$, PCl_3 и др. происходит обмен группы OH на галоген (легче всего для третичных спиртов), например:

$$ROH + R'NCO : R'NHCOOR\ ROH + SOCl_2 : RCl + HCl + SO_2$$

Восстановление спиртов приводит к углеводородам, действие NH_3-к аминам (последнюю реакцию используют в промышленности для получения низших алифатич. аминов), например:

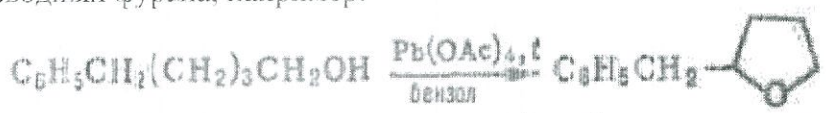
$$RCH_2OH \xrightarrow{LiAlH_4,\ ТГФ,\ t} RCH_3 + H_2O$$

$$C_2H_5OH + NH_3 \xrightarrow[-H_2O]{Al_2O_3} C_2H_5NH_2 + (C_2H_5)_2NH + (C_2H_5)_3N$$

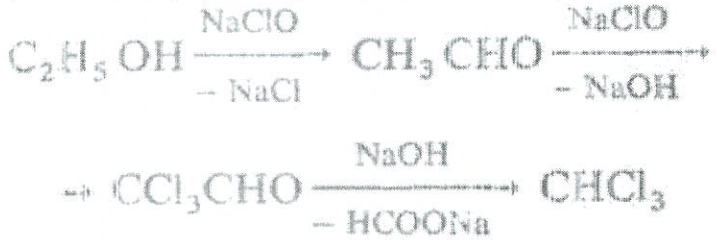
При действии окислителей ($Na_2Cr_2O_7$, $KMnO'_4$, N-бромсукцинимид и др.) первичные спирты превращаются в альдегиды (и далее в кислоты), вторичные - в кетоны (окисление вторичных спиртов в условиях реакции Оппенауэра также приводит к кетонам); такие же

превращения могут осуществляться ката-литич. дегидрированием спиртов в газовой (напр., пропусканием паров спирты над Cu, Ag, Cr, Ni) или жидкой фазе (над Rh, Ru, Os). Третичные спирты устойчивы к окислению в нейтральных и щелочных средах, в кислой среде происходит отщепление воды и расщепление углеродного скелета с образованием кетонов или кислот с меньшим числом атомов углерода. В промышленности часто применяют каталитич. окисление С. кислородом воздуха (так получают CH_2O из CH_3OH, CH_3CHO и CH_3COOH из C_2H_5OH) и электрохим. окисление.

При окислении спиртов, содержащих d-H-атом, происходит циклизация с образованием производных фурана, например:

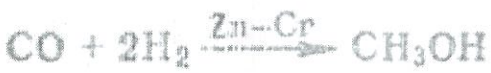


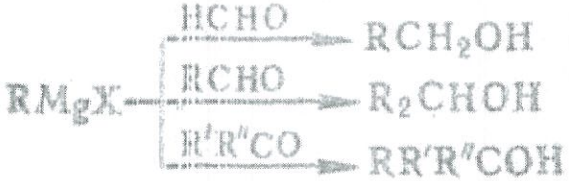
При взаимод. C_2H_5OH с гипогалогенитами Na образуются соотв. хлороформ, бромоформ и йодоформ (т. наз. галоформная реакция):



Анализ. Спирты дают окрашенные соед. с соед. Ce(IV), например аммонийцерийгексанитратом $(NH_4)_2[Ce(NO_3)_6]$. Для идентификации спиртов используют реакции с хлорангидридами бензойной или 3,5-динитробензойной кислоты, либо с фенилизоцианатом, приводящие к образованию хорошо кристаллизующихся эфиров бензойной кислоты или уретанов. Для количеств. определения гидроксильных групп применяют метод Церевитинова: ROH + R'MgX : ROMgX + R'H, а для смесей используют хроматографич. методы.

Получение. Получают спирты гидратацией олефинов в присут. H_2SO_4 или H_3PO_4 (в осн. алканолы C_2—C_4); восстановлением CO на катализаторах Zn—Cr при температуре 300-400 °C и давлении 25-45 МПа (наряду с CH_3OH образуются C_3H_7OH, изо-C_4H_9OH и алканолы C_5-C_{14}); гидролизом галогенсодержащих соед.; взаимод. карбонильных соед. с реактивами Гриньяра, например:





Для получения спиртов используют также восстановление карбонильных соед. натрием, его амальгамой, $LiAlH_4$ в условиях реакции Меервейна-Понндорфа-Верлея, гидрирование в присутствии катализаторов (Pt, Ni) либо электролитич. восстановление.

Для пром. получения бутанола, 2-этилгексанола и пентаэритрита используют альдольную конденсацию, например:

$$CH_3CHO \xrightarrow{HCHO,\ Ca(OH)_2} C(CH_2OH)_4$$

Первичные С. (в т. ч. ароматические) образуются по реакции Канниццаро либо при взаимод. бензола с алкеноксидами в присутствии $AlCl_3$ в условиях реакции Фриделя-Крафтса; ацетиленовые-по реакции Реппе; гидроксиэфиры - в условиях реакции Кнёвенагеля, например:

$$2ArCHO \xrightarrow{KOH,\ 50\,^\circ C} ArCH_2OH + ArCOOH$$

$$C_6H_6 + CH_2\text{-}CH_2 \longrightarrow C_6H_5CH_2CH_2OH$$

$$HC{\equiv}CH + 2HCHO \longrightarrow HOCH_2C{\equiv}CCH_2OH$$

$$CF_3CHO + CH_2(COOR)_2 \longrightarrow CF_3CH(OH)CH(COOR)_2$$

Известны др. способы синтеза спиртов: гидроборирование алкенов, гидролиз сложных эфиров, ферментативное брожение Сахаров.

Применение. Применяют спирты как полупродукты в синтезе разл. орг. соед. (формальдегида, ацетальдегида, ацетона, уксусной кислоты, диэтилового эфира, сложных эфиров карбоновых кислот), в произ-ве красителей, синтетич. волокон, душистых веществ, лек. препаратов, моющих ср-в, пластификаторов и мономеров, в пищ. промышленности. Спирты используют как растворители, ПАВ и др., метиловый спирт также в качестве моторного топлива.

Наиб. значение имеют амиловые спирты, бензиловый спирт, бутиловые спирты, высшие жирные спирты, метиловый спирт, пентаэритрит, пропиловый спирт, b-фенил-этиловый спирт, циклогексанол,этиленгликоль, этиловый спирт.

Среди спиртов наиб. токсическим действием обладает метанол (смертельная доза 100-150 мл), окисляющийся в организме до формальдегида и муравьиной кислоты. Токсичность многоатомных спиртов невысока, за исключением этиленгликоля, образующего в организме ядовитую щавелевую кислоту. Мировое производство спиртов 30 млн. т/год (1985).

3. Производство аммиака (25 баллов)

Рассмотрим процесс синтеза аммиака из простых веществ: водорода и азота. Химизм процесса можно представить с помощью уравнения реакции.

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$$

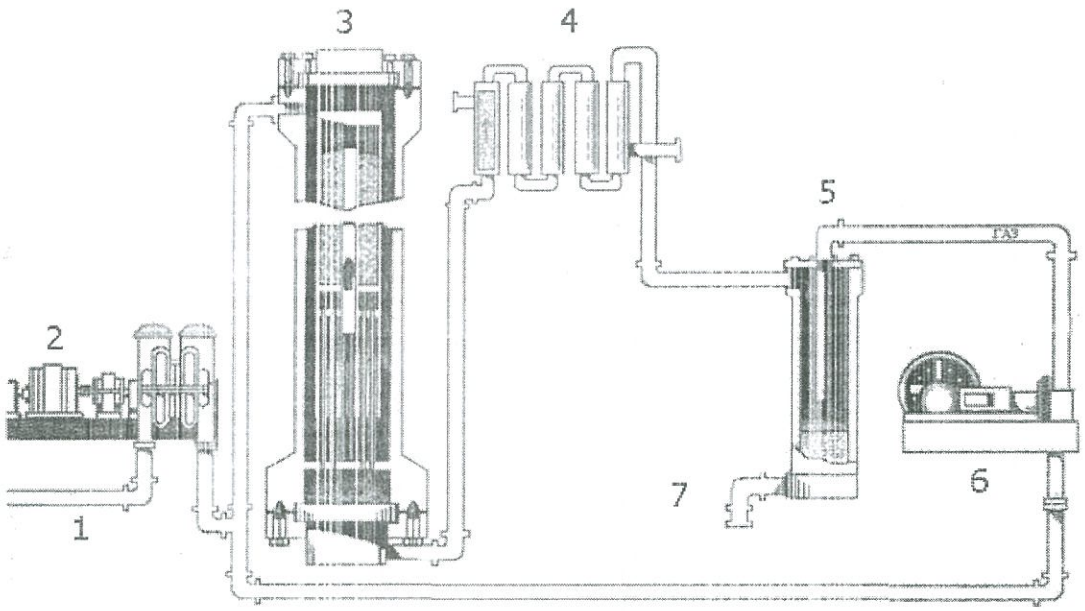
Реакция является обратимой, экзотермической, идущей с уменьшением объёма. Поскольку эта реакция экзотермическая, то понижение температуры будет смещать равновесие в сторону образования аммиака, но при этом существенно снижается скорость химической реакции. Поэтому синтез проводят при температуре 500-550^{0}С и в присутствии катализатора. А так как катализатор ускоряет прямую и обратную реакцию одинаково, а повышение температуры смещает равновесие в сторону исходных веществ, эти условия не выгодны для промышленного производства. В соответствии с принципами смещения равновесия для противодействия влиянию повышенной температуры используют давление. Для синтеза аммиака применяют давлнния 15-100 МПа. Различают три способа производства в зависимости от используемого давления:

1. Низкого давления (10-15 МПа);
2. Среднего давления (25-30 МПа);
3. Высокого давления (50-100 МПа).

Наиболее распространённым является второй способ. В качестве катализатора используют губчатое железо с с добавками оксидов алюминия, калия, кальция, кремния.

Отрицательно на скорость образования аммиака влияют вредные примеси: вода, сероводород, оксид углерода (II). Они отравляют катализатор, снижая его активность. Поэтому азотводородную смесь тщательно очищают. Однако и при этих условиях только часть смеси превращается в аммиак. Для полного использования исходных веществ непрорегировавшую часть смеси вновь направляют в реактор. Рассмотрим процессы, протекающие при синтезе, назначение аппаратов.

Схема производства аммиака.



1-азотводородная смесь, 2-турбокомпрессор, 3-колонна синтеза, 4-холодильник, 5-сепаратор, 6-циркуляционный насос, 7-аммиак на склад

№	Аппарат	Назначение аппарата, процессы, протекающие в нём.
1	трубопро-вод	Подаётся предварительно подготовленная смесь, состоящая из 3 объёмов водорода и 1 объёма азота.
2	турбо-компрессор	Азотводородная смесь сжимается до определённого давления, неоходимого для данного процесса.
3	колонна синтеза	Колонна синтеза преназначена для проведения процесса синтеза аммиака.В контактном аппарате расположены полки с катализатором.Процесс синтеза является сильно экзотермическим, протекает с большим выделением тепла, часть которого расходуется на нагревание поступающей азотводородной смеси. Смесь, выходящая из колонны синтеза, состоит из аммиака (20-30%) и непрорегировавших азота и водорода.
4	холодиль-	Предназначен для охлаждения смеси.Аммиак легко сжимаем и

	ник	при высоком давлении превращается в жидкость. При выходе из холодильника образуется смесь, состоящая из жидкого аммиака и непрореагировавшей азотводородной смеси.
5	сепаратор	Предназначен для отделения жидкого аммиака от газообразной фазы. Аммиак собирается в сборник, расположенный в нижней части сепаратора.
6	циркуляционный насос	Предназначен для возвращения непрореагировавшей смеси в контактный аппарат. Благодаря циркуляции удаётся довести использование азотводородной смеси до 95%.
7	аммиакопровод	Предназначен для транспортировки жидкого аммиака на склад.

4. Вулканизация каучука (25 баллов)

Вулканизаация – технологический процесс взаимодействия каучуков с вулканизующим агентом, при котором происходит сшивание молекул каучука в единую пространственную сетку. При этом повышаются прочностные характеристики каучука, его твёрдость и эластичность, снижаются пластические свойства, степень набухания и растворимость в органических растворителях. Вулканизующими агентами могут являться: сера, пероксиды, оксиды металлов, соединения аминного типа и др. Для повышения скорости вулканизации используют различные катализаторы-ускорители.

Открыл процесс вулканизации Чарльз Гудьир, запатентовавший его в 1844 году. Процесс назван в честь Вулкана, древнеримского бога огня.

В процессе вулканизации каучук становится резиной.

Вулканизации подвергается обычно смесь каучука с различными компонентами, обеспечивающими необходимые эксплуатационные свойства резин: наполнителями (технический углерод, мел, каолин, полидисперсная кремнекислота и т. д.), пластификаторами (нефтяные и талловые масла, фактис, дибутилфталат и т. д.), противостарителями (бисфенолы, диамины и т. д.), ускорителями вулканизации (ксантогенатами, тиазолами, сульфенамидами и т. д.), активаторами вулканизации (оксидом цинка, оксидом магния и т. д.), замедлителями подвулканизации (фталевый ангидрид, N-нитрозодифениламин и т. д.).

Ремонт камеры автомобильной шины

Когда камера автомобильной шины получает прокол и начинает выпускать воздух, её ремонтируют, накладывая заплатку из сырой (невулканизированной) резины и подвергают вулканизации.

Сырая (невулканизированная) резина имеет пластичную консистенцию, её можно смять в комок, она прилипает к предметам. Сырую резину выпускают в листах. С двух сторон она покрыта полиэтиленовой защитной плёнкой.

Автомобильную камеру в месте прокола зачищают от грязи, а также делают её поверхность шероховатой для лучшейадгезии (мелкой наждачной бумагой), обезжиривают бензином. На место прокола накладывают заплатку из сырой резины и зажимают в вулканизаторе.

Электри́ческий вулканиза́тор представляет собой струбцину, одной из губок которой является нагревательный элемент. Заплатка из сырой резины плотно прижимается нагревательным элементом к камере. Чтобы при вулканизации не произошло слипание нагревательного элемента с заплаткой, автолюбители обычно подкладывают кусок бумаги.

При нагревании происходит вулканизация сырой резины, она становится прочной и эластичной. Температура вулканизации 140—160 °C. При таком нагреве бумажная

прокладка начинает менять цвет. Это сигнал к прекращению процесса. Вулканизатор выключают и после полного охлаждения снимают. Ремонт автомобильной камеры закончен.

Электрические вулканизаторы выпускают стационарные (большого размера, для автопредприятий), переносные (работают от сети 220 В), портативные (для ремонта в дорожных условиях, от автомобильного аккумулятора 12 В).

На ранних стадиях эпохи автомобилизации для ремонта автомобильных камер применяли огневые вулканизаторы. Здесь нагревательным элементом служит «тарелка», в которую наливают строго определенную порцию бензина и поджигают. Полное сгорание бензина обеспечивает нужную температуру и нужную длительность процесса вулканизации.

В СССР также выпускались пиротехнические нагреватели (одноразовые эрзац-вулканизаторы): в металлическойтарелке диаметром около 5 см (соответствует среднему размеру заплатки) находилось горючее вещество, «тарелка» с заплаткой из сырой резины прижималась каким-нибудь подручным предметом к камере и поджигался химический состав. После остывания можно было вставлять камеру в шину и продолжать поездку.

Стыковка конвейерных лент

Конвейерные ленты используют в различных областях промышленности. Часто приходится сталкиваться с необходимость их соединения (состыковки) между собой. В таких случаях используют метод горячей, холодной или механической вулканизации.