

ОБЛАСТНОЕ БЮДЖЕТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
«КУРСКИЙ ЭЛЕКТРОМЕХАНИЧЕСКИЙ ТЕХНИКУМ»

Учебно-методическое пособие для подготовки к дифференциированному зачету по химии

Разработал преподаватель:
Заикина Людмила Николаевна
Выполнил студент:
Конев А.П.

Курск 2018

ТРЕБОВАНИЯ К УРОВНЮ ПОДГОТОВКИ ВЫПУСКНИКОВ

В результате изучения химии на базовом уровне обучающийся должен:

знать/понимать

- **важнейшие химические понятия:** вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, аллотропия, изотопы, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем, вещества молекулярного и немолекулярного строения, растворы, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление, тепловой эффект реакции, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие, углеродный скелет, функциональная группа, изомерия, гомология;
- **основные законы химии:** сохранение массы веществ, постоянства состава, периодический закон;
- **основные теории химии:** химической связи, электролитической диссоциации, строения органических соединений;
- **важнейшие вещества и материалы:** основные металлы и сплавы, серная, соляная, азотная и уксусная кислоты; щелочи, аммиак, минеральные удобрения, метан, этилен, ацетилен, бензол, этанол, жиры, мыла, глюкоза, сахароза, крахмал, клетчатка, белки, искусственные и синтетические волокна, каучуки, пластмассы;

уметь

- **называть** изученные вещества по «тривиальной» или международной номенклатуре;
- **определять:** валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислитель и восстановитель, принадлежность веществ к различным классам органических соединений;
- **характеризовать:** элементы малых периодов по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических и органических соединений; строение и химические свойства изученных органических соединений;
- **объяснять:** зависимость свойств веществ от их состава и строения; природу химической связи (ионной, ковалентной, металлической);

ческой), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов;

• **выполнять химический эксперимент** по распознаванию важнейших неорганических и органических веществ;

• **проводить** самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета); использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах;

использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для:

• объяснения химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;

• определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;

• экологически грамотного поведения в окружающей среде;

• оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека и другие живые организмы;

• безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;

• приготовления растворов заданной концентрации в быту и на производстве;

• критической оценки достоверности химической информации, поступающей из разных источников.

Вопросы дифференциированного зачета

1. Типы химических связей: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая. Водородная связь. Привести примеры.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Общие представления о химической связи; частицы, между которыми она может образоваться.
2. Ковалентная химическая связь и способы ее образования:
 - а. Неполярная¹
 - б. Полярная²
 - в. Ковалентная связь в органических соединениях (простые и кратные связи δ- π-связи, двойная, тройная).
3. Ионная связь (неметалл и металл причины возникновения связи)
4. Металлическая связь (особенность строения кристаллической решетки металлов).
5. Водородная связь (особенность электроотрицательного атома в молекуле).

2. Теория строения органических веществ А.М. Бутлерова. Зависимость свойств органических веществ от химического строения.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. История изучения органических веществ.
 - а. особенности строения органических соединений;
 - б. предмет органической химии.
2. Деятельность А.М. Бутлерова и создание теории строения органических соединений.
3. Основные постулаты теории и ее доказательства.
 - а. углерод всегда четырех валентен;
 - б. явление изомерии;
 - в. по свойствам вещества можно определить его строение, а по строению свойства;
 - г. взаимное влияние атомов.
4. Значение теории.

¹ Связь между атомами, электроотрицательности которых одинаковы.

² Связь, образованная атомами, электроотрицательности которых отличаются.

3. Явления химические и физические. Атомно-молекулярное учение. Атомы. Молекулы. Относительная атомная и молекулярная масса. Закон сохранения массы, его значение в химии. Моль – единица количества вещества. Молярная масса. Закон Авогадро и молярный объем газа.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение науки химия, ее целей и задач.
2. Сущность явлений физических и химических их сходство и основные различия.
3. Определение атома и молекулы. Создание атомно-молекулярного учения М.В. Ломоносовым современная трактовка.
4. Расчет относительной атомной и молекулярной массы.
5. Постоянная Авогадро.
6. Моль – количество вещества.
7. Молярный объем газа.

4. Причины изомерии органических веществ. Разнообразие видов изомерии на примере органических веществ.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Второй постулат теории строения органических веществ и следствие из него.
2. Что такое изомеры (определение).
3. Виды изомерии органических соединений:
 - а. Структурная изомерия:
 1. изомерия углеродного скелета;
 2. изомерия положения функциональной группы;
 3. изомерия положения кратной связи (двойной, тройной).
 - б. Пространственная изомерия:
 1. геометрическая изомерия (расположение одинаковых и различных заместителей по разные стороны воображаемой плоскости);
 2. зеркальная изомерия (более трех заместителей);
 3. пространственные изомеры кресло и ванна.
 - в. Межклассовая изомерия.

5. Строение ядер атомов химических элементов и электронных оболочек атомов на примере элементов 1, 2, 3-го периодов ПСХЭ.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. История открытия атома, значения открытия Резерфорда.
2. Планетарная модель атома (частицы: протоны, нейтроны, электроны; ядро протоны и нейтроны орбитали электронов).
3. Смысл порядкового номера элемента (заряд ядра атома, число протонов и электронов), смысл номера периода (число энергетического уровней) нахождение нейtronов.
4. Максимальное число электронов на энергетическом уровне ($2n^2$), виды энергетических ровней и форма облаков (s – шар, p – восьмерка, d – три восьмерки в пространстве, f – сложное облако из 5 восьмерок).
5. Правило заполнения энергетических уровней (принцип минимума энергии: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \dots$)
6. Значение данного открытия и его роль в науке.

6. Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов), их электронное и пространственное строение (sp^3 – гибридизация). Метан. Номенклатура алканов. Физические и химические свойства.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, общая формула.
2. Гомологический ряд, одновалентные радикалы.
3. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса.
4. Виды изомерии (изомерия углеродного скелета).
5. Химическое строение молекулы (sp^3 – гибридизация, механизм образования, понятие о δ -сигма связи и π -связи, валентный угол $109^\circ 26'$, реальное строение предельных углеводородов).
6. Физические свойства (зависимость растворимости и температуры кипения и плавления от длины углеводородного радикала).
7. Химические свойства:
 - а. Реакции, идущие по свободно-радикальному механизму (взаимодействие метана и хлора);
 - б. Реакция жесткого окисления (горение предельных углеводородов).
 - в. Изомеризация (реакция удлинения углеродной цепи);

- г. Разложение: крекинг (разрыв углерод – углеродной связи алкан \rightarrow алкан + алкен с меньшим числом атомов С); дегидрирование (алкан \rightarrow алкан + алкин);
д. Мягкое окисление (раствором перманганата калия).
8. Получение алканов.
 9. Применение алканов, значение синтез – газа.

7. Классификация химических реакций по различным признакам в органической и неорганической химии. Типы химических реакций. Обратимые и необратимые реакции. Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Признаки классификации химических реакций.
2. Классификация по составу и числу исходных веществ и продуктов реакции (соединение, разложение, замещение, обмен).
3. Классификация химических реакций по изменению степени окисления элементов в соединениях (окислительно-восстановительные реакции).
4. Обратимые и необратимые реакции (реакции, идущие до образования конечных продуктов, реакции, идущие равновесно как в сторону образования продукта, так и в сторону образования исходных веществ).
5. Деление реакций по признаку наличия катализатора (катализ, катализатор, ингибитор, фермент поведение катализатора в системе).
6. Экзо- и эндотермические реакции (реакции, идущие с выделением и поглощением энергии).
7. Гомо- и гетерогенные реакции (реакции, в ходе которых взаимодействуют вещества, находящиеся в одинаковом агрегатном состоянии, и разном).
8. Изомеризация (реакция удлинения углеродной цепи - реакция Вюрца).
9. Полимеризация, поликонденсация (реакции последовательного соединения мономеров в макромолекулу – без образования побочных веществ с образованием побочных веществ).
10. Реакции, идущие по свободно радикальному механизму (реакции, в ходе которых образуются свободные радикалы под действием солнечного света).

8. Этиленовые углеводороды (алкены³) sp^2 – гибридизация, δ - и π - связи. Этилен. Номенклатура, химические свойства. Получение и применение в промышленности.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, общая формула.
2. Гомологический ряд.
3. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса.
4. Виды изомерии (изомерия углеродного скелета, положения кратной связи, межклассовая, пространственная).
5. Химическое строение молекулы (sp^2 – гибридизация, механизм образования, понятие о δ - сигма связи и π - связи, валентный угол 120° , реальное строение предельных углеводородов).
6. Физические свойства (зависимость растворимости и температуры кипения и плавления от длины углеводородного радикала).
7. Химические свойства:
 - а. Реакция жесткого окисления (горение);
 - б. Реакции каталитического окисления (перманганатом калия, каталитическое окисление);
 - в. Реакции присоединения: галогенов, галогенводородов (правило Марковникова), водорода, воды;
 - г. Реакции полимеризации (этилен \rightarrow полиэтилен).
8. Получение алканов (креминг и дегидрирование алканов, дегидрация спиртов, действие щелочи на моногалогенпроизводные).
9. Применение этилена.

9. Представление о скорости химических реакций. Зависимость скорости от температуры, природы реагирующих веществ, концентрации. Катализ и катализаторы.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Скорость химической реакции.
2. Зависимость реакции от:
 - а. природы реагирующих веществ (агрегатное состояние, измельченность);
 - б. концентрации реагирующих веществ;
 - в. температуры (правило Вант-Гоффа);
 - г. давления

³ Ненасыщенные углеводороды, содержащие в молекуле одну двойную связь между атомами углерода.

3. Влияние катализатора на скорость реакции (катализ, катализатор, ингибитор, фермент поведение катализатора в системе).

**10. Ацетилен, его строение (sp-гибридизация, тройная связь).
Получение, химические свойства и применение ацетилена.**

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, общая формула.
2. Гомологический ряд.
3. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса.
4. Виды изомерии (углеродного скелета, положения кратной связи, межклассовая).
5. Химическое строение молекулы (sp-гибридизация, механизм образования, понятие о δ - сигма связи и π - связи, валентный угол 180^0 , реальное строение предельных углеводородов).
6. Физические свойства.
7. Химические свойства:
 - а. Реакция жесткого окисления (горение);
 - б. Реакции каталитического окисления (перманганатом калия);
 - в. Реакции присоединения: галогенов, галоген водородов (правило Марковникова), водорода, воды (особенность присоединения в две стадии);
 - г. Реакция тримеризации (промышленный синтез бензола).
8. Получение алкинов (крекинг ацетилена – взаимодействие карбида кальция с водой, дегидрирование метана).
9. Применение ацетилена и алкинов.

11. Растворы. Растворимость веществ. Зависимость растворимости веществ от их природы, температуры и давления. Массовая доля растворенного вещества в растворе.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Понятие о растворах, различные виды растворов в природе (жидкие, твердые и газообразные. Приведите примеры).
2. Понятие о растворимости и влияние различных параметров на способность вещества растворяться (природа вещества, температура).

3. Расчет массовой доли растворенного вещества и концентрации (значение данного понятия для хозяйствственно-бытовой деятельности).

12. Понятие о диеновых углеводородах. Природный каучук, его строение и свойства. Синтетический каучук – его промышленное производство. Каучук как сырье.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, общая формула.
2. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса.
3. Природные источники диеновых углеводородов (дерево гевея, Л. Америка, Индонезия, другие растительные источники).
4. Синтетический каучук (способ С.В. Лебедева).
5. Физические свойства (упругая деформация – эластичность, причины ее возникновения, водо - и газо- непроницаемость, электроизоля).
6. Химические свойства:
 - а. Взаимодействие с органическими растворителями;
 - б. Процесс вулканизации.
7. Применение алкадиенов (каучуков и резины).

13. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Химические свойства кислот, оснований и солей в свете ТЭД. Реакции ионного обмена и условия их необратимости.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Условия, при которых вещества распадаются на ионы. Частицы катионы и анионы
2. Процесс электролитической диссоциации (роль воды в данном процессе).
3. Диссоциация основных классов неорганических соединений (основания → катион металла + анион гидроксильной группы; кислота → протон водорода + анион кислотного остатка; соли → катион металла + анион кислотного остатка).
4. Реакции ионного обмена (реакция нейтрализации).
5. Условия протекания реакций ионного обмена до конца (образование слабо диссоциирующего вещества, выделение газа, образование нерастворимого осадка).

6. Отличие реакций ионного обмена от окислительно-восстановительных

14. Циклоалканы. Изомерия, получение, химические свойства.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, общая формула.
2. Гомологический ряд.
3. Особенности номенклатуры
4. Виды изомерии (структурная и межклассовая изомерия)
5. Физические свойства
6. Химические свойства:
 - а. Горение
 - б. Галогенирование
 - в. Гидрогалогенирование
 - г. Гидрирование
7. Применение циклоалканов.

15. Оксиды⁴. Классификация оксидов. Способы получения и свойства оксидов. Генетическая связь между отдельными классами неорганических соединений.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Оксиды как класс неорганических соединений (определение класса)
2. Понятие о классификации оксидов, исходя из химического элемента образующего его (солеобразующие, несолеобразующие; кислотные – неметалл, металл в высшей степени окисления, основные – металл, амфотерные – алюминий, цинк).
3. Краткая характеристика химических свойств веществ, принадлежащих определенному классу оксидов. Примеры характерных химических реакций (взаимодействие оксидов всех классов с водой; взаимодействие кислотных оксидов с основаниями и щелочами, основными оксидами; основные оксиды взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами; амфотерные оксиды, взаимодействие с кислотой или основанием и проявление свойств в зависимости от второго реагента; свойств несолеобразующих оксидов).
4. Основные способы получения оксидов (горение простых веществ, разложение нерастворимых оснований, кислот, солей).

⁴ Бинарные соединения элементов с кислородом, в которых кислород проявляет степень окисления -2.

5. Применение оксидов.

16. Бензол, его электронное строение, химические свойства.

Получение в промышленности и применение бензола.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, общая формула.
2. Гомологический ряд.
3. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса (нумерация атомов в кольце от 1 до 6 по часовой стрелке начиная с верхнего).
4. Виды изомерии (особенности орто-, мета-, пара положения).
5. Физические свойства.
6. Химическое строение молекулы (история открытия строения молекулы бензола – модель Кеккуле, sp^2 -гибридизация атомов углерода валентный угол в 120° , образование общего π -облака из 6 π -облаков, устойчивость бензольного кольца).
7. Химические свойства:
 - а. реакция жесткого окисления;
 - б. реакции замещения атомов в ядре (трудно присутствие катализаторов и при нагревании присоединяет; галогены – бром, азотную кислоту – нитрование);
 - в. реакции присоединения (трудно катализатор и ультрафиолетовое излучение; гидрирование; бензол \rightarrow циклогексан, хлорирование \rightarrow гексахлорциклогексан);
 - г. гомологи бензола (более реакционно способны из-за смещения электронной плотности в положениях 2, 4, 6; толуол \rightarrow тринитротолуол).
8. Получение бензола (коксование каменного угля, ароматизация углеводородов, гексан \rightarrow циклогексан \rightarrow бензол, гептан \rightarrow метилциклогексан \rightarrow толуол, тримеризация реакция Зелинского).
9. Применение бензола.

17. Основания. Щелочи и нерастворимые основания. Способы получения и химические свойства. Генетическая связь между отдельными классами неорганических соединений.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Классификация оснований (растворимые и нерастворимые основания)

2. Примеры веществ каждого класса

3. Краткая характеристика химических свойств оснований и щелочей веществ, принадлежащих определенному классу. Примеры характерных химических реакций (взаимодействие с кислотами, с кислотными оксидами, с амфотерными оксидами, с растворами солей, разложение нерастворимых оснований, жирами, фенолом, карбоновыми кислотами).

4. Основные способы получения щелочей и оснований (взаимодействие активного металла и воды, электролиз растворов солей, взаимодействие гидридов с водой, взаимодействие щелочи и раствора соли).

5. Применение оснований.

18. Природные источники углеводородов. Природный и попутный нефтяной газы: их состав, применение и основные направления переработки. Нефть, ее состав и переработка. Сравнение термического и катализитического крекингов.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Физические характеристики нефти гипотезы происхождения.

2. Переработка нефти:

а. перегонка – разделение веществ по температурам кипения (бензин → лигроин → керосин → газойль → мазут и т.д.);

б. крекинг (термический – получение бензинов, этилена, катализитический - изомеризация);

в. ароматизация – получение ароматических соединений (толуол, бензол).

3. Физические характеристики каменного угля, происхождение.

4. Переработка каменного угля – коксование (уголь → кокс + каменноугольная смола + коксовый газ + аммиачная вода).

5. Физические характеристики газа гипотезы происхождения.

6. Переработка газа:

а. Природный газ, состав и направление использования;

б. Попутный газ, состав и направление использования.

19. Кислоты. Классификация кислот. Способы получения и общие химические свойства.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Понятие о классификации кислот (по наличию атома кислорода, по основности).
2. Классы кислот. Примеры кислот каждого класса.
3. Краткая характеристика химических свойств кислот, принадлежащих определенному классу. Примеры характерных химических реакций (взаимодействие с металлами; взаимодействие азотной и серной кислоты с металлами; взаимодействие с основными и амфотерными оксидами, взаимодействие с основаниями, солями, нагревание кислот).
4. Основные способы получения кислот (взаимодействие кислотных оксидов с водой, взаимодействие водорода с неметаллом, вытеснение солей более сильной кислотой, действием на соли HCl или разбавленной H₂SO₄).
5. Применение кислот.

20. Предельные одноатомные спирты, их гомологический ряд, изомерия и номенклатура. Межмолекулярная водородная связь и физические свойства спиртов. Получение и применение этанола и метанола. Опасность алкоголизма, способы предупреждения и борьбы с ним.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, общая формула предельных одноатомных спиртов.
2. Гомологический ряд (метанол → этанол → и т.д.).
3. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса. Особенности функциональной группы – OH.
4. Виды изомерии (структурная, положения функциональной группы, межклассовая).
5. Химическое строение молекулы (наличие в молекуле сильно электроотрицательного элемента кислорода – вызванное этим смещение электронной плотности; способность образовывать водородные связи и как следствие высокая летучесть веществ).
6. Физические свойства (агрегатное состояние, способность легко испаряться, зависимость температуры кипения и плавления от длины углеводородного радикала, способность метанола и этанола

неограниченно растворяться в воде, снижение растворимости из-за углеводородного радикала)

7. Химические свойства:

- а. реакция жесткого окисления – горение;
- б. реакции каталитического окисления (оксидом меди (II) с образованием альдегида; окисление спирта под действием температуры и катализатора с образованием карбоновых кислот);
- в. реакции замещения атомов водорода – OH группы на металл (взаимодействие с активным металлом Na с образованием солей алкоголятов; со щелочами спирты не взаимодействуют);
- г. реакции замещения гидроксильной группы на галоген при взаимодействии с галогенводородами (спирт + хлорид водорода → 1-хлорпропан);
- д. дегидратация – реакция отщепления молекулы воды (условия реакции нагревание, катализатор серная кислота, этанол – вода → этилен, 2 этанол – вода → диэтиловый эфир простой эфир);
- е. дегидрирование – реакция отщепления атомов водорода (этанол → бутадиен-1, 3 способ Лебедева);
- ж. этерификация (кислота + спирт → сложный эфир + вода).

8. Получение этилового спирта (действием щелочи на галогенпроизводные; гидратация алkenов, спиртовое брожение глюкозы из синтез газа).

9. Применение этилового спирта.

21. Соли⁵. Состав солей и их названия. Получение и химические свойства солей.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Понятие о классификации солей (определение класса веществ.)
2. Классы солей (средние соли, кислые соли, основные соли и комплексные). Примеры веществ каждого класса.
3. Химические свойства солей (взаимодействие с активными металлами – реакция замещения, с кислотами – реакция обмена, со щелочами – реакция обмена, с солями – реакция обмена, превраще-

⁵ Соединения, состоящие из кислотного остатка и катиона металла.

ние кислых солей и средних, разложение солей при нагревании; нитратов, карбонатов, разложение солей аммония). Гидролиз солей (4 группы солей по отношению к гидролизу; сильная кислота и сильное основание → нейтральная среда; сильная кислота и слабое основание → кислая среда; слабая кислота сильное основание → щелочная среда; слабая кислота слабое основание → близкая к нейтральной, установить точно можно вследствие эксперимента гидролиз может идти до конца).

4. Основные способы получения солей (кислота + металл; кислота + основной оксид; кислота + основание; кислота + соль; основание + кислотный оксид; основание + соль; соль + металл; соль + соль; металл + неметалл; кислотный оксид + основной оксид).

5. Применение солей.

22. Фенол⁶: строение молекулы и свойства. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола. Получение и применение фенола. Многоатомные спирты: этиленгликоль и глицерин, их свойства и роль в промышленности.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, формула простейшего фенола.
2. Гомологический ряд (фенол → метилфенол → этилфенол и т.д.).
3. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса (нумерация от группы – OH).
4. Виды изомерии (ортого-, мета-, пара-).
5. Химическое строение молекулы (в молекуле взаимное влияние атомов; группа – OH увеличивает электронную плотность в положениях 2, 4, 6; в гидроксильной группе плотность смешена к кислороду; появляются кислотные свойства сильнее, чем у спиртов).
6. Физические свойства (твердое вещество с резким запахом, ядовит).
7. Химические свойства:
 - а. реакции, показывающие слабые кислотные свойства (со щелочными металлами → феноляты; вытеснение фенола более сильной кислотой из фенолятов соляной, угольной);
 - б. реакции замещения атомов водорода в ароматическом кольце протекают легче, чем у бензола (с бромной водой →

⁶ Производный ароматический углеводород, содержащий радикал фенил и одну или несколько гидроксогрупп.

- белый осадок 2, 4, 6-трибромфенол; нитрование → 2, 4, 6-тринитробензол);
в. реакция этерификации (фенилацетат);
г. качественная реакция с FeCl_3 – фиолетовое окрашивание.
8. Получение фенола (выделение из каменноугольной смолы; бензол → хлорбензол → фенол; бензол → изопропилбензол → фенол).
9. Применение фенола.

23. Металлы, их положение в периодической системе. Физические и химические свойства. Основные способы промышленного получения металлов.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Положение металлов в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева (определение металлов, их основное свойство – отдача электронов; нахождение металлов в I, II, III, IV, V группах ПС).
2. Строение атомов металлов (малое число электронов большое число орбиталей на примере Na).
3. Металлическая связь, особенности кристаллической решетки металлов.
4. Физические свойства и особенности металлов, связанные со строением (электропроводность, теплопроводность, металлический блеск, ковкость).
5. Общие химические свойства металлов как восстановителей (взаимодействие с: неметаллами – карбиды, нитриды, сульфиды, оксиды, галогениды, фосфиды; с водородом - активные металлы образуют гидриды; с водой – активные металлы до водорода в ряду напряжения образуют щелочи и основания; с кислотами – в ряду до водорода выделяют его; более активные металлы вытесняют менее активный; амфотерные металлы взаимодействуют со щелочами).
6. Виды металлургической промышленности (металлургия, черная металлургия, цветная металлургия).
7. Основные способы промышленного получения металлов:
 - а. пирометаллургия – выплавка и восстановление при помощи C, CO, H₂, алюмотермия – восстановление Al, магнийтермия – восстановление Mg;
 - б. гидрометаллургия – выделение металла из растворимой соли (меди извлекают электролизом или вытесняют более активным металлом из раствора соли);

в. электрометаллургия – для восстановления металла используется электролиз (получают активные металлы и алюминий).

24. Альдегиды⁷: гомологический ряд, изомерия и номенклатура. Строение и свойства альдегидов. Получение и применение формальдегида и ацетилена.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, общая формула предельных альдегидов.
2. Гомологический ряд (метаналь → этаналь → пропаналь и т.д.).
3. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса.
4. Виды изомерии (структурная, межклассовая).
5. Химическое строение молекул (особенности строения карбонильной группы sp^2 -гибридизация, угол O-C-H равен 120^0 , наличие δ- и π-связей, смещение электронной плотности к атому кислорода).
6. Физические свойства (формальдегид – газ, ацетальгид – жидкость, влияние длинны углеродного скелета на растворимость и температуры кипения и плавления).
7. химические свойства:
 - а. реакция жесткого окисления – горение;
 - б. реакции окисления качественная реакция (альдегид + аммиачный раствор оксида серебра → карбоновая кислота + серебро + аммиак + вода) реакция «серебряного зеркала»;
 - в. реакции присоединения (по месту разрыва двойной связи – гидрирование альдегидов → спирт).
8. Получение альдегидов (окисление спиртов оксидом меди (II), окисление углеводов метан → формальдегид, этилен → уксусный альдегид, реакция Кучерова – гидратация ацетилена).
9. Применение альдегидов.

⁷ Органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу, которая соединена с углеводородным радикалом и атомом водорода.

25. Общая характеристика элементов главной подгруппы второй группы периодической системы. Кальций, его соединения в природе. Жесткость воды и способы ее устранения.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Положение элементов главной подгруппы второй группы, распространенность элементов на планете.
2. Строение атомов элементов.
3. Общие свойства металлов второй группы главной подгруппы на примере кальция (химические свойства - взаимодействие с неметаллами, водородом, водой; оксид кальция (II) негашеная известь – получение, взаимодействие с водой, кислотными оксидами, кислотами; гашеная известь - взаимодействует с кислотами, кислотными оксидами).
4. Применение данной группы веществ.
5. Жесткость воды (наличие ионов кальция и магния и их солей карбонатов, сульфатов и хлоридов).
6. Постоянная жесткость и временная жесткость.
7. Основные способы устранения жесткости и болезни связанные с излишком данных ионов.

26. Карбоновые кислоты: строение карбоксильной группы, физические и химические свойства. Главные представители: муравьиная, уксусная, олеиновая, стеариновая.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса.
2. Классификация карбоновых кислот.
3. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса.
4. Виды изомерии (структурная, межклассовая).
5. Химическое строение молекул (особенности строения карбонильной группы sp^2 -гибридизация, угол O-C-H равен 120^0 , наличие δ - и π -связей, смещение электронной плотности к атому кислорода).
6. Физические свойства муравьиной и уксусной кислот, их особенности (растворение в воде, наличие запаха, влияние длины углеводородного радикала на температуры кипения и плавления).
7. Химические свойства:
 - а. реакция жесткого окисления (горение);
 - б. реакции присущие неорганическим и органическим кислотам (электролитическая диссоциация, изменение цвета лак-

муса, взаимодействие с активными металлами, основными оксидами основаниями, вытеснение более слабых кислот, образование ангидридов, реакции этерификации);

в. реакции с галогенами (уксусная кислота → хлоруксусная кислота → дихлоруксусная кислота → трихлоруксусная кислота, сила растет из-за сдвига электронной плотности к хлору).

8. Получение карбоновых кислот (окисление углеводородов; метан → муравьиная кислота, бутан → уксусная кислота, метан → ацетилен → уксусный альдегид уксусная кислота, окисление спиртов, окисление альдегидов).

9. Применение уксусной, муравьиной, молочной кислот.

27. Алюминий, характеристика элемента и его соединений на основе положения в периодической системе и строения атома. Амфотерность оксида и гидроксида.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Характеристика алюминия по положению в периодической системе: строение атома, возможные степени окисления.

2. Нахождение в природе и физические свойства.

3. Химические свойства алюминия (взаимодействие с кислотами, неметаллами, образование карбидов, нитритов, сульфидов, галогенидов, с водородом не реагирует, с водой только после удаления оксидной пленки, с кислотами; концентрированной серной и концентрированной азотной без нагревания не реагируют, со щелочами, с оксидами металлов).

4. Амфотерность алюминия (кислотные свойства – в растворах щелочей образуются комплексные соли тетрагидроксоалюминаты, при сплавлении со щелочью образуют метаалюминаты; основные свойства - взаимодействие с кислотами и образование солей).

5. Промышленное получение алюминия и области применения.

28. Сложные эфиры⁸: строение, свойства, получение и применение. Жиры - сложные эфиры глицерина и жирных кислот: свойства и способы переработки.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, общая формула.

⁸ Производные карбоновых кислот, у которых гидроксил в карбоксиле замещен спиртовым остатком.

2. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса.
3. Физические свойства сложных эфиров (наличие специфических запахов и ароматов)
4. Получение сложных эфиров (карбоновая кислота + спирт → сложный эфир + вода).
5. Классификация жиров (растительные – жидкые, животные – твердые).
6. Химический состав жиров (глицерин + высшие жирные кислоты).
7. Физические свойства (не растворяются в воде, растворимы в органических растворителях).
8. Химические свойства:
 - а. гидрирование (присоединение водорода по двойным связям в непредельных жирных кислотах получения маргарина; мягкий жир → твердый жир);
 - б. омыление – реакция обратная получению твердых жиров (жир + щелочь варка, высаливание + раствор поваренной соли → мыла);
 - в. присоединение галогенов к непредельным кислотам в составе жира, обесцвечивание бромной воды.
9. Применение жиров.
10. Применение жиров и значение в живой природе.

29. Железо, его оксиды и гидроксиды, зависимость их свойств от степени окисления железа. Роль железа и его сплавов в технике.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Характеристика железа по положению в периодической системе: строение атома, возможные степени окисления.
2. Нахождение в природе и физические свойства железа.
3. Химические свойства железа (взаимодействие с неметаллами, с водой при нагревании, с кислотами соляной и разбавленной серной выделяет водород, с концентрированной серной и азотной не реагирует без нагревания, вытесняет менее активный металл из раствора соли).
4. Сплавы железа (чугун, сталь, легированные стали).
5. Народно-хозяйственное значение сплавов железа.

30. Углеводы на примере глюкозы, ее строение, химические свойства, роль в природе. Сахароза.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, классификация углеводов, общая формула.
2. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса.
3. Определение глюкозы.
4. Химическое строение молекулы (молекула циклическая, имеет α и β формы)
5. Физические свойства (растворимость, неэлектролит, вкус).
6. Химические свойства:
 - а. качественные реакции на многоатомные спирты (гидроксид меди (II), образование сложных эфиров);
 - б. качественные реакции на альдегидную группу (окисление – глюкоза \rightarrow глюконовая кислота, восстановление – глюкоза \rightarrow сорбит);
 - в. брожение (глюкоза \rightarrow этанол, глюкоза \rightarrow молочная кислота, глюкоза \rightarrow масляная кислота).
7. Строение молекулы сахарозы (дисахарид \rightarrow глюкоза + фруктоза).
8. Физические свойства сахарозы.
9. Химические свойства сахарозы (гидролиз, взаимодействие с гидроксидом меди (II) не дает реакций по альдегидной группе, не восстанавливающийся углевод).
10. Получение глюкозы и сахарозы.
11. Применение глюкозы и сахарозы, значение в живой природе.

31. Галогены, их характеристика на основе положения в периодической системе и строения атомов. Значение и применение галогенов в жизни человека.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Характеристика положения галогенов в периодической системе химических элементов (недостаток электронов на внешнем энергетическом уровне и как следствие – окислители самые сильные неметаллические свойства, наличие положительных и отрицательных

степеней окисления, образование водородных соединений, высшие оксиды и соответствующие им кислоты, образование молекулы по средствам ковалентной неполярной связи, вытеснение менее активного галогена более активным).

2. Физические свойства каждого элемента в отдельности (цвет, агрегатное состояние).
3. Нахождение в природе и общие химические свойства.
4. Области применения галогенов.

32. Крахмал и целлюлоза, их строение, химические особенности, роль в природе и применение. Понятие об искусственных волокнах.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса.
2. Особенности строения молекул крахмала и целлюлозы (полимеры).
3. Физические свойства (цвет, способность не растворяться в воде, образование клейстера). Классификация углеводов.
4. Нахождение в природе.
5. Химические свойства крахмала:
 - а. гидролиз (крахмала → декстрины → мальтоза → глюкоза);
 - б. качественная реакция с раствором иодида калия – темносиний цвет (образование комплексного соединения).
6. Химические свойства целлюлозы:
 - а. гидролиз (целлюлоза → глюкоза);
 - б. образование сложных эфиров остаток глюкозы содержит три спиртовые группы;
 - в. целлюлоза + азотная кислота → динитрат и тринитрат целлюлозы (взрывчатые вещества, кинопленка, фотопленка);
 - г. целлюлоза + ледяная уксусная кислота → диацетат, триацетат целлюлозы (ацетатное волокно);
 - д. горение;
 - е. не имеет альдегидных групп ушли на связывание молекул глюкозы.
7. Получение нити из полимера:
 - а. растворение полимера в органическом растворителе (дихлорметан + этиловый спирт);
 - б. протекание через отверстия в фильере;
 - в. испарение растворителя;

г. сбор полученных нитей и дальнейшее использование в текстильном производстве.

8. Применение целлюлозы и крахмала.

33. Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы периодической системы. Сера, ее физические и химические свойства. Серная кислота, свойства и химические основы промышленного получения контактным способом.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Характеристика элементов по положению в периодической системе: строение атома, возможные степени окисления, электронная формула, положительные и отрицательные степени окисления, способность образовывать ионную связь с металлами, летучие водородные соединения, высшие оксиды.

2. Нахождение в природе и физические свойства серы, аллотропные модификации серы (ромбическая, пластическая).

3. Химические свойства серы (взаимодействие с металлами, водородом).

4. Соединения серы (сернистый газ, серный ангидрид, серная кислота, олеум).

5. Промышленное получение серной кислоты и области применения.

34. Амины как органические основания на примере метиламина. Анилин: строение, свойства, получение и применение.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса, классификация аминов.

2. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса.

3. Изомерия (структурная).

4. Химическое строение молекулы (в молекуле неподеленная пара электронов азота оттягивает на себя электронную плотность, это дает возможность аминам вступать в химическое взаимодействие по донорно-акцепторному механизму, то есть проявлять свойства основания, амины сильнее аммиака, анилин слабее, т.к. электронную плотность тянет на себя бензольное кольцо).

5. Физические свойства.

6. Химические свойства, амины органические основания:

- а. взаимодействие с кислотами (амин + кислота → соль);
 - б. взаимодействие с водой (амин + вода → гидроксид);
 - в. лакмус – синий;
 - г. особенности жесткого окисления (амин + кислород → углекислый газ + вода + азот);
 - д. анилин + кислота → соль фениламмония;
 - е. анилин + бромная вода → белый осадок 2, 4, 6-триброманилин;
7. Получение аминов, восстановление нитросоединений - реакция Зинина (нитрогруппа → аминогруппа), получение анилина (бензол → нитробензол → анилин).
8. Применение анилина.

35. Кислород, его физические и химические свойства. Аллотропия. Получение кислорода в лаборатории и промышленности. Роль кислорода в природе и применение в технике.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Характеристика элементов по положению в периодической системе: строение атома, возможные степени окисления (оксины, пероксины).
2. Нахождение в природе и физические свойства кислорода, аллотропные модификации (озон).
3. Химические свойства кислорода: взаимодействие с простыми и сложными веществами (сильнейший окислитель взаимодействует с металлами – связь ионная, с неметаллами – связь ковалентная полярная, окисляет сложные вещества, играет важную роль в окислительно-восстановительных реакциях и процессе горения).
4. Применение кислорода.
5. Соединения кислорода: вода и ее роль в природе и жизни человека.

36. Аминокислоты как органические амфотерные соединения, их строение и свойства. Получение и применение аминокислот.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение класса.
2. Особенности номенклатуры и правила дачи названия веществам данного класса.
3. Классификация аминокислот. α-аминокислоты.

4. Изомерия (структурная).
5. Химическое строение молекул (в молекуле две функциональные группы – карбоксильная и аминогруппа карбоксильная несет кислотные свойства, аминогруппа основные свойства. Таким образом, аминокислоты являются амфотерными веществами или внутренними солями).
6. Физические свойства.
7. Химические свойства:
 - а. образование внутренней соли;
 - б. кислотные свойства – реакции по карбоксильной группе (аминокислота + щелочь → соль; спирт + аминокислота → сложный эфир);
 - в. основные свойства – реакции по аминогруппе (аминокислота + кислота → соль);
 - г. особое свойство – образование полимера (пептида) в реакции поликонденсации.
8. Получение аминокислот (гидролиз белков → α-аминокислоты; через галогенпроизводное кислот уксусная кислота → хлоруксусная кислота → аминоуксусная кислота).
9. Применение аминокислот.

37. Азот, его физические и химические свойства. Аммиак. Химические основы промышленного синтеза. Соли аммония. Азотная кислота. Химические особенности азотной кислоты. Соли азотной кислоты.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Характеристика элементов по положению в периодической системе: строение атома, возможные степени окисления.
2. Нахождение в природе и физические свойства азота.
3. Получение (из жидкого воздуха).
4. Химические свойства азота: взаимодействие с простыми и сложными веществами (взаимодействует с активными металлами, водородом, с кислородом).
5. Соединения азота: роль соединений азота в жизни человека (оксиды азота, азотная кислота).
6. Аммиак – основы промышленного синтеза (основная реакция - взаимодействие азота с водородом, катализатор железа реакция обратимая, экзотермическая; реакция идет с уменьшением объема,

поэтому синтез ведут при давлении 100 атм. азотоводородную смесь очищают от каталитических ядов).

7. Азотные удобрения – получение (взаимодействие кислот с аммиаком азотной, серной; взаимодействие активных металлов с азотной кислотой, взаимодействие аммония с кислотами).

8. Применение селитр, сульфата аммония, мочевины, аммиачной воды, амофоски.

38. α -аминокислоты как структурные единицы белков. Белки, их строение, свойства и биологическая роль.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. α -аминокислоты (20 видов, заменимые и незаменимые).
2. α -аминокислоты (аминогруппа располагается у первого после карбоксильной группы атома углерода, которые нумеруются буквами греческого алфавита, но существуют тривиальные названия).
3. α -аминокислоты образуют полимер пептид, который называют белок.
4. Структуры белка (первичная, вторичная, третичная, четвертичная).
5. Химические свойства:
 - а. ферментативный гидролиз белка на аминокислоты;
 - б. качественные реакции на белки (биуретовая CuSO_4 и NaOH красно-фиолетовое окрашивание, HNO_3 ксантопротеиновая – желтое окрашивание, с ацетатом свинца – черный осадок, кристаллическая щелочь и концентрированная соляная кислота \rightarrow аммиак);
 - в. реакция денатурации – необратимое разрушение сложных структур белка.
6. Получение белков – естественная часть пищи.
7. Применение белков и биологическое значение.

39. Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы периодической системы. Оксид фосфора, фосфорная кислота и ее соли.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Характеристика элементов по положению в периодической системе: строение атома, возможные степени окисления, аллотропные формы фосфора.

2. Нахождение в природе и физические свойства фосфора.
3. Химические свойства фосфора (взаимодействие с металлами, водородом, кислородом, неметаллами, бертолетовой солью).
4. Соединения фосфора, их физические свойства и значение (оксид фосфора (V), ортофосфорная кислота, удобрения – простой суперфосфат, двойной суперфосфат, фосфорная мука).
5. Получение фосфора (восстановление фосфора из фосфата кальция).
6. Соединения фосфора: роль соединений фосфора в жизни человека и народном хозяйстве.

40. Общие понятия химии высокомолекулярных соединений: мономер, полимер, структурное звено, степень полимеризации. Полиэтилен. Полипропилен.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение высокомолекулярных соединений.
2. Понятия мономер, полимер, степень полимеризации.
3. Получение полимеров (реакции полимеризации и поликонденсация).
4. Физические свойства полимеров (большая молекулярная масса, межмолекулярные связи, нелетучи, газо- водо- непроницаемы).
5. Строение полимера (линейная форма – изогнутая, скрученная; разветвленная, пространственная).
6. Примеры полимеров и области их применения (полиэтилен, полипропилен, пластmassы, волокна, каучуки, биополимеры, полисахариды).

41. Углерод, его аллотропные формы. Химические свойства углерода. Оксиды углерода (II) и (IV), их химические свойства. Карбонаты.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Характеристика углерода по положению в периодической системе: строение атома, возможные степени окисления, летучие водородные соединения, специфическое свойство – образовывать полимерные цепочки.
2. Нахождение в природе и физические свойства углерода.
3. Химические свойства углерода: взаимодействие с металлами, водородом, горение, прекрасный восстановитель, взаимодействие с водой, с кремнием).

4. Соединения углерода, роль соединений углерода в жизни человека (угарный газ, углекислый газ, угольная кислота и ее соли).
5. Аллотропные модификации углерода (графит, алмаз, карбон).

42. Понятие о волокнах. Значение и применение. Текстильная промышленность.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Классификация волокон (природные – растительного и животного происхождения; химические – искусственные и синтетические).
2. Характеристика представителей каждой группы (остаток после сжигания, отношение к лакмусу, реакция с концентрированной серной кислотой, щелочью, азотной кислотой, действие растворителей).
3. Основные виды тканей, изготавливаемых из следующих волокон: хлопок, лен, асбест, нитрон, лавсан, капрон, вискоза, шерсть.

43. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева на основе учения о строении атомов. Изменение свойств химических элементов и их соединений по группам и периодам периодической системы.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Предпосылки и история открытия периодического закона Д.И. Менделеевым.
2. Современная трактовка закона.
3. Строение периодической системы химических элементов (периоды; большие и малые группы; основные и побочные, формулы высших оксидов, формулы летучих водородных соединений).
4. Периодическое изменение химических свойств в периодической системе химических элементов:
 - а. в периоде (с ростом порядкового номера ослабляются металлические свойства и усиливаются неметаллические - растет способность принимать электроны);
 - б. в подгруппе (с ростом порядкового номера ослабляются неметаллические свойства и усиливаются металлические, увеличивается радиус атомов, связь с ядром слабеет, усиливается поляризация).

ваются металлические свойства – растет способность отдавать электроны).

5. Значение периодического закона.

44. Витамины и гормоны.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Определение витаминов.
2. Виды витаминной недостаточности и избытка (авитаминоз, гиповитаминоз, гипервитаминоз).
3. Причины, вызывающие болезни, связанные с нехваткой витаминов.
4. Классификация витаминов: водорастворимые, жирорастворимые.
5. Примеры продуктов питания, в которых содержится большое количество какого-либо витамина.
6. Определение гормонов.
7. Классификация гормонов в зависимости от химической природы (стериоиды, производные аминокислот, пептидные, белковые).
8. Железы ответственные за выработку гормонов (поджелудочная железа, надпочечники, гипофиз и т.д.)
9. Действие гормонов и болезни, связанные с нехваткой или избытком гормонов.

45. Щелочные металлы, их характеристика на основе положения в периодической системе и строения атомов. Соединения натрия и калия в природе, их применение. Калийные удобрения.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. Положение элементов главной подгруппы I группы, распространность элементов на планете.
2. Строение атомов элементов.
3. Общие свойства металлов первой группы главной подгруппы на примере натрия (химические свойства - взаимодействие с неметаллами, водородом, водой, кислородом).
4. Применение соединений данной группы элементов (поваренная соль, калийные удобрения, их значение в народном хозяйстве).
5. Получение металлов первой группы (электролиз).

46. Химия лекарственных препаратов.

ПЛАН ОТВЕТА:

1. История создания лекарственных препаратов.
2. Различные виды лекарственных препаратов (анестезирующие, антисептики, антибиотики, анальгетики и т.д.)
3. Влияние лекарственных препаратов на пациента и течение заболевания (на примере антибиотиков).
4. Связь между народной медициной и современной.

Задачи

1. Определите массу карбоната натрия количеством вещества 0,25 моль.

Решение.

Молярная масса карбоната натрия составляет:

$$\begin{aligned} M(Na_2CO_3) &= 2M(Na) + M(C) + 3M(O); \\ M(Na_2CO_3) &= (2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16) \text{ г/моль} = 106 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

Определяем массу Na_2CO_3 :

$$\begin{aligned} m(Na_2CO_3) &= m(Na_2CO_3) \cdot M(Na_2CO_3); \\ m(Na_2CO_3) &= 0,25 \cdot 106 \text{ г} = 26,5 \text{ г} \end{aligned}$$

2. Вычислите массовую долю углерода в карбиде кальция CaC_2 .

Решение.

Молярные массы веществ равны: $M(C) = 12 \text{ г/моль}$, $M(CaC_2) = 64 \text{ г/моль}$. Выбираем для расчетов образец карбида кальция количеством вещества 1 моль, т.е. $n(CaC_2) = 1 \text{ моль}$. Тогда масса карбида равна:

$$m(CaC_2) = n(CaC_2) \cdot M(CaC_2); m(CaC_2) = 1 \cdot 64 \text{ г} = 64 \text{ г}$$

Из формулы карбида кальция CaC_2 следует, что количество вещества атомного углерода в два раза больше количества вещества CaC_2 , т.е.

$$n(C) = 2n(CaC_2); n(C) = 2 \text{ моль.}$$

Определяем массу углерода:

$$m(C) = n(C) \cdot M(C); m(C) = 2 \cdot 12 \text{ г} = 24 \text{ г.}$$

Находим массовую долю углерода в карбиде:

$$\omega(C) = \frac{m(C)}{m(CaC_2)}; \omega(C) = \frac{24}{64} = 0,375, \text{ или } 37,5\%$$

3. Массовые доли серы и кислорода в оксиде серы равны соответственно 40 и 60 %. Определите простейшую формулу этого оксида.

Решение.

Для расчетов выбираем массу оксида, равную 100 г, т.е. $m(\text{оксида}) = 100 \text{ г}$. Тогда массы серы и кислорода будут равны:

$$m(S) = m(\text{оксида}) \cdot \omega(S); m(S) = 100 \cdot 0,4 \text{ г} = 40 \text{ г}; \\ m(O) = m(\text{оксида}) \cdot \omega(O); m(O) = 100 \cdot 0,6 \text{ г} = 60 \text{ г}.$$

Количества веществ атомных серы и кислорода составят:

$$n(S) = \frac{m(S)}{M(S)}; n(S) = \frac{40}{32} \text{ моль} = 1,25 \text{ моль};$$

$$n(O) = \frac{m(O)}{M(O)}; n(O) = \frac{60}{16} \text{ моль} = 3,75 \text{ моль}.$$

Находим отношение количеств веществ серы и кислорода:

$$n(S):n(O) = 1,25:3,75.$$

Разделив правую часть равенства на меньшее число (1,25), получаем

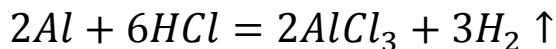
$$n(S):n(O) = 1:3,$$

т.е. простейшая формула соединения SO_3 .

4. Какой объем водорода выделится при нормальных условиях, если растворить алюминий массой 10,8 г в избытке соляной кислоты?

Решение.

Записываем уравнение реакции взаимодействия алюминия с соляной кислотой:



Определяем количество вещества алюминия, вступившего в реакцию:

$$n(Al) = \frac{m(Al)}{M(Al)}; n(Al) = \frac{10,8}{27} \text{ моль} = 0,4 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции следует, что при растворении 2 моль алюминия образуется 3 моль водорода H_2 . Следовательно,

$$\frac{n(H_2)}{n(Al)} = \frac{3}{2}.$$

Отсюда следует:

$$n(H_2) = \frac{3n(Al)}{2}; n(H_2) = \frac{3 \cdot 0,4}{2} \text{ моль} = 0,5 \text{ моль.}$$

Рассчитываем объем водорода при нормальных условиях:

$$V_H(H_2) = V_m n(H_2); V_H(H_2) = 22,4 \cdot 0,6 \text{ л} = 13,44 \text{ л.}$$

5. Напишите электронную формулу элемента, атом которого содержит на 3d-подуровне три электрона. В каком периоде и подгруппе он находится и как этот элемент называется?

Решение.

После завершения подуровня $4s$ заполняется электронами $3d$ -подуровень:



Общее число электронов в атоме, которое определяет порядковый номер элемента в периодической системе, - 23. Это ванадий. Из электронной формулы видно, что этот элемент находится в четвертом периоде, V группе (пять валентных электронов: $3d^3 4s^2$), побочной подгруппе (*элемент d-семейства*).

6. Какую массу фосфата калия и воды надо взять для приготовления раствора с массовой долей K_3PO_4 8% массой 250 г?

Решение.

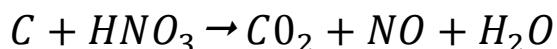
Используя формулу, определяем, какая масса соли потребуется для приготовления раствора с $\omega(K_3PO_4)=0,08$ (8%) массой 250 г:

$$m(K_3PO_4) = m\omega(K_3PO_4); m(K_3PO_4) = 250 \cdot 0,08g = 20g.$$

Находим массу воды, необходимую для приготовления раствора:

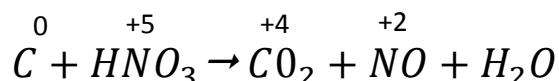
$$m(H_2O) = m - m(K_3PO_4); m(H_2O) = (250 - 20)g = 230g.$$

7. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме

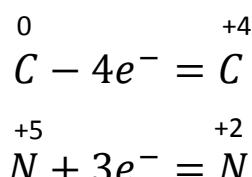


Решение.

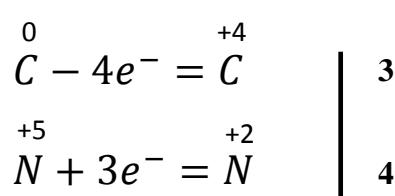
Определяем коэффициенты методом электронного баланса. Указываем степени окисления у тех элементов, которые ее изменяют в ходе реакции:



Отсюда видно, что С – восстановитель, а HNO₃ – окислитель. Составляем электронные уравнения:



Находим коэффициенты при восстановителе и окислителе и продуктах их окисления и восстановления. При этом исходим из того, что число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, принятых окислителем:



Подставляем полученные коэффициенты в схему реакции:



Подбираем коэффициент перед формулой воды:



Проверяем правильность написания уравнения реакции: количества веществ (атомных углерода, водорода, азота и кислорода) в левой части уравнения равны количествам веществ в правой части уравнения. Следовательно, уравнение составлено верно.

8. Органическое вещество содержит углерод (массовая доля 84,21%) и водород (15,79%). Плотность паров вещества по воздуху составляет 3,93. Определите формулу этого вещества.

Решение.

Представляем формулу вещества в виде C_xH_y . Выбираем для расчетов образец вещества массой 100 г. Определяем массу и количество вещества углерода и водорода в этом образце:

$$m(C) = m(\text{вещества}) \cdot \omega(C); m(C) = 100 \cdot 0,8421 \text{ г} = 84,21 \text{ г};$$

$$m(H) = m(\text{вещества}) \cdot \omega(H); m(H) = 100 \cdot 0,1579 \text{ г} = 15,79 \text{ г};$$

$$n(C) = \frac{m(C)}{M(C)}; n(C) = \frac{84,21}{12} \text{ моль} = 7,02 \text{ моль};$$

$$n(H) = \frac{m(H)}{M(H)}; n(H) = \frac{15,79}{1} \text{ моль} = 15,79 \text{ моль}.$$

Находим отношение количеств веществ водорода и углерода, входящих в состав соединения:

$$\frac{n(H)}{n(C)} = \frac{15,79}{7,02} = 2,25$$

Это отношение равно отношению коэффициентов y и x :

$$\frac{n(H)}{n(C)} = \frac{y}{x}$$

или

$$\frac{y}{x} = 2,25. \quad (\text{а})$$

Зная плотность паров углеводорода по воздуху, рассчитываем его молярную массу:

$$M(C_XH_Y) = 29D_B; M(C_XH_Y) = 29 \cdot 3,93 \text{ г/моль} = 114 \text{ г/моль}$$

Молярная масса может быть также представлена в виде

$$M(C_xH_y) = M(C) \cdot x + M(H) \cdot y; M(C_xH_y) = 12x + y.$$

Получаем

$$12x + y = 114. \quad (\text{б})$$

Решая систему уравнений (а) и (б), находим: $x = 8$, $y = 18$, т.е. формула углеводорода C_8H_{18} , это октан.

9. При сгорании органического вещества массой 12 г образовалось 8,4 л CO_2 и 13,5 г воды. Плотность паров этого вещества по водороду равна 16. Найти молекулярную формулу этого вещества.

Решение.

1. Определение простейшей формулы вещества, для этого определим количество каждого из элементов в 1 моль вещества.

Составляем пропорции:

а. в 22,4 л CO_2 – 12 г С

в 8,4 л CO_2 – x г С, $\Rightarrow x = 4,5$ г С

б. в 18 г H_2O – 2 г Н

в 13,5 г H_2O – x г Н, $\Rightarrow x = 1,5$ г Н

в. Определяем массу двух элементов (С и Н): $4,5 + 1,5 = 6$ г

г. Сравниваем полученное значение с массой исходного соединения: $12 - 6 = 6$ (г), значит, в исходном соединении содержалось 6 г кислорода.

Т.О. в состав исходного соединения входило 4,5 г С, 1,5 г Н и 6 г О. Переведем эти величины в количества элементов:

a. Определяем: $\eta = \frac{m}{M}$;

$$\eta(C) = 4,5/12 = 0,375 \text{ моль}$$

$$\eta(H) = 1,5/1 = 1,5 \text{ моль}$$

$$\eta(O) = 6/16 = 0,375 \text{ моль}$$

$$\eta(C) : \eta(H) : \eta(O) = 0,375 : 1,5 : 0,375 = 1 : 4 : 1$$

Простейшая формула вещества: CH_4O

б. Определение молекулярной формулы⁹ вещества:

$$M(\text{вещества}) = 2 \cdot D_{\text{H}_2} = 2 \cdot 16 = 32 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Сравниваем полученное с } M(\text{CH}_4\text{O}) = 32 \text{ г/моль}$$

Вывод: Простейшая формула соединения CH_4O совпадает с молекулярной, значит, искомое вещество – метанол CH_3OH .

⁹ отражает качественный состав вещества (символы химических элементов, входящих в его молекулу) и его количественный состав (нижние числовые индексы, отвечающие числу атомов каждого элемента в молекуле).