

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

Б1.Б.09 Химия

Направление подготовки 35.03.01 Лесное дело

Профиль образовательной программы Лесное хозяйство

Форма обучения очная

СОДЕРЖАНИЕ

1. Конспект лекций
- 1.1 Лекция № 1 Предмет и задачи химии. История развития химических знаний.....
- 1.2 Лекция № 2 Основные классы неорганических соединений.
- 1.3 Лекция № 3 Основные классы неорганических соединений: соли. Получение и свойства
- 1.4 Лекция № 4 Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.
- 1.5 Лекция № 5 Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.
- 1.6 Лекция № 6 Химическая связь. Строение молекул.
- 1.7 Лекция № 7 Энергетика и направление химических процессов
- 1.8 Лекция № 8 Химическая кинетика. Катализ.
- 1.9 Лекция № 9 Дисперсные системы. Растворимость веществ. Способы выражения и определения концентрации растворов.
- 1.10 Лекция № 10 Дисперсные системы. Растворимость веществ. Способы выражения и определения концентрации растворов.
- 1.11 Лекция № 11 Теория электролитической диссоциации.
- 1.12 Лекция № 12 Гидролиз солей. Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH.
- 1.13 Лекция № 13 Гидролиз солей. Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH.
- 1.14 Лекция № 14 Окислительно-восстановительные реакции
- 1.15 Лекция № 15 Основы электрохимии. Химические источники энергии. Электролиз расплавов и растворов. Коррозия металлов
- 1.16 Лекция № 16 Комплексные соединения
- 1.17 Лекция № 17 Экохимические проблемы биосферы
- 1.18 Лекция № 18 Теоретические положения и общие вопросы органической химии. Сырьевые источники органических соединений
- 1.19 Лекция № 19 Алканы, алкены, алкины, алкадиены. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики
- 1.20 Лекция № 20 Природные источники углеводов и продукты их переработки. Экологические проблемы, связанные с переработкой природного сырья
- 1.21 Лекция № 21 Галогенопроизводные углеводов. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики
- 1.22 Лекция № 22 Спирты, альдегиды, кетоны

- 1.23 Лекция № 23** Карбоновые кислоты
- 1.24 Лекция № 24** Эфиры (простые, сложные)
- 1.25 Лекция № 25** Серо- и азотсодержащие органические соединения
- 1.26 Лекция № 26** Элементоорганические соединения (ЭОС)
- 1.27 Лекция № 27** Гидроксикислоты, органические производные угольной кислоты, альдегидо- и кетоникислоты (оксокислоты)
- 1.28 Лекция № 28** Аминоспирты, аминокислоты, белки
- 1.29 Лекция № 29** Углеводы (сахара). Монозы, дисахариды, полисахариды. Древесина и продукты ее переработки
- 1.30 Лекция № 30** Алициклические соединения
- 1.31 Лекция № 31** Ароматические соединения (арены). Ароматические соединения с одним бензольным ядром. Производные ароматических углеводородов
- 1.32 Лекция № 32** Многоядерные ароматические соединения
- 1.33 Лекция № 33** Гетероциклические соединения (гетероциклы). Понятие об алкалоидах, нуклеиновые кислоты.
- 1.34 Лекция № 34** Физические свойства полимеров, методы синтеза, химические превращения ВМС
- 1.35 Лекция № 35** Синтетические ВМС и полимерные материалы на их основе. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики некоторых ВМС
- 1.36 Лекция № 36** Поверхностно-активные вещества (ПАВ) и синтетические моющие средства (СМС). Органические красители. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики

- 2. Методические указания по выполнению лабораторных работ**
- 2.1 Лабораторная работа № ЛР-1** Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты
- 2.2 Лабораторная работа № ЛР-2** Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты
- 2.3 Лабораторная работа № ЛР-3** Получение и изучение химических свойств солей
- 2.4 Лабораторная работа № ЛР-4** Строение атома и периодический закон
- 2.5 Лабораторная работа № ЛР-5** Химическая связь
- 2.6 Лабораторная работа № ЛР-6** Химическая термодинамика
- 2.7 Лабораторная работа № ЛР-7** Химическая термодинамика
- 2.8 Лабораторная работа № ЛР-8** Химическая кинетика. Катализ

- 2.9 Лабораторная работа № ЛР-9** Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции
- 2.10 Лабораторная работа № ЛР-10** Теория электролитической диссоциации. Растворы электролитов
- 2.11 Лабораторная работа № ЛР-11** Теория электролитической диссоциации. Растворы электролитов
- 2.12 Лабораторная работа № ЛР-12** Гидролиз солей. Водородный показатель
- 2.13 Лабораторная работа № ЛР-13** Гидролиз солей. Водородный показатель
- 2.14 Лабораторная работа № ЛР-14** Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов
- 2.15 Лабораторная работа № ЛР-15** Окислительно-восстановительные реакции
- 2.16 Лабораторная работа № ЛР-16** Комплексные соединения
- 2.17 Лабораторная работа № ЛР-17** Алканы, алкены, алкины, алкадиены. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики
- 2.18 Лабораторная работа № ЛР-18** Природные источники углеводов и продукты их переработки. Экологические проблемы, связанные с переработкой природного сырья
- 2.19 Лабораторная работа № ЛР-19** Галогенопроизводные углеводов. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики
- 2.20 Лабораторная работа № ЛР-20** Спирты, альдегиды, кетоны
- 2.21 Лабораторная работа № ЛР-21** Карбоновые кислоты
- 2.22 Лабораторная работа № ЛР-22** Эфиры (простые, сложные)
- 2.23 Лабораторная работа № ЛР-23** Серо- и азотсодержащие органические соединения
- 2.24 Лабораторная работа № ЛР-24** Элементоорганические соединения (ЭОС)
- 2.25 Лабораторная работа № ЛР-25** Гидроксикислоты, органические производные угольной кислоты, альдегидо- и кетоникислоты (оксокислоты)
- 2.26 Лабораторная работа № ЛР-26** Аминоспирты, аминокислоты, белки
- 2.27 Лабораторная работа № ЛР-27** Углеводы (сахара). Монозы, дисахариды, полисахариды. Древесина и продукты ее переработки
- 2.28 Лабораторная работа № ЛР-28** Алициклические соединения
- 2.29 Лабораторная работа № ЛР-29** Ароматические соединения (арены). Ароматические соединения с одним бензольным ядром. Производные ароматических углеводов
- 2.30 Лабораторная работа № ЛР-30** Многоядерные ароматические соединения
- 2.31 Лабораторная работа № ЛР-31** Гетероциклические соединения (гетероциклы). Понятие об алкалоидах, нуклеиновые кислоты

2.32 Лабораторная работа № ЛР-32 Физические свойства полимеров, методы синтеза, химические превращения ВМС

2.33 Лабораторная работа № ЛР-33 Синтетические ВМС и полимерные материалы на их основе. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики некоторых ВМС

2.34 Лабораторная работа № ЛР-34 Поверхностно-активные вещества (ПАВ) и синтетические моющие средства (СМС). Органические красители Токсические и санитарно-гигиенические характеристики

3. Методические указания по проведению семинарских занятий

3.1 Семинарское занятие № С-1 Стехиометрические законы

3.2 Семинарское занятие № С-2 Теоретические положения и общие вопросы органической химии. Сырьевые источники органических соединений

1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

1. 1 Лекция №1 (2часа)

Тема: «Предмет и задачи химии. История развития химических знаний»

1.1.1 Вопросы лекции:

- 1 Представление о дифференциации и интеграции естественных наук.
- 2 Предмет и задачи химии. Роль химизации в производстве.
- 3 Основное содержание атомно-молекулярного учения.
- 4 Стехиометрические законы:
 - закон сохранения массы веществ;
 - закон постоянства состава веществ;
 - закон Авогадро;
 - закон эквивалентов

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Представление о дифференциации и интеграции естественных наук.

Химия - наука о веществах, изучающая их состав, строение, свойства, а также превращения веществ, на сопровождающиеся изменением состава атомных ядер.

Использование для нужд человека природных ресурсов — руд, каменного угля, нефти, природного газа, известняков, глин, песка — тесно связано с их химической переработкой. Из природного сырья производятся разнообразные вещества, используемые во всех отраслях техники, в сельском хозяйстве и быту.

2. Предмет и задачи химии. Роль химизации в производстве.

Химизация народного хозяйства является одним из решающих факторов технического прогресса. Использование новейших достижений химии позволяет значительно повысить выплавку металлов из руд, создать сплавы высокой прочности и термостойкости. Развитие, в частности, атомной энергетики и космической техники, тесно связано с применением новых материалов, высококалорийного топлива и т. д. Растёт потребность в различных пластических массах и синтетических материалах, которые во всё больших масштабах производятся химической промышленностью.

3 Основное содержание атомно-молекулярного учения

Первый определил химию как науку М. В. Ломоносов, Он считал, что химия должна строиться на точных количественных данных - "на мере и весе". Поэтому в химию количественные методы исследования были введены именно Ломоносовым во второй половине XVIII века.

Ломоносов создал учение о строении вещества, заложил основу атомно-молекулярной теории. Оно сводится к следующим положениям, изложенным в работе "Элементы математической химии":

1. Каждое вещество состоит из мельчайших, далее физически неделимых частиц (Ломоносов называл их корпускулами, впоследствии они были названы молекулами).
2. Молекулы находятся в постоянном, самопроизвольном движении.
3. Молекулы состоят из атомов (Ломоносов назвал их элементами).
4. Атомы характеризуются определенным размером и массой.
5. Молекулы могут состоять как из одинаковых, так и различных атомов.

В середине XIX века атомно-молекулярное учение завоевало полное признание. На международном съезде химиков в г. Карлсруэ (1860 г.) были приняты чёткие определения понятий атома и молекулы.

Молекула — наименьшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию и обладающая химическими свойствами данного вещества.

Молекула не может дробиться дальше без изменения химических свойств вещества. Между молекулами вещества существует взаимное притяжение, различное у разных

веществ. Молекулы в газах притягиваются друг к другу очень слабо, тогда как между молекулами жидких и твердых веществ силы притяжения относительно велики.

4. Стехиометрические законы

Закон сохранения массы веществ

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

Исключительное значение для химии имело установление закона сохранения массы, являющегося следствием всеобщего естественного закона сохранения материи и движения, сформулированного М.В.Ломоносовым (1711—1765 гг.) как всеобщий естественный закон в 1748 г. в письме к Д. Эйлеру: “Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что, сколько чего у одного тела отнимется, столько при совокупится к другому, ежели, где убудет несколько материи, то умножится в другом месте... Сей всеобщий закон простирается и в самые правила движения; ибо тело, движущее своей силой другое, столько же он у себя теряет, сколько сообщает другому, которое от него движение получает”

Закон сохранения энергии. С законом сохранения массы веществ тесно связан закон сохранения энергии: энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, но одни её виды могут превращаться в другие в строго эквивалентных количествах.

Так при разложении воды, кислот, щелочей или солей посредством электрического тока электрическая энергия превращается в химическую. То же наблюдается при зарядке аккумулятора. Обратный процесс — превращение химической энергии в электрическую — происходит при разрядке аккумулятора.

Закон сохранения энергии - один из наиболее фундаментальных законов, согласно которому важнейшая физическая величина — энергия сохраняется в изолированной системе. Этому закону подчиняются все без исключения известные процессы в природе. В изолированной системе энергия может только превращаться из одной формы в другую, но ее количество остается постоянным. При переходе системы из одного состояния в другое изменение энергии не зависит от того, каким способом (в результате каких взаимодействий) осуществляется переход. Причина этого заключается в том, что энергия — однозначная функция состояния системы. Изменение энергии в системе происходит при совершении работы и при передаче системе некоторого количества теплоты. Сохранение энергии связано с однородностью времени, то есть с тем фактом, что все моменты времени эквивалентны и физические законы не меняются со временем. Закон сохранения механической энергии установлен Г. В. Лейбницем (1686), а закон сохранения энергии для немеханических явлений — Ю. Р. Майером (1845), Дж. П. Джоулем (1843—50) и Г. Л. Гельмгольцем (1847). В термодинамике закон сохранения энергии носит название первого начала термодинамики.

Закон постоянства состава. Закон сохранения массы послужил основой для изучения количественного состава различных химических соединений. Многочисленные опыты показали, что качественный и количественный состав различных сложных веществ постоянен и не зависит от способа их получения.

Закон кратных отношений. Известны случаи, когда два элемента, соединяясь между собой в различных количественных соотношениях, образуют несколько химических соединений. Так, углерод с кислородом образуют два соединения следующего состава: монооксид углерода (угарный газ) CO — 3 весовых части углерода и 4 весовых части кислорода; диоксид углерода (углекислый газ) CO_2 — 3 весовых части углерода и 8 весовых частей кислорода.

Закон объёмных отношений. Однако атомистические представления сами по себе не могли объяснить, например, количественных соотношений, которые наблюдаются в химических реакциях между газами.

Эти опытные данные Гей-Люссак обобщил в *законе объёмный отношений*: Объёмы реагирующих газообразных веществ относятся между собой и к объемам образующихся газообразных веществ как небольшие целые числа. Закон Авогадро

1. 2 Лекция №2 (2часа)

Тема: «Основные классы неорганических соединений»

1.2.1 Вопросы лекции:

- 1 Простые и сложные вещества.
- 2 Оксиды. Получение, свойства, применение.
- 3 Кислоты. Получение, свойства, применение.
- 4 Основания. Получение, свойства, применение.

1.2.2 Краткое содержание вопросов:

1. Простые и сложные вещества.

Целью любой классификации является выделение из множества объектов ограниченных по численности групп (классов), отдельные объекты которых имеют общие признаки. Эти признаки называются классификационными.

В настоящее время наиболее распространена классификация неорганических соединений именно по наиболее характерному для них типу химических превращений. Выбрав в качестве классификационного признака перенос в этих превращениях разного рода частиц (протоны, электроны, электронные пары и, наконец, просто части молекул), можно многие известные неорганические вещества разделить на 10 классов:

1. Кислоты: HCl , H_2SO_4 .
2. Основания: NaOH , NH_3 .
3. Соли: NH_4Cl , Na_2SO_4 .
4. Окислители: Cl_2 , KMnO_4 , H_2O_2 .
5. Восстановители: Zn , H_2 , CO .
6. Комплексообразователи: CuCl_2 (Cu^{2+}), PtCl_4 (Pt^{4+}).
7. Лиганды: NH_3 , CO , Cl^- .
8. Координационные соединения. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$.
9. Радикалы: NO_2 , ClO_3 .
10. Ассоциаты: N_2O_4 , Cl_2O_6 и т. д.

2 Оксиды. Получение, свойства, применение

Оксид — соединение химического элемента с кислородом, в котором сам кислород связан только с менее электроотрицательным элементом.

Формула	Название	Формула	Название
CO	оксид углерода (II)	Fe_2O_3	оксид железа (III)
NO	оксид азота (II)	CrO_3	оксид хрома
(VI) N_2O_5	оксид азота (V)	Mn_2O_7	оксид марганца (VII)

а) Получение оксидов.

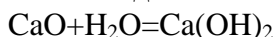
- ✓ Окисление кислородом
- ✓ простых веществ $2\text{MgO} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
- ✓ сложных веществ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$

- ✓ разложением, нагреванием солей $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
- ✓ нагреванием оснований $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- ✓ нагреванием кислородсодержащих кислот $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
- ✓ нагреванием высших оксидов $4\text{CrO}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$
- ✓ Окисление низших оксидов $4\text{FeO} + \text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- ✓ Вытеснение летучего оксида менее летучим $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$

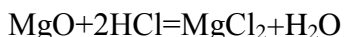
б) Классификация и химические свойства оксидов.

Основные - реагируют с избытком кислоты с образованием соли и воды. Основным оксидам соответствуют основания.

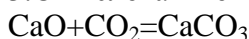
1. Взаимодействие с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов)



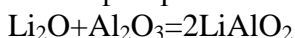
2. Все с кислотами



3. С кислотами оксидами

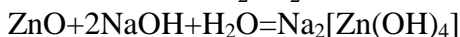
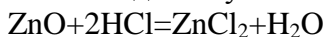


4. С амфотерными оксидами

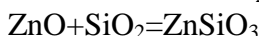
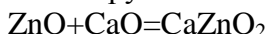


Амфотерные (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2)

1. Взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями.

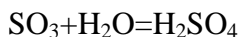


2. Реагируют с основными и кислотными оксидами

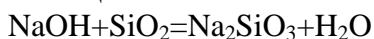


Кислотные-реагируют с избытком щелочи с образованием соли и воды. Кислотным оксидам часто соответствуют кислоты.

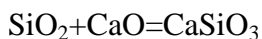
1. Большинство взаимодействуют с водой



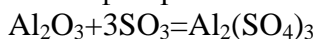
2. Со щелочами



3. С основными оксидами



4. С амфотерными оксидами



3 Кислоты. Получение, свойства, применение

Кислоты — один из основных классов химических соединений. Они получили своё название из-за кислого вкуса большинства кислот, таких, как азотная или серная. По определению кислота — это электролит (вещество, участвующее в реакциях с переходом электрона), отдающий электрон в реакции с основанием, то есть веществом, принимающим электрон. В свете теории электролитической диссоциации кислота — это электролит, при электролитической диссоциации из катионов образуются лишь катионы водорода.

а) Классификация кислот

По содержанию кислорода:

- безкислородные (HCl , H_2S);
- кислородсодержащие (HNO_3).

По основности — количество кислых атомов водорода:

- Одноосновные (HPO_3);
- Двухосновные (H_2SeO_4 , Азелаиновая кислота);
- Трёхосновные (H_3PO_4).

По силе:

• Сильные — диссоциируют практически полностью, константы диссоциации больше $1 \cdot 10^{-3}$ (HNO_3);

• Слабые — константа диссоциации меньше $1 \cdot 10^{-3}$ (уксусная кислота $K_d = 1,7 \cdot 10^{-5}$).

По устойчивости:

• Устойчивые (H_2SO_4);

• Неустойчивые (H_2CO_3).

По принадлежности к классам химических соединений:

• Неорганические (HBr);

• Органические (HCOOH);

По летучести:

• Летучие (H_2S , HCl);

• Нелетучие;

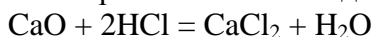
По растворимости в воде:

• Растворимые (H_2SO_4);

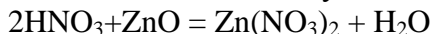
• Нерастворимые (H_2SiO_3);

б) Химические свойства кислот

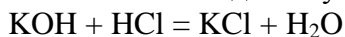
Растворы кислот взаимодействуют с оксидами металлов с образованием соли и воды:



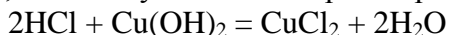
Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами с образованием соли и воды:



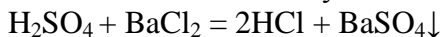
Кислоты взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды:



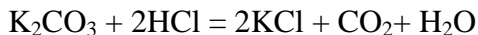
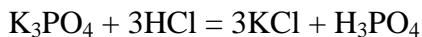
Кислоты взаимодействуют с нерастворимыми основаниями с образованием соли и воды, если полученная соль растворима:



Кислоты взаимодействуют с солями, если выпадает осадок или выделяется газ:

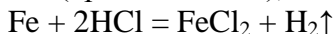


Более сильные кислоты вытесняют более слабые из их солей:

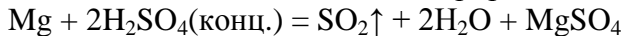


(в данном случае непрочная угольная кислота H_2CO_3 распадается на воду и углекислый газ)

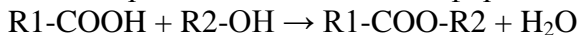
Металлы, стоящие в ряду активности до водорода, вытесняют водород из раствора кислоты (кроме азотной), если полученная соль растворима:



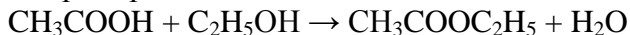
С азотной кислотой или концентрированными кислотами реакция идёт иначе:



Для органических кислот характерна реакция этерификации (взаимодействие со спиртами с образованием сложного эфира и воды):



Например,



4 Основания. Получение, свойства, применение

1. Основания — (основные гидроксиды) — вещества, молекулы которых состоят из ионов металлов или иона аммония и одной (или нескольких) гидроксогруппы (гидроксида) -ОН. В водном растворе диссоциируют с образованием катионов и анионов ОН-. Название основания обычно состоит из двух слов: «гидроксид металла/аммония». Хорошо растворимые в воде основания называются щелочами.

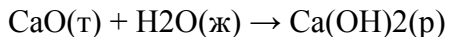
2 Согласно другому определению, основания — один из основных классов химических соединений, вещества, молекулы которых являются акцепторами протонов.

3. В органической химии по традиции основаниями называют также вещества, способные давать аддукты («соли») с сильными кислотами, например, многие алкалоиды описывают как в форме «алкалоид-основание», так и в виде «солей алкалоидов».

а) Способы получения оснований

• Получение щелочи при реакции сильноосновного оксида с водой

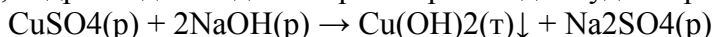
Так как только сильноосновные оксиды способны реагировать с водой, этот способ можно использовать исключительно для получения сильных оснований или щелочей.



Слабоосновные и амфотерные оксиды с водой не реагируют, и поэтому соответствующие им гидроксиды таким способом получить нельзя.

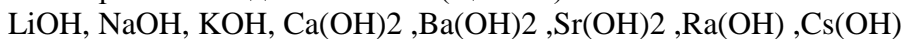
• Косвенное получение основания (гидроксида) при реакции соли со щелочью

Гидроксиды малоактивных металлов получают при добавлении щелочи к растворам соответствующих солей. Так как растворимость слабоосновных гидроксидов в воде очень мала, гидроксид выпадает из раствора в виде студнеобразной массы.

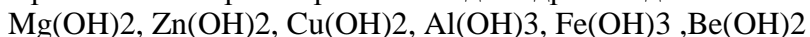


б) Классификация оснований

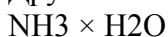
Растворимые в воде основания (щёлочи)



Практически нерастворимые в воде гидроксиды

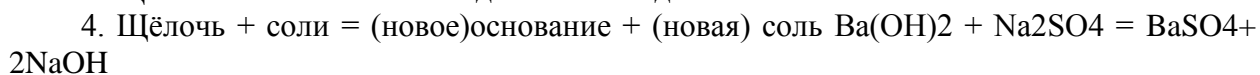
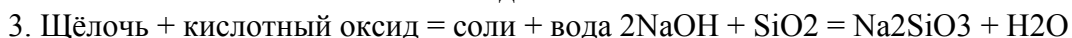
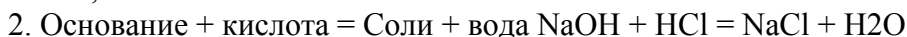


Другие основания



в) Химические свойства

1. Действие на индикаторы: лакмус - синий, метилоранж - жёлтый, фенолфталеин - малиновый,



1.3 Лекция №3 (2 часа)

Тема: «Основные классы неорганических соединений: соли. Получение и свойства»

1.3.1 Вопросы лекции:

1. Соли. Классификация.
2. Получение, свойства, применение.

1.3.2 Краткое содержание вопросов

1 Соли. Классификация

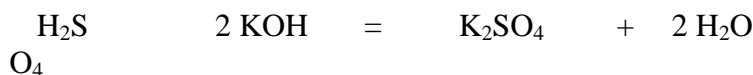
Соли принято делить на три группы: средние, кислые и основные. В средних солях все атомы водорода соответствующей кислоты замещены на металла, в кислых солях они замещены только частично, в основных солях группы OH соответствующего основания частично замещены на кислотные остатки.

Существуют также некоторые другие типы солей, например: двойные соли, в которых содержатся два разных катиона и один анион: $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (доломит), $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ (сильвинит), $\text{KAl(SO}_4)_2$ (алюмокалиевые квасцы); смешанные соли, в которых содержится один катион и два разных аниона: CaOCl_2 (или $\text{Ca(OC}l\text{)Cl}$); комплексные соли, в состав которых входит комплексный ион, состоящий из центрального атома, связанного с несколькими лигандами: $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$ (желтая кровяная соль), $\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$ (красная кровяная соль), $[\text{NaAl(OH)}_4]$, $[\text{Ag(NH}_3)_2]\text{Cl}$; гидратные соли, в которых содержатся

молекулы кристаллизационной воды: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (медный купорос), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глауберова соль).

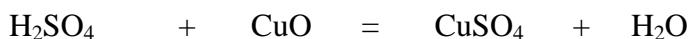
2 Получение, свойства, применение

- Реакция нейтрализации. Этот способ уже неоднократно встречался в предыдущих параграфах. Растворы кислоты и основания смешивают (осторожно!) в нужном мольном соотношении. После выпаривания воды получают кристаллическую соль. Например:



сульфат
калия

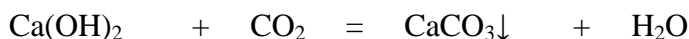
<http://school-collection.edu.ru/catalog/res/ccc5cf10-523a-20d1-5e73-0e29f2bbf8c2/view/> - **Реакция кислот с основными оксидами.** Этот способ получения солей упоминался в параграфе 8-3. Фактически, это вариант реакции нейтрализации. Например:



сульфат
меди

- Реакция оснований с кислотными оксидами

Это также вариант реакции нейтрализации:



карбонат
кальция

<http://school-collection.edu.ru/catalog/res/b6fee80d-0e96-27d0-8393-38abcc545a0b/view/> Если пропускать в раствор избыток CO_2 , то получается избыток угольной кислоты и нерастворимый карбонат кальция превращается в растворимую кислотную соль – гидрокарбонат кальция $\text{Ca(HCO}_3)_2$:

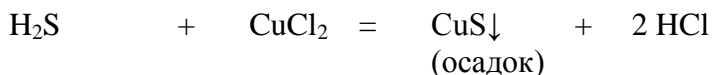


- Реакция основных и кислотных оксидов между собой:



сульфат
кальция

<http://school-collection.edu.ru/catalog/res/ef3decd5-956b-2509-b3ef-aece833f430a/view/> - **Реакция кислот с солями.** Этот способ подходит, например, в том случае, если образуется нерастворимая соль, выпадающая в осадок:



сульфид
меди

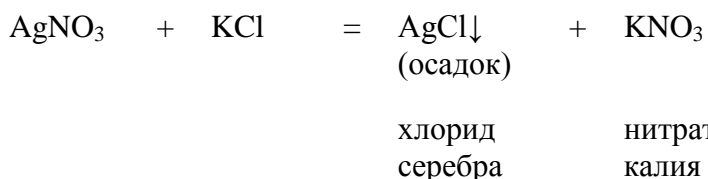
- Реакция оснований с солями. Для таких реакций подходят только щелочи (растворимые основания). В этих реакциях образуется другое основание и другая соль. Важно, чтобы новое основание не было щелочью и не могло реагировать с образовавшейся солью. Например:



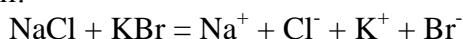
(осадок)

хлорид
натрия

<http://school-collection.edu.ru/catalog/res/cabb0eeb-0751-b19b-e602-5c9acbec92b2/view/> - **Реакция двух различных солей.** Реакцию удастся провести только в том случае, если хотя бы одна из образующихся солей нерастворима и выпадает в осадок:

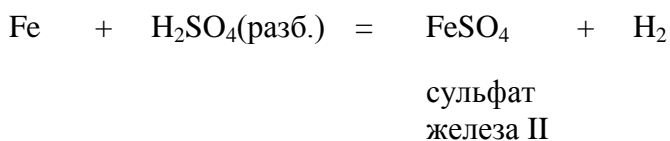


Выпавшую в осадок соль отфильтровывают, а оставшийся раствор упаривают и получают другую соль. Если же обе образующиеся соли хорошо растворимы в воде, то реакции не происходит: в растворе существуют лишь ионы, не взаимодействующие между собой:

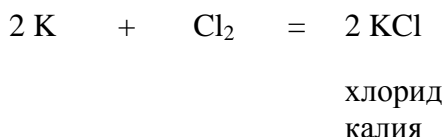


Если такой раствор упарить, то мы получим *смесь* солей NaCl, KBr, NaBr и KCl, но чистые соли в таких реакциях получить не удастся.

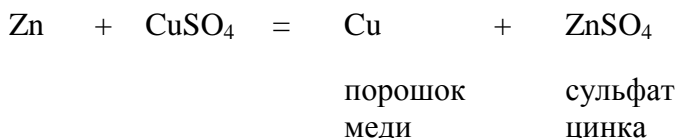
- Реакция металлов с кислотами. В способах **1 – 7** мы имели дело с реакциями обмена (только способ 4 – реакция соединения. Но соли образуются и в окислительно-восстановительных реакциях. Например, металлы, расположенные левее водорода в ряду активности металлов (таблица 8-3), вытесняют из кислот водород и сами соединяются с ними, образуя соли:



<http://school-collection.edu.ru/catalog/res/99e6fcca-ceec-e128-f7a9-52842637d2b9/view/> - **Реакция металлов с неметаллами.** Эта реакция внешне напоминает горение. Металл "сгорает" в токе неметалла, образуя мельчайшие кристаллы соли, которые выглядят, как белый "дым":



<http://school-collection.edu.ru/catalog/res/aff33208-c550-64e2-2db7-bd204e4301fb/view/> - **Реакция металлов с солями.** Более активные металлы, расположенные в ряду активности *левее*, способны вытеснять менее активные (расположенные *правее*) металлы из их солей:



Теперь рассмотрим **химические свойства** солей.

Наиболее распространенные реакции солей – реакции обмена и окислительно-восстановительные реакции. Сначала рассмотрим примеры окислительно-восстановительных реакций.

1. Окислительно-восстановительные реакции солей.

Поскольку соли состоят из ионов металла и кислотного остатка, их окислительно-восстановительные реакции условно можно разбить на две группы: реакции за счет иона

металла и реакции за счет кислотного остатка, если в этом кислотном остатке какой-либо атом способен менять степень окисления.

а) *Реакции за счет иона металла.*

Поскольку в солях содержится ион металла в положительной степени окисления, они могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях, где ион металла играет роль окислителя. Восстановителем чаще всего служит какой-нибудь другой (более активный) металл. Приведем пример:



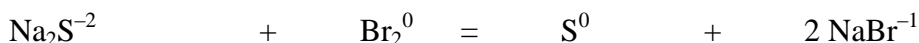
соль менее
активного
металла
(окислитель)

более активный
металл
(восстановитель)

Принято говорить, что более активные металлы способны *вытеснять* другие металлы из их солей. Металлы, находящиеся в ряду активности *левее*, являются более активными. Нетрудно заметить, что это те же реакции металлов с солями (см. пункт 10 предыдущего раздела).

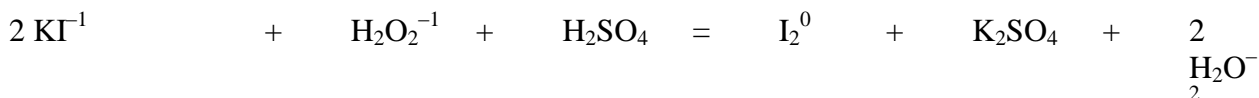
б) *Реакции за счет кислотного остатка.*

В кислотных остатках часто имеются атомы, способные изменять степень окисления. Отсюда – многочисленные окислительно-восстановительные реакции солей с такими кислотными остатками. Например:



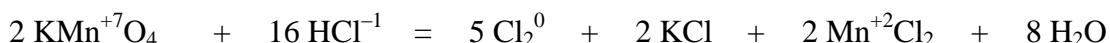
соль
сероводородной
кислоты

сера



соль
иодоводородной
кислоты

и
од



соль
марганцевой
кислоты

хлорид
марганца

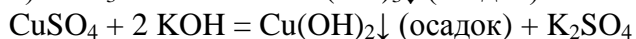
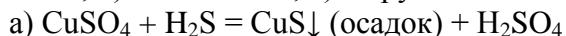


соль
азотной кислоты

при
нагревании

2. Обменные реакции солей.

Такие реакции могут происходить в растворах, когда соли реагируют: а) с кислотами, б) с щелочами, в) с другими солями. Например:





Некоторые из этих реакций уже встречались в опытах из первой части параграфа.

Во всех случаях один из продуктов обменной реакции обязательно должен покидать реакционную смесь в виде осадка или газообразного вещества. Либо должно получаться прочное соединение, не распадающееся в растворе на ионы (например, вода в реакции нейтрализации). Если эти условия не выполняются, то при смешивании реагентов в лучшем случае образуется смесь не реагирующих между собой ионов - реакция не идет.

1.4-5 Лекция № 4-5 (4часа)

Тема: «Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева»

1.4-5.1 Вопросы лекции:

1. Состав атомов. Изотопы и изобары.
2. Квантово-механическая модель атома.
 - главное квантовое число;
 - орбитальное квантовое число;
 - магнитное квантовое число;
 - спиновое квантовое число.
3. Распределение электронов в атоме:
 - Принцип минимума энергии. Правило Клечковского;
 - Принцип Паули;
 - Правило Хунда.
4. Электронные конфигурации атомов и ионов. Способы записи электронных конфигураций.
5. Периодический закон. Явление периодичности с точки зрения строения атома. Структура периодической системы.

1.4-5.2 Краткое содержание вопросов

1 Состав атомов. Изотопы и изобары

Хотя слово *атом* в первоначальном значении обозначало частицу, которая не делится на меньшие части, согласно научным представлениям он состоит из более мелких частиц, называемых субатомными частицами. Атом состоит из электронов, протонов, все атомы кроме водорода-1 содержат также нейтроны.

Электрон является самой лёгкой из составляющих атом частиц с массой $9,11 \times 10^{-28}$ г, отрицательным зарядом и размером, слишком малым для измерения современными методами. Протоны обладают положительным зарядом и в 1836 раз тяжелее электрона ($1,6726 \times 10^{-24}$ г). Нейтроны не обладают электрическим зарядом и в 1839 раз тяжелее электрона ($1,6929 \times 10^{-24}$ г). При этом масса ядра меньше суммы масс составляющих её протонов и нейтронов из-за эффекта дефекта массы. Нейтроны и протоны имеют сравнимый размер, около $2,5 \times 10^{-15}$ м, хотя размеры этих частиц определены плохо.

В стандартной модели элементарных частиц как протоны, так и нейтроны состоят из элементарных частиц, называемых кварками. Наряду с лептонами, кварки являются одной из основных составляющих материи. И первые и вторые являются фермионами. Существует шесть типов кварков, каждый из которых имеет дробный электрический заряд, равный $+2/3$ или $-1/3$ элементарного. Протоны состоят из двух u-кварков и одного d-кварка, а нейтрон — из одного u-кварка и двух d-кварков. Это различие объясняет разницу в массах и зарядах протона и нейтрона. Кварки связаны между собой сильными ядерными взаимодействиями, которые передаются глюонами.

2. Квантово-механическая модель атома

- главное квантовое число;
- орбитальное квантовое число;
- магнитное квантовое число;
- спиновое квантовое число.

Сегодня общепринятой является модель атома, являющаяся развитием планетарной модели. Считается, что ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и не имеющих заряда нейтронов и окружено отрицательно заряженными электронами. Однако представления квантовой механики не позволяют считать, что электроны движутся вокруг ядра по сколько-нибудь определённым траекториям (неопределённость координаты электрона в атоме может быть сравнима с размерами самого атома).

Химические свойства атомов определяются конфигурацией электронной оболочки и описываются квантовой механикой. Положение атома в таблице Менделеева определяется количеством протонов, в то время как количество нейтронов на химические свойства практически не влияет; при этом нейтронов в ядре, как правило, больше, чем протонов (см. статью об атомном ядре). Если атом находится в нейтральном состоянии, то количество электронов в нём равно количеству протонов. Основная масса атома сосредоточена в ядре, а массовая доля электронов в общей массе атома незначительна (несколько сотых процента массы ядра).

Массу атома принято измерять в атомных единицах массы, равных $1/12$ от массы атома стабильного изотопа углерода ^{12}C .

3. Распределение электронов в атоме:

- Принцип минимума энергии. Правило Клечковского;
- Принцип Паули;
- Правило Хунда.

Для атома водорода расчёты спектров на основе модели Бора дали хорошее согласие с экспериментом, но для других элементов получалось существенное расхождение с опытными данными. В 1916 г. немецкий физик Арнольд Иоганн Вильгельм Зоммерфельд уточнил модель Бора. Зоммерфельд высказал предположение, что кроме круговых, электрон может двигаться и по эллиптическим орбитам. При этом почти одинаковому уровню энергии соответствует число типов орбит, равное главному квантовому числу. Зоммерфельд дополнил модель побочным (орбитальным) квантовым числом (определяющим форму эллипсов) и зависимостью массы электрона от скорости. Основываясь на модели атома Бора-Зоммерфельда, представляющей собой компромисс между классическими и квантовыми представлениями (в классическую картину вводились квантовые ограничения), Нильс Бор в 1921 г. заложил основы формальной теории периодической системы. Причина периодичности свойств элементов, по мнению Бора, заключалась в периодическом повторении строения внешнего электронного уровня атома.

В 1925 г. Вольфганг Паули опубликовал свою работу, содержащую формулировку принципа запрета, носящего его имя: в данном квантовом состоянии может находиться только один электрон. Паули указал, что для характеристики состояния электрона необходимо четыре квантовых числа: главное квантовое число n , азимутальное квантовое число l и два магнитных числа m_1 и m_2 . Вскоре после выхода работы Паули молодые физики Джордж Юджин Уленбек и Сэмюэл Абрахам Гаудсмит ввели в атомную физику представление о спине электрона. Американский физик Артур Холли Комптон, основываясь на атомных спектрах высокого разрешения, ещё в 1921 г. высказывал предположение о квантованном вращении электрона, а в следующем году Отто Штерн и Вальтер Герлах экспериментально наблюдали разделение пучка атомов серебра в магнитном поле на две части, соответствующие ориентации электронных спинов.

В 1927 г. немецкий физик Фридрих Хунд сформулировал эмпирические правила заполнения электронных оболочек. С применением запрета Паули и принципа насыщения уровней к 1927 г. была в целом построена электронная структура всех известных к тому

времени 92 элементов. Создание учения о строении электронных оболочек атомов позволило создать формальную физическую теорию периодической системы, объяснившую причины периодичности свойств элементов и их соединений, а также создать первые теории химической связи.

4. Электронные конфигурации атомов и ионов. Способы записи электронных конфигураций.

Каждой орбитали соответствует свой уровень энергии. Электрон может перейти на уровень с большей энергией, поглотив фотон. При этом он окажется в новом квантовом состоянии с большей энергией. Аналогично, он может перейти на уровень с меньшей энергией, излучив фотон. Энергия фотона при этом будет равна разности энергий электрона на этих уровнях.

Масса

Поскольку наибольший вклад в массу атома вносят протоны и нейтроны, полное число этих частиц называют массовым числом. Массу покоя атома часто выражают в атомных единицах массы (а. е. м.), которая также называется дальтоном (Да). Эта единица определяется как $1/12$ часть массы покоя нейтрального атома углерода-12, которая приблизительно равна $1,66 \times 10^{-24}$ г. Водород-1 — наилегчайший изотоп водорода и атом с наименьшей массой, имеет атомный вес около 1,007825 а. е. м. Масса атома приблизительно равна произведению массового числа на атомную единицу массы. Самый тяжёлый стабильный изотоп — свинец-208 с массой 207,9766521 а. е. м.

Так как массы даже самых тяжёлых атомов в обычных единицах (например, в граммах) очень малы, то в химии для измерения этих масс используют моли. В одном моле любого вещества по определению содержится одно и то же число атомов (примерно $6,022 \times 10^{23}$). Это число (число Авогадро) выбрано таким образом, что если масса элемента равна 1 а. е. м., то моль атомов этого элемента будет иметь массу 1 г. Например, углерод имеет массу 12 а.е.м., поэтому 1 моль углерода весит 12 г.

Атомы не имеют отчётливо выраженной внешней границы, поэтому их размеры определяются по расстоянию между ядрами соседних атомов, которые образовали химическую связь. Радиус зависит от положения атома, его типа, вида химической связи, числа ближайших атомов (координационного числа) и квантово-механического свойства, известного как спин. В периодической системе элементов размер атома увеличивается при движении сверху вниз по столбцу и уменьшается при движении по строке слева направо. Соответственно, самый маленький атом — это атом гелия, имеющий радиус 32 пм, а самый большой — атом цезия (225 пм). Эти размеры в тысячи раз меньше длины волны видимого света (400—700 нм), поэтому атомы нельзя увидеть в оптический микроскоп. Однако отдельные атомы можно наблюдать с помощью сканирующего туннельного микроскопа.

5. Периодический закон. Явление периодичности с точки зрения строения атома. Структура периодической системы

Проборазом научной Периодической системы элементов явилась таблица "Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве", составленная Менделеевым 1 марта 1869. На протяжении последующих двух лет автор совершенствовал эту таблицу, ввёл представления о группах, рядах и периодах элементов; сделал попытку оценить ёмкость малых и больших периодов, содержащих, по его мнению, соответственно по 7 и 17 элементов. В 1870 он назвал свою систему естественной, а в 1871 — периодической. Уже тогда структура Периодической системы элементов приобрела во многом современные очертания.

Чрезвычайно важным для эволюции Периодической системы элементов оказалось введённое Менделеевым представление о месте элемента в системе; положение элемента определяется номерами периода и группы. Опираясь на это представление, Менделеев пришёл к выводу о необходимости изменения принятых тогда атомных весов некоторых элементов (U, In, Ce и его аналогов), в чём состояло первое практическое применение

Периодической системы элементов, а также впервые предсказал существование и основные свойства нескольких неизвестных элементов, которым соответствовали незаполненные клетки П. с. э. Классическим примером является предсказание "экаалюминия" (будущего Ga, открытого П. Лекоком де Буабодраном в 1875), "экабора" (Sc, открытого шведским учёным Л.Нильсоном и "экасилиция" (Ge, открытого немецким учёным К.Винклером. Кроме того, Менделеев предсказал существование аналогов марганца (будущие Tc и Re), теллура (Po), иода (At), цезия (Fr), бария (Ra), тантала (Pa).

1.6 Лекция №6 (2 часа)

Тема: «Химическая связь. Строение молекул»

1.6.1. Вопросы лекции:

1. Теория химического строения. Типы химической связи.
- 2 Ковалентная связь. Механизмы образования (обменный и донорно-акцепторный).
3. Свойства ковалентной связи:
 - длина;
 - энергия;
 - насыщенность;
 - направленность.
4. Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы.
5. Виды ковалентной связи : полярная и неполярная. Электроотрицательность. Поляризация. полярность молекул.
6. Ионная связь.
7. Металлическая связь.

1.6.2 Краткое содержание вопросов

1 Теория химического строения. Типы химической связи.

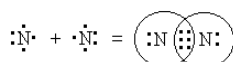
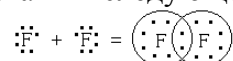
Свойства вещества определяются его химическим составом, порядком соединения в молекулу атомов и их взаимным влиянием. Теория строения атомов объясняет механизм образования молекул и природу химической связи.

Важнейшими видами химической связи являются ионная, ковалентная, координационная, водородная и металлическая.

2 Ковалентная связь. Механизмы образования (обменный и донорно-акцепторный)

В основе теории ковалентной связи, как и теории ионной связи, лежит представление об особой устойчивости атома, имеющего на внешнем электронном слое оболочку из восьми электронов. Отличие ковалентной связи от ионной состоит в том, что при её возникновении атомы приобретают устойчивую конфигурацию не путем отдачи или присоединения электронов, а посредством образования одной или нескольких общих электронных пар. В создании электронной пары принимают участие оба атома, отдавая на её образование по одному электрону. Эти электроны принадлежат наружным электронным слоям обоих атомов, дополняя число их электронов до восьми.

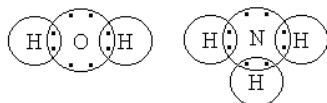
Если электроны в наружном электронном слое атома обозначить точками вокруг символа элемента, то образование ковалентной связи в молекулах фтора и азота можно представить следующей схемой:



У атома фтора на внешнем слое находится семь электронов. Каждый из атомов фтора отдает по одному электрону на образование общей электронной пары, вследствие чего оба атома в молекуле фтора приобретают электронную конфигурацию ближайшего

благородного газа — неона. Атомы азота, имеющие на внешнем слое по пять электронов, образуют три общие электронные пары. И в этом случае атомы в молекуле N_2 приобретают устойчивую восьмиелектронную оболочку.

Примерами более сложных соединений с ковалентной связью между атомами могут служить вода и аммиак:

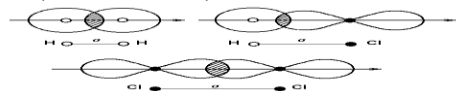


В молекуле воды каждый из атомов водорода связан с атомом кислорода парой общих электронов. При этом у кислорода возникает во внешнем слое восьмиелектронная конфигурация, а у обоих атомов водорода появляется устойчивый двухэлектронный слой. Подобное электронное строение имеют атомы водорода в аммиаке, а связанный с ними атом азота содержит во внешнем слое восемь электронов. В молекулах фтора, азота и некоторых других молекулах, образованных одноименными или близкими по химическим свойствам атомами, возникает неполярная ковалентная связь, так как общая электронная пара расположена симметрично по отношению к ядрам обоих атомов и притягивается к ним с одинаковой силой.

3 Свойства ковалентной связи:

- длина;
- энергия;
- насыщенность;
- направленность

ковалентная связь, являющаяся результатом перекрывания электронных облаков взаимодействующих атомов, располагается в определенном направлении по отношению к этим атомам. Если перекрывание электронных облаков происходит в направлении прямой, соединяющей ядра взаимодействующих атомов (т. е., по оси связи), то образуется σ -связь (сигма-связь).



Схематическое изображение сигма-связи в молекулах водорода, хлороводорода и хлора.

При взаимодействии p-электронных облаков, направленных перпендикулярно к оси связи, образуются две области перекрывания расположенные по обе стороны от этой оси. Такая ковалентная связь называется π -связью (пи-связь). π -Связь может возникнуть не только за счёт p-электронов, но также за счет перекрывания d- и p-электронных облаков (б) или d-облаков (в).

4 Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы

При образовании молекулы электронные облака изменяют свою форму. Например, вместо неравноценных s- и p-электронных облаков могут образовываться равноценные гибридные (смешанные) электронные облака. В результате гибридизации электронные облака приобретают более вытянутую форму. Это обеспечивает большее их перекрывание и, следовательно, увеличивает энергию ковалентной связи. Выигрыш энергии превышает затраты её на осуществление гибридизации электронных орбиталей. На рис. 8 показана форма гибридного sp-облака. Из s- и p-орбитали образуются две гибридные sp-орбитали, вытянутые в противоположных направлениях. В зависимости от числа и типа орбиталей, участвующих в гибридизации, взаимное расположение гибридных орбиталей в пространстве будет различным. Если в гибридизации принимают участие одна s- и две p-орбитали (sp^2 -гибридизация), то образуются три равноценные гибридные орбитали,

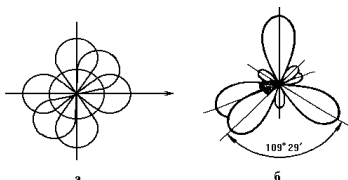
располагающиеся в одной плоскости и ориентированные друг относительно друга под углом 120° .

При гибридизации типа sp^3 , в которой принимает участие одна s- и три p-орбитали, образующиеся равноценные четыре орбитали вытянуты в направлениях к вершинам тетраэдра.

У атомов элементов III и последующих периодов, имеющих d-орбитали, в гибридизации часто принимают участие две d-, одна s- и три p-орбитали (sp^3d^2 -гибридизация). В этом случае образуется шесть равноценных гибридных орбиталей, направленных к вершинам октаэдра.

σ -Связи осуществляются за счёт перекрывания как гибридизованных, так и негибридизованных орбиталей, π -связи — исключительно за счёт перекрывания негибридизованных орбиталей. Направленность σ -связей обуславливает структуру молекулы. Одинарная связь между атомами — всегда σ -связь. В молекулах, содержащих кратные связи, одна σ -связь, а остальные π -связи. Например, в молекуле азота, имеющей тройную связь ($:N \equiv N:$), содержится одна σ - и две π -связи.

Геометрическая форма молекул соединений зависит от типа гибридных орбиталей, участвующих в образовании ковалентных связей. Гибридным sp-орбиталям отвечает линейная структура молекул, sp^2 -гибридизация приводит к образованию плоских треугольных молекул, при sp^3 -гибридизации образуются молекулы тетраэдрической формы, результат гибридизации типа sp^3d^2 — молекулы октаэдрической конфигурации.



5. Виды ковалентной связи: полярная и неполярная. Электроотрицательность.

Поляризация. полярность молекул

При сближении двух атомов, имеющих во внешних электронных оболочках неспаренные электроны с антипараллельными спинами, между ними начинает действовать взаимное притяжение. В результате эти атомы сближаются еще больше, происходит замыкание полей и образование электронных пар. Однако расчет показал, что само по себе замыкание магнитных полей электронов со спинами противоположных направлений дает лишь очень небольшую часть той общей энергии, которая выделяется при образовании прочной валентной связи между атомами. Наличие неспаренных электронов следует рассматривать лишь как необходимое условие образования химической связи, являющейся результатом глубокого взаимодействия электронной пары с ядрами обоих атомов, где основное значение имеют электрические силы.

6. Ионная связь

Согласно теории ионной связи, самой устойчивой электронной конфигурацией атома является такая, при которой во внешнем электронном слое находится восемь или два электрона (подобно благородным газам). Довольно устойчивы также атомы, внешнего слоя которых содержит 18 электронов.

Во время химических реакций атомы стремятся приобрести наиболее устойчивую электронную конфигурацию. Это достигается в результате присоединения электронов атомов других элементов или отдачи электронов из внешнего слоя другим атомам. Атомы, отдавшие часть электронов, приобретают положительный заряд и становятся положительно заряженными ионами. Атомы, присоединившие электроны, превращаются в отрицательно заряженные ионы. Разноименно заряженные ионы удерживаются друг около друга силами электростатического притяжения.

7. Металлическая связь

Металлическая связь — это связь, в которой электроны каждого отдельного атома принадлежат всем атомам, находящимся в контакте. В результате перекрывания

валентных орбиталей атомов возникают энергетические уровни, общее число которых равно числу взаимодействующих атомов. В кристалле, содержащем один моль атомов, количество энергетических уровней равно числу Авогадро, а разность энергий двух соседних уровней имеет порядок 10^{-23} В. Поэтому образуется практически непрерывная энергетическая зона, в пределах которой переход электрона на ближайший более высокий уровень происходит очень легко.

1.7. Лекция №7 (2часа)

Тема: «Энергетика и направление химических процессов»

1.7.1. Вопросы лекции:

1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.
2. Внутренняя энергия и энтальпия.
3. Закон Гесса и следствия из него. Движущие силы химического процесса.
4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции.
5. Энергия Гиббса химической реакции.

1.7.2. Краткое содержание вопросов

1 Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения

Термохимия, раздел химической термодинамики, включающий определение теплового эффекта реакции и установление его зависимости от физико-химических параметров. В задачу термохимии входит также измерение и вычисление теплот фазовых переходов, растворения, разбавления и других процессов, изучение теплоемкостей, энтальпий и энтропий веществ

2. Внутренняя энергия и энтальпия

Основным экспериментальным методом термохимии – калориметрия. Иногда используются некалориметрические методы (расчет тепловых эффектов из результатов измерения констант равновесия, эдс и т.п.), однако в этих случаях результаты обычно менее точны.

В 1840 году химик Гесс открыл закон, названный позднее его именем, этот закон дает возможность определять расчетным путем тепловые эффекты реакций по теплотам образования исходных веществ и продуктов или по теплотам их сгорания. Тем самым, открывая путь для определения тепловых эффектов реакций, которые трудно осуществимы, а иногда и невозможно. Необходимые для расчета стандартные теплоты образования $\Delta H_{обр}^0$ собраны в фундаментальные термохимические справочники.

В середине XIX века Томсен и Бертло высказали идею, согласно которой химические реакции, происходящие без подвода энергии извне, протекают в направлении максимального выделения теплоты. Ими и их учениками были разработаны основные экспериментальные методики термохимии и измерены тепловые эффекты многих реакций.

Хотя в общем виде принцип Бертло-Томсена оказался неверен, но за термохимией сохранилась ведущая роль в исследовании возможности протекания химических реакций в заданных условиях. Так, уравнение $\Delta H - T\Delta S = -RT \ln K_p$ являющееся обобщением первого и второго начал термодинамики (ΔH – изменение энтальпии, ΔS – изменение энтропии при химической реакции, T – температура, R – газовая постоянная), позволяет рассчитать константу равновесия K_p любой реакции через тепловые величины.

Изменение энтальпии (тепловой эффект) очень просто может быть измерен в лаборатории. Обычно это делают, окружая зону реакции: при этом происходит энергообмен. Если реакция является экзотермической, то вода нагревается, если эндотермической – то охлаждается. Если измерить изменение температуры воды и если

известна масса воды и ее удельная теплоемкость, то можно вычислить количество поглощенной или выделенной в процессе химической реакции энергии.

3. Закон Гесса и следствия из него. Движущие силы химического процесса

$$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}, \Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}, E_{\text{св}}$$

Пользуясь табличными значениями $\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$ и $E_{\text{св}}$, можно рассчитать энтальпии различных химических процессов и фазовых превращений. Основанием для таких расчетов является закон Гесса, сформулированный петербургским профессором [Г. И. Гессом](#) (1841 г.): «Тепловой эффект (энтальпия) процесса зависит только от начального и конечного состояния и не зависит от пути перехода его из одного состояния в другое».

Анализ закона Гесса позволяет сформулировать следующие следствия:

1. Энтальпия реакции равна разности сумм энтальпий образования конечных и начальных участников реакций с учетом их стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{обр.конечн}} - \sum \Delta H_{\text{обр.нач}}$$

2. Энтальпия реакции равна разности сумм энтальпий сгорания начальных и конечных реагентов с учетом их стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{сгор.нач}} - \sum \Delta H_{\text{сгор.конечн}}$$

3. Энтальпия реакции равна разности сумм энергий связей $E_{\text{св}}$ исходных и конечных реагентов с учетом их стехиометрических коэффициентов.

4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции

Типичный вид температурной кривой правильно поставленного калориметрического опыта при измерении экзотермического эффекта показан на рисунке 3. Величину Δt с учетом теплообмена можно рассчитать аналитическим или графическим способом.

При графическом определении Δt на миллиметровой бумаге на оси абсцисс откладывают время в масштабе 1 мин = 1 см, на оси ординат — температуру, выбор масштаба которой зависит от величины Δt . При $\Delta t \leq 1^{\circ}$ $1^{\circ} = 10$ см; $\Delta t \geq 1^{\circ}$ $1^{\circ} = 5$ см. После того как на график нанесены все экспериментальные точки, получается кривая ABCD. Участок AB называется начальным периодом, BC — главным, CD — конечным.

5. Энергия Гиббса химической реакции

Работа производится на установке упрощенного типа, позволяющей при тщательном проведении калориметрических опытов и правильно выбранных условиях (продолжительность опыта не должна превышать 5 мин) получать результаты с погрешностью около $\pm 1\%$. Главными факторами, определяющими точность результата, будут погрешности Δt , так как ошибки взвешивания не превышают сотых долей процента. В калориметрической установке температуры измеряют при помощи термометра Бекмана, точность отсчета по которому составляет в данных условиях около $\pm 0,005^{\circ}$, поэтому возможная погрешность в определении Δt составит $\pm 0,01^{\circ}$. Относительная ошибка, вносимая в результат за счет неточности измерения температур, выражается отношением погрешности к $\Delta t_{\text{оп}}$. Так, при указанной точности измерений по термометру Бекмана и $\Delta t \geq 1^{\circ}$ погрешность $\Delta t_{\text{оп}}$ составляет $\pm 1\%$, при $\Delta t = 0,1^{\circ}$ она равна $\pm 10\%$.

1.8 Лекция №8 (2 часа)

Тема: «Химическая кинетика. Катализ»

1.8.1. Вопросы лекции:

1. Классификация реакций в химической кинетике. Понятие скорости химической реакции.

2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

3. Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. константа скорости.
4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации.
5. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм катализа. Автокатализ.

1.8.2. Краткое содержание вопросов

1 Классификация реакций в химической кинетике. Понятие скорости химической реакции.

Изучает данный раздел механизмы протекания химических реакций, порядок химической реакции, а также закономерности протекания химических реакций во времени.

Начнем со скорости протекания химической реакции. Скорость химической реакции определяется как *изменение молярной концентрации одного из реагирующих веществ за единицу времени*. Скорость химической реакции - величина всегда положительная, поэтому если она определяется по исходному веществу (концентрация которого убывает в процессе реакции), то полученное значение домножается на -1.

Например, для реакции $A + B \rightarrow C + D$, скорость можно выразить так: $v = \frac{\partial C}{\partial t} = -\frac{\partial A}{\partial t}$.

В 1865 году Н.Н. Бекетовым и в 1867 году К.М. Гульдбергом и П. Вааге был сформулирован закон действующих масс, согласно которому *скорость химической реакции в каждый момент времени пропорциональна концентрациям реагентов, возведенным в некоторые степени*. Кроме концентрации на скорость химической реакции оказывают влияние следующие факторы: природа реагирующих веществ, наличие катализатора, температура и площадь поверхности реагирующих веществ.

2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ. Некоторые реакции, например взрывы, протекают мгновенно, другие идут годами. На скорость реакции влияют многие факторы: концентрация, температура, катализаторы, внешние воздействия.

3. Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. константа скорости

Чтобы произошла реакция, необходимо столкновение молекул. При одной температуре число столкновений растёт с увеличением числа реагирующих частиц в единице объёма, т.е. с возрастанием концентрации реагентов.

Скорость необратимой реакции:

$$v = k C_B^{n_B} C_D^{n_D}$$

k - константа скорости реакции; n_B и n_D - коэффициенты, называемые порядками реакции по веществам В и D.

4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации

Повышение температуры ускоряет большинство химических реакций. Согласно правилу Вант-Гоффа при повышении температуры на 10 К скорость многих реакций увеличивается в 2-4 раза

$$v_2 = v_1 \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$$

v_2 и v_1 скорости реакций при температурах T_2 и T_1 , γ коэффициент, значение которого для эндотермической реакции выше, чем для экзотермической реакции. Для многих реакций γ лежит в пределах 2-4.

5. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм катализа. Автокатализ

В ходе химической реакции разрушаются одни и возникают другие молекулы и соединения, происходит изменение химических связей, т.е. перераспределение электронной плотности. Если бы старые химические связи в ходе реакции сразу

полностью разрушались, то на это потребовалось бы большое количество энергии и реакция протекала крайне медленно. Как показали исследования, в ходе реакции система проходит через переходное однородное состояние через образование, так называемого, активированного комплекса.

1.9-10 Лекция №9-10 (4часа)

Тема: «Дисперсные системы. Растворимость веществ. Способы выражения и определения концентрации растворов»

1.9-10.1 Вопросы лекции:

1. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.
2. Общая характеристика растворов. Процесс растворения. Растворимость как физико-химический процесс.
3. Теории растворов: химическая и физическая.
4. Пересыщенные растворы.
5. Осмос.
6. Замерзание и кипение растворов.
7. Способы выражения концентрации растворов. Титриметрический метод определения концентрации растворов

1.9-10.2 Краткое содержание вопросов

1 Дисперсные системы. Коллоидные растворы

Дисперсные системы. В природе и технике часто встречаются дисперсные системы, в которых одно вещество равномерно распределено в виде частиц внутри другого вещества.

В дисперсных системах различают дисперсную фазу — мелкораздробленное вещество и дисперсионную среду — однородное вещество, в котором распределена дисперсная фаза. Например, в мутной воде, содержащей глину, дисперсной фазой являются твердые частички глины, а дисперсионной средой — вода; в тумане дисперсная фаза — частички жидкости, дисперсионная среда — воздух; в дыме дисперсная фаза — твердые частички угля, дисперсионная среда — воздух; в молоке — дисперсная фаза — частички жира, дисперсионная среда — жидкость и т. д.

К дисперсным системам относятся обычные (истинные) растворы, коллоидные растворы, а также суспензии и эмульсии. Они отличаются друг от друга прежде всего размерами частиц, т. е. степенью дисперсности (раздробленности).

2 Общая характеристика растворов. Процесс растворения. Растворимость как физико-химический процесс

Растворение протекает с образованием различных по форме и прочности продуктов - гидратов. При этом участвуют силы как физической, так и химической природы. Процесс растворения вследствие такого рода взаимодействий компонентов сопровождается различными тепловыми явлениями.

Энергетической характеристикой растворения является теплота образования раствора, рассматриваемая как алгебраическая сумма тепловых эффектов всех эндо- и экзотермических стадий процесса. Наиболее значительными среди них являются:

- поглощающие тепло процессы - разрушение кристаллической решётки, разрывы химических связей в молекулах;
- выделяющие тепло процессы - образование продуктов взаимодействия растворённого вещества с растворителем (гидраты) и др.

3 Теории растворов: химическая и физическая

Зависит от природы жидкости, газа, температуры, давления газа и присутствия называется в жидкости др. растворённых веществ. Процесс растворения газа в жидкости называется адсорбцией. Строгих закономерностей описания зависимости растворимости газа в жидкости от их природы не имеется. Газы, имеющие полярную молекулу, лучше

растворяются в полярных растворителях. Неполярные в неполярных. Если сравнивать растворимость различных неполярных газов в неполярных растворителях, то газы легко сжимаемые в чистом состоянии, обладающие более высокой критической температурой являются более растворимыми. Зависимость от давления при постоянной Т определяется законом Генри по которому $p = k \cdot c$ - давление над жидкостью, k - коэффициент пропорциональности, константа Генри. Закон Генри записывается $c = p/k$. Закон Генри может быть легко получен из условий гетерогенного равновесия

4. Пересыщенные растворы

При нагревании смеси соли с водой до 100°C произойдёт растворение 39,8 г NaCl в 100 г воды. Если теперь удалить из раствора нерастворившуюся соль, а раствор осторожно охладить до 20°C, избыточное количество соли не всегда выпадает в осадок. В этом случае мы имеем дело с перенасыщенным раствором. Перенасыщенные растворы очень неустойчивы. Помешивание, встряхивание, добавление крупинок соли может вызвать кристаллизацию избытка соли и переход в насыщенное устойчивое состояние.

Перенасыщенный раствор - раствор, содержащий больше вещества, чем в насыщенном.

5. Осмос (от греч. ὄσμος — толчок, давление) — процесс односторонней диффузии через полупроницаемую мембрану молекул растворителя в сторону большей концентрации растворённого вещества из объёма с меньшей концентрацией растворённого вещества.

6. Замерзание и кипение растворов

Коллигативные свойства растворов — это те свойства, которые при данных условиях оказываются равными и независимыми от химической природы растворённого вещества; свойства растворов, которые зависят лишь от количества кинетических единиц и от их теплового движения.

7. Способы выражения концентрации растворов. Титриметрический метод определения концентрации растворов

КОНЦЕНТРАЦИЮ ВЕЩЕСТВ в растворах можно выразить разными способами. Наиболее часто используют массовую долю растворённого вещества, молярную и нормальную концентрацию.

Массовая доля растворённого вещества $w(B)$ - это безразмерная величина, равная отношению массы растворённого вещества к общей массе раствора m :

$$W(B) = M(B) / M$$

Молярная концентрация $C(B)$ показывает, сколько моль растворённого вещества содержится в 1 литре раствора.

$$C(B) = n(B) / V = m(B) / (M(B) \cdot V),$$

где $M(B)$ - молярная масса растворённого вещества г/моль.

Молярная концентрация измеряется в моль/л и обозначается "М". Например, 2 М NaOH - двухмолярный раствор гидроксида натрия. Один литр такого раствора содержит 2 моль вещества или 80 г ($M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль).

1.11 Лекция №11 (2 часа)

Тема: «Теория электролитической диссоциации»

1.11.1 .Вопросы лекции:

1. Процесс диссоциации в водных растворах.
2. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации.
3. Ионно-молекулярные уравнения.
4. Диссоциация воды. Водородный показатель.
5. Смещение ионных равновесий.

1.11.2 Краткое содержание вопросов

1 Процесс диссоциации в водных растворах

Диссоциация (от лат. dissociatio - разделение, разъединение), обратимый распад частицы в-ва (молекулы, радикала или иона). Различают электролитическую диссоциацию (ионизацию) в р-рах или расплавах электролитов - образование смеси положит. и отрицат. сольватированных ионов из молекул или кристаллич. фазы, напр., CH_3COOH (р-р) $\rightleftharpoons \text{H}^+$ (р-р) + CH_3COO^- (р-р), NaCl (кристаллы) $\rightleftharpoons \text{Na}^+$ (расплав) + Cl^- (расплав); термическую диссоциацию - обратимое разложение, обусловленное тепловым движением частиц в-ва, напр.: CaCO_3 (кристаллы) $\rightleftharpoons \text{CaO}$ (кристаллы) + CO_2 (газ), 2HI (газ) $\rightleftharpoons \text{H}_2$ (газ) + I_2 (газ).

2. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации.

Кроме хорошей электропроводности, растворы электролитов обладают более низкими значениями давления пара растворителя и температуры плавления и более высокими температурами кипения по сравнению с соответствующими значениями для чистого растворителя или для раствора неэлектролита в этом же растворителе. Для объяснения этих свойств шведский ученый С. Аррениус в 1887 г. предложил *теорию электролитической диссоциации*.

Под электролитической диссоциацией понимается распад молекул электролита в растворе с образованием положительно и отрицательно заряженных ионов — катионов и анионов.

Процесс диссоциации во всех случаях является обратимым, поэтому при написании уравнений реакции диссоциации необходимо применять знак обратимости « \rightleftharpoons ». Различные электролиты, согласно теории Аррениуса, диссоциируют на ионы в различной степени. Полнота распада зависит от природы электролита, его концентрации, природы растворителя, температуры.

Степень диссоциации. Одним из важнейших понятий теории электролитической диссоциации Аррениуса является понятие *о степени диссоциации*.

Степенью диссоциации α называется отношение числа молекул, распавшихся на ионы (n'), к общему числу растворенных молекул (n):

$$\alpha = \frac{n'}{n}.$$

Из этого выражения очевидно, что α может изменяться от 0 (диссоциации нет) до 1 (полная диссоциация). Степень диссоциации часто выражают в процентах. Степень диссоциации электролита может быть определена только экспериментальным путем, например по измерению температуры замерзания раствора, по электропроводности раствора и т. д.

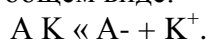
Сильные и слабые электролиты. В зависимости от степени диссоциации различают электролиты *сильные* и *слабые*. *Электролиты со степенью диссоциации больше 30% обычно называют сильными, со степенью диссоциации от 3 до 30% — средними, менее 3% — слабыми электролитами.*

К сильным электролитам относятся почти все соли, некоторые кислоты (HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 (разб.)) и некоторые основания (LiOH , NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2). К слабым электролитам относится большинство кислот (особенно органических) и оснований.

Степень диссоциации как сильных, так и слабых электролитов зависит от концентрации раствора (степень диссоциации тем выше, чем более разбавлен раствор).

Константа диссоциации. Более точной характеристикой диссоциации электролита является *константа диссоциации*, которая от концентрации раствора не зависит.

Выражение для константы диссоциации можно получить, если записать уравнение реакции диссоциации электролита АК в общем виде:



Поскольку диссоциация является обратимым равновесным процессом, то к этой реакции применим закон действующих масс, и можно определить константу равновесия как

$$K = \frac{[A^-] \cdot [K^+]}{[AK]},$$

3. Ионно-молекулярные уравнения

Реакции ионного обмена записывают тремя уравнениями:

- молекулярным;
- полным ионно-молекулярным;
- сокращенным ионно-молекулярным.

В полном ионно-молекулярном уравнении указывают формулы всех частиц, а в сокращенном – формулы частиц, которые принимают участие в реакции.

4. Диссоциация воды. Водородный показатель.

Одним из наименее диссоциированных веществ, образующихся при реакциях между ионами, является вода. Чистая вода плохо проводит электрический ток, но все же обладает некоторой измеримой электропроводностью, которая объясняется небольшой диссоциацией воды на водородные и гидроксильные ионы ($H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$).

Водородный показатель, обозначаемый через pH, представляет собой отрицательный логарифм концентрации водородных ионов: $pH = -\lg[H^+]$. Например, если концентрация водородных ионов $[H^+] = 10^{-5}$ г•ион/л, то $pH=5$, если $[H^+] = 10^{-9}$ г•ион/л, то $pH=9$, и т.д.

Очевидно, что нейтральные растворы имеют $pH=7$, в кислых растворах $pH<7$, а в щелочных $pH>7$. В аквариумной практике вода, соответствующая $pH 2 - 3$, считается сильно окисленной; $3 - 5$ — кислой; $5 - 6$ - слабокислой; $6 - 7$ - очень слабокислой; 7 - нейтральной; $7 - 8$ - очень слабощелочной; $8 - 9$ - слабощелочной; $9 - 10$ - щелочной; $10 - 14$ - сильно щелочной.

Измерение pH в домашних условиях можно рекомендовать простым способом. Его принцип основан на цветной цифровой шкале; точность измерения до 0,1 ед. Возможно измерение pH с помощью бумажных индикаторов, пропитанных составом из органических красителей; точность измерения - до 0,3 ед.

5. Смещение ионных равновесий.

Равновесие в растворах электролитов, как и всякое химическое равновесие, сохраняется неизменным, пока определяющие его условия не меняются; изменение условий влечет за собой нарушение равновесия.

Так, равновесие нарушается при изменении концентрации одного из участвующих в этом равновесии ионов: при ее увеличении происходит процесс, в ходе которого эти ионы связываются. Например, если в раствор уксусной кислоты, диссоциирующей согласно уравнению ввести какую-либо соль этой кислоты и тем самым увеличить концентрацию ионов CH_3COO^- , то, в соответствии с принципом Ле Шателье, равновесие смещается влево, т. е. степень диссоциации уксусной кислоты уменьшается.



Отсюда следует, что введение в раствор слабого электролита одноименных ионов (т. е. ионов, одинаковых с одним из ионов электролита) уменьшает степень диссоциации этого электролита. Наоборот, уменьшение концентрации одного из ионов вызывает диссоциацию нового количества молекул. Например, при введении в раствор указанной кислоты гидроксид-ионов, связывающих ионы водорода, диссоциация кислоты возрастает.

1.12-13 Лекция №12-13 (4часа)

Тема: «Гидролиз солей. Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH»

1.12-13.1. Вопросы лекции:

1. Типы гидролиза (по катиону, по аниону, по катиону и аниону).
2. Ионные уравнения гидролиза.
3. Константа и степень гидролиза.

4. Расчет константы гидролиза.

5. Влияние на смещение равновесия гидролиза различных факторов

1.12-13.2 Краткое содержание вопросов

1 Типы гидролиза (по катиону, по аниону, по катиону и аниону)

Гидролиз солей – это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих частиц.

Гидролиз, дословно, - это разложение водой. Давая такое определение реакции гидролиза солей, мы подчеркиваем, что соли в растворе находятся в виде ионов, и что движущей силой реакции является образование малодиссоциирующих частиц (общее правило для многих реакций в растворах).

Всегда ли ионы способны образовывать с водой малодиссоциирующие частицы? Разбирая этот вопрос с учениками, отмечаем, что катионы сильного основания и анионы сильной кислоты таких частиц образовать не могут, следовательно, в реакцию гидролиза не вступают.

Какие типы гидролиза возможны? Поскольку соль состоит из катиона и аниона, то возможно три типа гидролиза:

- гидролиз по катиону (в реакцию с водой вступает только катион);
- гидролиз по аниону (в реакцию с водой вступает только анион);
- совместный гидролиз (в реакцию с водой вступает и катион, и анион);

2. Ионные уравнения гидролиза.

Написав формулу образовавшейся частицы, тут же обсуждаем, что это за частица, будет ли она иметь заряд и какой, приходим к выводу, что, как правило, это гидроксокатион. А что останется от молекулы воды? Какую реакцию водного раствора обуславливает избыток этих частиц? Какова будет реакция индикатора?

Гидролиз по катиону приводит к образованию гидроксокатионов и ионов водорода (среда раствора кислая).

Отмечаем, что только иногда, при $n=1$, вместо гидроксокатионов получаем молекулы слабого основания.

А может ли гидроксокатион вступить в реакцию со следующей молекулой воды? Сообщаем, что это будет вторая ступень гидролиза, и что каждая следующая ступень протекает в тысячи раз слабее, чем предыдущая, что даже первая ступень протекает обычно на доли процента. Поэтому, как правило, рассматривается только первая ступень гидролиза.

Гидролиз по аниону разбираем аналогично, записываем уравнение:



Подводим учеников к выводу:

Гидролиз по аниону приводит к образованию гидроанионов и гидроксид-ионов (среда раствора щелочная).

3. Константа и степень гидролиза

Под степенью гидролиза понимается отношение количества (концентрации) соли, подвергающейся гидролизу, к общему количеству (концентрации) растворенной соли. Обозначается α (или $h_{\text{гидр}}$); $\alpha(c_{\text{гидр}}/c_{\text{общ}}) \cdot 100 \%$

где $c_{\text{гидр}}$ — число молей гидролизованной соли, $c_{\text{общ}}$ — общее число молей растворённой соли.

Степень гидролиза соли тем выше, чем слабее кислота или основание, её образующие.

Является количественной характеристикой гидролиза.

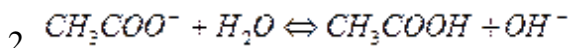
Константа гидролиза — константа равновесия гидролитической реакции.

4. Расчет константы гидролиза. Так константа гидролиза соли равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции гидролиза к равновесной концентрации соли с учетом стехиометрических коэффициентов.

5. Влияние на смещение равновесия гидролиза различных факторов

1. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ По принципу Ле-Шателье уменьшение концентрации ионов водорода сместит равновесие вправо, т.е. усилит гидролиз. Чтобы усилить гидролиз, нужно добавить сильную щелочь, связывающую ионы водорода.

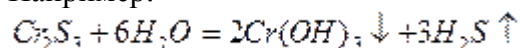
Добавление ионов водорода (кислоты) – подавляет гидролиз, смещая равновесие гидролиза влево.



Добавление сильной кислоты (H^+) сместит равновесие гидролиза вправо, так как при этом будут связываться ионы гидроксила. Добавление щелочи подавляет гидролиз.

3. Гидролиз проходит до конца, если в результате получаются не растворимые в воде соединения и газы.

Например:



Соли, образованные многозарядными катионами (Cr^{3+} , Fe^{3+} , Al^{3+}) и очень слабыми кислотами (угольной, сернистой, сероводородной, кремниевой) – в водном растворе не существуют, так как подвергаются необратимому гидролизу.

1.14 Лекция №14 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

1.14.1. Вопросы лекции:

1. Понятие об окислении-восстановлении. Степень окисления элементов.
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
3. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность.
4. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Направление протекания ОВР.
5. Правила составления уравнений реакций ОВР методом электронно-ионного баланса.
6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.

1.14.2. Краткое содержание вопросов

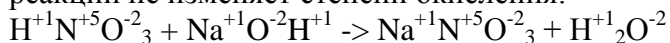
1 Понятие об окислении-восстановлении. Степень окисления элементов.

ОВР – реакции, в которых изменяются степени окисления элементов, то есть электроны переходят от одного атома или вещества (восстановителя) к другому (окислителю).

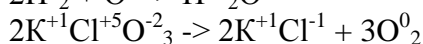
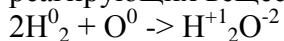
А степень окисления – это заряд, который имел бы атом, если бы все образованные им полярные связи стали ионными. Если связи действительно ионные, то с.о. совпадает с зарядом элементарного иона, например, K^+F^- . Если не все связи ионные, то степень окисления – это условное понятие, не имеющее строгого смысла, но полезное.

2 Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Все химические реакции можно разделить на два типа. К первому из них относятся реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например, в реакции обмена ни один элемент в результате реакции не изменяет степени окисления:



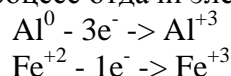
Ко второму типу относятся реакции, идущие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ. Например



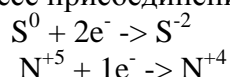
Реакции второго типа называются окислительно-восстановительными. Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав

реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными. В окислительно-восстановительных реакциях всегда происходит присоединение или отдача электронов атомами элементов.

Причем это единый взаимосвязанный процесс. Если атом, ион или молекула в процессе реакции отдают электроны, то они называются восстановителями, а сам процесс отдачи электронов — окислением. Например:



В процессе окисления восстановитель повышает свою степень окисления. Если атом, ион или молекула в процессе реакции принимают электроны, то они называются окислителями, а сам процесс присоединения электронов — восстановлением. Например:



В процессе восстановления окислитель понижает свою степень окисления. О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные (как окислительные, так и восстановительные) свойства можно судить по степени окисления атомов, входящих в состав соответствующих веществ. Атом того или иного элемента, находящийся в своей высшей степени окисления не может ее повысить (отдать электроны) и проявляет только окислительные свойства. Атом элемента в своей низшей степени окисления не может ее понизить (принять электроны) и проявляет только восстановительные свойства. Атом элемента, имеющий промежуточную степень окисления, может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

3. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность.

Окислительно-восстановительные реакции - это реакции, которые идут с изменением степеней окисления элементов. Степень окисления - это условный заряд атома в молекуле, где все полярные связи считаются ионными.

Окисление - это процесс отдачи электронов.

Восстановление - это процесс присоединения электронов.

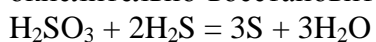
Окислитель - это атом, молекула или ион, который принимает электроны и понижает свою степень окисления, т.е. восстанавливается.

Восстановитель - это атом, молекула или ион, который отдаёт электроны и повышает свою степень окисления, т.е. окисляется.

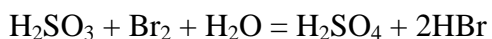
Восстановители: а) металлы - чем меньше потенциал ионизации, тем сильнее восстановительные свойства; б) соединения элементов в низших степенях окисления (NH_3 , H_2S , HBr , HI и др.), у которых все орбитали заполнены и могут только отдавать электроны.

Окислители: а) неметаллы (F_2 , Cl_2 , Br_2 , O_2 и др.) - чем больше сродство к электрону, тем сильнее окислительные свойства; б) ионы металлов в высоких степенях окисления (Fe^{3+} , Sn^{4+} , Mn^{4+} и др.); в) соединения элементов в высших степенях окисления (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaBiO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 (конц.) и др.), у которых уже отданы все валентные электроны и могут быть только окислителями.

Соединения элементов в промежуточных степенях окисления (HNO_2 , H_2SO_3 , H_2O_2 и др.) могут проявлять окислительные и восстановительные свойства в зависимости от окислительно-восстановительных свойств второго реагента.



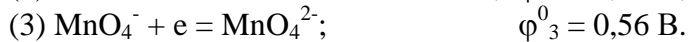
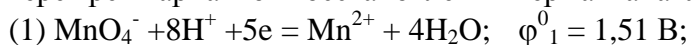
окисл. восп.



восст. окисл.

4 Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Направление протекания ОВР.

В водных растворах концентрация ионов водорода меняется в очень широких пределах - от нескольких моль/л в кислых растворах до 10^{-14} - 10^{-15} моль/л в щелочных, то есть на 15 порядков. Поэтому, если в ОВР образуются или расходуются ионы водорода или гидроксила, то pH очень сильно влияет на направление таких реакций. Рассмотрим на примере трех вариантов восстановления перманганата.



$\varphi_1 = \varphi^0_1 + (0,0591\text{В}/5)\lg([\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8/[\text{Mn}^{2+}]) = 1,51\text{В} + (0,0591\text{В}/5)\lg([\text{MnO}_4^-]/[\text{Mn}^{2+}]) - (8*0,0591/5)\text{pH}$. Если принять стандартными все концентрации, кроме pH, то

$\varphi_1 = 1,51\text{В} - 0,0946\text{В}*\text{pH}$. При pH=7 это дает 0,85В.

Аналогично $\varphi_2 = 1,69\text{В} - 0,0788\text{pH}$, при pH=7 получается 1,14В, а при pH=14 = 0,59В.

5. Правила составления уравнений реакций ОВР методом электронно-ионного баланса.

Ионно-электронный метод составления ОВР

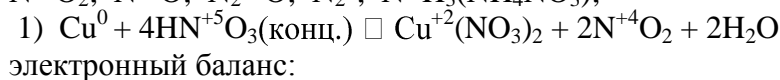
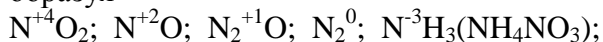
Ионно-электронный метод (или метод полуреакций) используется для составления ОВР протекающих в растворах. Основан он на составлении отдельных полуреакций для процессов восстановления и окисления в виде ионно-молекулярных уравнений. При этом необходимо учитывать правила написания ионных уравнений реакций: сильные электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты и малорастворимые вещества - в виде молекул.

1. Записывается левая часть молекулярного уравнения ОВР, определяется окислитель и восстановитель.

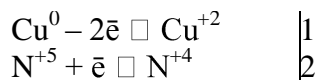
2. Записываются полуреакции отдельно для процессов восстановления и окисления в виде ионно-молекулярных уравнений, в которых левая и правая часть (избыток или недостаток кислорода в левой части) уравниваются с учетом pH раствора с помощью молекул H_2O , ионов H^+ или OH^- :

6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.

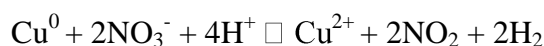
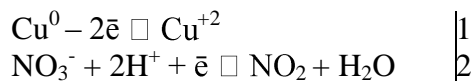
Окислителем в молекуле (см. также "Азотная кислота") азотной кислоты является N^{+5} , который в зависимости от концентрации HNO_3 и силы восстановителя (например, активности металла - см. также тему "Азотная кислота") принимает от 1 до 8 электронов, образуя



электронный баланс:



метод полуреакций:



1.15 Лекция №15 (2часа)

Тема: «Основы электрохимии. Химические источники энергии. Электролиз расплавов и растворов. Коррозия металлов»

1.15.1. Вопросы лекции:

1. Предмет электрохимия. Электрохимическая система.

2. Электроды, их разновидности.

3. Двойной электрический слой и электродный потенциал.

4. Гальванический элемент, принцип его работы. ЭДС гальванического элемента.

5. Стандартный водородный электрод сравнения и водородная шкала электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Законы Фарадея.

6. Кинетика электродных процессов. Явление поляризации электродов и перенапряжение.

1.15.2. Краткое содержание вопросов

1 Предмет электрохимия. Электрохимическая система

Электрохимия - раздел физической химии, изучающий химические процессы, которые сопровождаются появлением электрического тока или, наоборот, возникают под действием электрического тока. Предметом электрохимических исследований также являются электролиты и устанавливающиеся в них равновесия.

Многие химические реакции протекают лишь при подводе энергии извне. Часто их проводят в электролитических ячейках (электролизерах) на электродах, соединенных с внешним источником тока. Изучение этих реакций дает информацию о природе и свойствах различных веществ, а также позволяет получать с помощью электролиза новые химические соединения. Электрохимические процессы широко применяются в промышленности

2. Электроды, их разновидности.

Электроды в электрохимии, электронно-проводящие фазы, контактирующие с ионным проводником (электролитом). Часто под электродом понимают лишь одну электронно-проводящую фазу. При пропускании тока от внеш. источника через систему из двух электродов, соединенных друг с другом через электролит, на электродах протекают два процесса: зарядка двойного электрического слоя и электрохим. р-ция. В отличие от фазовых контактов металл-металл, металл-полупроводник, полупроводник-полупроводник и т. п. на границе фаз, составляющих электрохим. систему, вид носителей тока меняется, т. к. в электролите ток переносится ионами, а в электронно-проводящей фазе - электронами. Непрерывность прохождения тока через границу фаз в этом случае обеспечивается электродной р-цией. Электрод наз. анодом, если на его пов-сти преобладает р-ция, приводящая к генерированию электронов, т. е. происходит окисление в-в, содержащихся в электролите, либо ионизация металла анода. Электрод наз. катодом, если с его пов-сти электроны металла переходят на частицы реагирующих в-в, к-рые при этом восстанавливаются.

3. Двойной электрический слой и электродный потенциал.

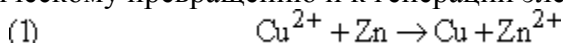
Основные электрические параметры электрохимических ячеек – сила тока (ее измеряют в амперах, А) и потенциал (измеряемый в вольтах, В). Сила тока определяется скоростью электродных реакций, а потенциал – химической энергией протекающих в ячейке процессов. Он равен энергии (измеряемой в джоулях, Дж), отнесенной к количеству электричества (измеряемому в кулонах, Кл), т.е. $1 \text{ В} = 1 \text{ Дж/Кл}$. Следовательно, потенциал элемента (электродвижущая сила, ЭДС) – это мера энергии, вырабатываемой в ходе протекающих в нем реакций. Если внешняя цепь разомкнута, то никакие электродные реакции не идут.

4. Гальванический элемент, принцип его работы. ЭДС гальванического элемента.

В простом гальваническом элементе Даниеля перемещение каждого двух электронов по внешней цепи приводит к окислению одного атома цинка и осаждению одного атома меди. Электронейтральность растворов обеспечивается с помощью солевого мостика.

Простой гальванический элемент, созданный в 1836 Дж. Даниелем (рис. 1), состоит из двух электродов: цинкового, погруженного в водный раствор сульфата цинка, и медного, погруженного в водный раствор сульфата меди (II). Такой элемент аналогичен медно-цинковым парам в вольтовом столбе. При замкнутой внешней цепи атомы цинка на поверхности цинкового электрода окисляются до ионов с высвобождением электронов: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$. Эти электроны перемещаются по внешней цепи на медный электрод и восстанавливают ионы меди до атомов: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$. Поток электронов во внешней

цепи – это и есть ток, вырабатываемый элементом. Суммарная реакция, приводящая к химическому превращению и к генерации электрической энергии, имеет вид



5. Стандартный водородный электрод сравнения и водородная шкала электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Законы Фарадея.

Потенциал гальванического элемента при разомкнутой внешней цепи дает информацию о термодинамике его реакций. Потенциал элемента, представленного на рис. 1, при концентрациях растворов 1 М и температуре 25° С – его стандартный потенциал E° – равен 1,10 В. Соответствующая ему энергия, термодинамический потенциал Гиббса, ΔG° , определяется выражением

$$(4) \quad \Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

где n – число электронов, переносимых в ходе реакции (в данном случае 2), F – число Фарадея (96 485 Кл/моль). Потенциал гальванического элемента равен разности потенциалов двух его полуэлементов, т.е. разности его электродных потенциалов.

6. Кинетика электродных процессов. Явление поляризации электродов и перенапряжение.

Потенциометрические измерения проводят в условиях, когда ток в электрохимической ячейке отсутствует. Это значит, что в ней не происходит никаких суммарных химических изменений, а измеряемый потенциал (равновесный) определяется термодинамикой реакций. В этих условиях такие факторы, как размер и форма электродов или интенсивность перемешивания раствора, не влияют на измеряемый потенциал.

1.16 Лекция №16 (2 часа)

Тема: «Комплексные соединения»

1.16.1. Вопросы лекции:

1. Определение комплексных соединений.
2. Получение. Свойства.

1.16.2. Краткое содержание вопросов

1 Комплексные соединения (лат. *complexus* — сочетание, обхват) или **координационные соединения** (лат. *co* — «вместе» и *ordinatio* — «упорядочение») — частицы (нейтральные молекулы или ионы), которые образуются в результате присоединения к данному иону (или атому), называемому комплексообразователем, нейтральных молекул или других ионов, называемых лигандами. Теория комплексных соединений (координационная теория) была предложена в 1893 г. А. Вернером.

Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу, в водном растворе полностью диссоциируют на комплексный малодиссоциирующий катион или анион. Комплексные соединения без внешней сферы в воде нерастворимы (например, карбонилы металлов).

Комплексные соединения разнообразны и многочисленны

2. Получение. Свойства Среди химических соединений, в том числе комплексных, различают парамагнитные и диамагнитные, по разному взаимодействующие с внешним магнитным полем. Парамагнитные комплексы обладают моментом μ и поэтому при взаимодействии с внешним магнитным полем втягиваются в него. Напротив, диамагнитные комплексы, не имея собственного магнитного момента, выталкиваются из внешнего магнитного поля. Парамагнитные свойства веществ обусловлены наличием в их структуре неспаренных электронов и в случае комплексов объясняются специфическим заполнением электронами энергетических уровней.

Существуют два принципа, определяющих заполнение электронами d-орбиталей, расщепленных на $d_{\text{е}}$ и $d_{\text{у}}$ -подуровни.

1. Электроны заполняют орбитали так, чтобы число неспаренных электронов было максимальным (правило Хунда).

2. Сначала заполняются орбитали, имеющие меньшую энергию.

С учетом этих правил при числе d-электронов в комплексообразователе от 1 до 3 или 8, 9, 10 их можно расположить по d-орбиталям только одним способом (в соответствии с правилом Хунда). При числе электронов от 4 до 7 в октаэдрическом комплексе возможно либо занятие орбиталей, уже заполненных одним электроном, либо заполнение свободных d_{xy} -орбиталей более высокой энергии. В первом случае потребуется энергия на преодоление отталкивания между электронами, находящимися на одной и той же орбитали, во втором — для перехода на орбиталь более высокой энергии. Распределение электронов по орбиталям зависит от соотношения между величинами энергий расщепления (Δ) и спаривания электронов (P). При низких значениях Δ («слабое поле»), величина Δ может быть $< P$, тогда электроны займут разные орбитали, а спины их будут параллельны. При этом образуются внешнеорбитальные (высокоспиновые) комплексы, характеризующиеся определённым магнитным моментом μ . Если энергия межэлектронного отталкивания меньше, чем Δ («сильное поле»), то есть $\Delta > P$, происходит спаривание электронов на d_{ε} -орбиталях и образование внутриорбитальных (низкоспиновых) комплексов, магнитный момент которых $\mu = 0$.

Применение

Комплексные соединения имеют важное значение для живых организмов, так гемоглобин крови образует комплекс с кислородом для доставки его к клеткам, хлорофилл находящийся в растениях является комплексом.

Комплексные соединения находят широкое применение в различных отраслях промышленности. Химические методы извлечения металлов из руд связаны с образованием КС. Например, для отделения золота от породы руду обрабатывают раствором цианида натрия в присутствии кислорода. Метод извлечения золота из руд с помощью растворов цианидов был предложен в 1843 г. русским инженером П. Багратионом. Для получения чистых железа, никеля, кобальта используют термическое разложение карбониллов металлов. Эти соединения — летучие жидкости, легко разлагающиеся с выделением соответствующих металлов.

Широкое применение комплексные соединения получили в аналитической химии в качестве индикаторов.

Многие КС обладают каталитической активностью, поэтому их широко используют в неорганическом и органическом синтезах. Таким образом, с использованием комплексных соединений связана возможность получения многообразных химических продуктов: лаков, красок, металлов, фотоматериалов, катализаторов, надёжных средств для переработки и консервирования пищи и т. д.

1.17 Лекция №17 (2 часа)

Тема: «Экохимические проблемы биосферы»

1.17.1. Вопросы лекции:

1. Экологические проблемы
2. Химические загрязнения среды и здоровье человека

1.17.2. Краткое содержание вопросов

1. Экологические проблемы

В результате деятельности человека, выбросами одного предприятия может происходить загрязнение атмосферы, реки, озера или даже уничтожение лесного массива. Это примеры *локальных (местных) экологических проблем*.

Загрязнение морей, речных бассейнов, природной среды городов, нарушение территорий разработками полезных ископаемых можно рассматривать как *региональные экологические проблемы*.

Но хозяйственная деятельность человека, приобретая все более глобальный характер, начинает оказывать весьма ощутимое влияние на процессы, происходящие в биосфере.

Человечество существенно изменило ход целого ряда процессов в биосфере, в том числе биохимических круговоротов и миграции ряда элементов. В настоящее время, хотя и медленно, происходит качественная и количественная перестройка всей биосферы. Уже возник ряд сложнейших глобальных экологических проблем биосферы, которые необходимо разрешить в ближайшее время.

«Парниковый эффект» — повышение температуры в атмосфере. По новейшим данным, за 80-е гг. XX в. по сравнению с концом XIX в. средняя температура воздуха в северном полушарии повысилась на 0,5—0,6 °С. По прогнозам, к началу 2000 г. средняя температура на планете может повыситься еще на 1,2 °С по сравнению с доиндустриальной эпохой. Ученые связывают такое повышение температуры в первую очередь с увеличением содержания углекислого газа (диоксида углерода) и аэрозолей (фреонов) в атмосфере. Это приводит к чрезмерному поглощению воздухом теплового излучения Земли, как в парнике. Очевидно, определенную роль в создании такого «парникового эффекта» играет и тепло, выделяющееся от ТЭЦ и АЭС.

Потепление климата может привести к интенсивному таянию ледников и повышению уровня Мирового океана. Изменения, которые могут произойти вследствие этого, просто трудно предсказать.

Решить данную проблему было бы можно, сократив выбросы углекислого газа и других загрязнителей в атмосферу и установив равновесие в круговороте углерода.

В последние годы ученые отмечают *истощение озонового слоя* атмосферы, который является защитным экраном от ультрафиолетового излучения (губительного для живых организмов). Особенно быстро этот процесс происходит над полюсами планеты, где появились так называемые озоновые дыры.

Под действием ультрафиолетового излучения молекулы кислорода (O_2) распадаются на свободные атомы, которые в свою очередь могут присоединяться к другим молекулам кислорода с образованием озона (O_3). Свободные атомы кислорода могут также реагировать с молекулами озона, образуя две молекулы кислорода. Таким образом, между кислородом и озоном устанавливается и поддерживается равновесие.

Однако загрязнители типа фреонов катализируют (ускоряют) процесс разложения озона, нарушая равновесие между ним и кислородом в сторону уменьшения концентрации озона.

Учитывая опасность, нависшую над планетой, международное сообщество сделало первый шаг к решению этой проблемы. Подписано международное соглашение, по которому производство фреонов в мире к 1999 г. должно сократиться более чем наполовину.

Массовое сведение лесов — одна из наиболее важных глобальных экологических проблем современности.

Лесные сообщества играют важнейшую роль в нормальном функционировании природных экосистем. Они поглощают атмосферные загрязнения антропогенного происхождения, защищают почву от эрозии, регулируют нормальный сток поверхностных вод, препятствуют снижению уровня грунтовых вод и заиливанию рек, каналов и водохранилищ.

Уменьшение площади лесов нарушает процесс круговоротов кислорода и углерода в биосфере.

Сведение лесов влечет за собой гибель их многообразных видов флоры и фауны. Человек обедняет облик своей планеты.

Кислотные дожди, вызываемые главным образом диоксидом серы и оксидами азота, наносят огромный вред экосистемам, особенно лесным. Установлено, что хвойные породы страдают от кислотных дождей в большей степени, чем широколиственные. Кислотные дожди оказывают и другие неблагоприятные воздействия на окружающую среду.

Отходы производства стали серьезнейшей экологической проблемой. В настоящее время делаются попытки уменьшить количество отходов, промышленных и сельскохозяйственных предприятий, загрязняющих окружающую среду. С этой целью разрабатываются и устанавливаются сложнейшие фильтры, строятся дорогостоящие очистные сооружения и отстойники. Но практика показывает, что они хоть и снижают опасность загрязнения, но все-таки не решают проблему. Известно, что даже при самой совершенной очистке, включая биологическую, почти все растворенные минеральные вещества и до 10% органических загрязняющих веществ остаются в очищенных сточных водах. Очевидно, решение проблемы возможно при разработке и внедрении в производство совершенно новых, безотходных технологий.

В *сельскохозяйственном производстве* важно строго соблюдать правила агротехники и следить за нормами внесения удобрений. Так как химические средства борьбы с вредителями и сорняками приводят к существенным нарушениям экологического равновесия, ведутся поиски путей преодоления этого кризиса в нескольких направлениях.

Проводятся работы по выведению устойчивых к сельскохозяйственным вредителям и болезням сортов растений: создаются бактериальные и вирусные препараты избирательного действия, поражающие, например, только насекомых-вредителей. Изыскиваются пути и способы биологической борьбы, то есть ведется поиск и размножение естественных врагов, уничтожающих вредных насекомых. Разрабатываются высокоизбирательные препараты из числа гормонов, антигормонов и других веществ, способных действовать на биохимические системы насекомых определенных видов и не оказывать ощутимого действия на другие организмы.

Производство энергии на электростанциях и других энергетических предприятиях связано с очень сложными экологическими проблемами. Необходимость энергии — одна из основных жизненных потребностей человека. Энергия нужна не только для нормальной деятельности современного сложно организованного человеческого общества, но и для простого физического существования каждого человека. В настоящее время электроэнергию получают в основном на гидроэлектростанциях, тепловых и атомных станциях.

Гидроэлектростанции (ГЭС) являются на первый взгляд экологически чистыми предприятиями, не наносящими вреда природе. Люди построили много крупнейших ГЭС на больших реках. Теперь стало ясно, что этим строительством нанесен большой урон и природе, и человеку.

Во-первых, строительство плотин на больших равнинных реках привело к затоплению огромных территорий под водохранилища. Пришлось переселять большое число людей и потерять пастбищные угодья.

Во-вторых, перегораживая реку, плотина создавала непреодолимые препятствия на путях миграций проходных и полупроходных рыб, поднимающихся на нерест в верховья рек.

В-третьих, вода в хранилищах застаивалась, ее проточность замедлялась, что сказывалось на жизни всех живых организмов, обитающих в реке и у реки.

В-четвертых, местное повышение воды повлияло на грунтовые воды, привело к подтоплению, заболачиванию, к эрозии берегов и оползням.

На *тепловых электростанциях (ТЭС)* вырабатывается более 60% общего объема электроэнергии в нашей стране. Не все знают, что уголь обладает небольшой природной радиоактивностью. Так как на ТЭС сжигаются огромные объемы топлива, то суммарные радиоактивные выбросы получаются значительными. Но этот фактор второстепенный по

сравнению с главным бедствием от энергетических установок на твердом органическом топливе, наносимым природе и людям, — выбросами в атмосферу химических соединений, являющихся продуктами сгорания.

На ТЭС в качестве топлива используют также мазут и газ. С экологической точки зрения энергетические установки, работающие на жидком топливе и особенно на газе, более чистые, чем те, которые работают на твердом. Перевод ТЭС на газ позволяет повысить КПД энергетических установок и резко улучшить экологическую обстановку, особенно в городах.

Атомно-энергетические станции (АЭС) экологически более чистые, чем просто электростанции, но они таят в себе большую потенциальную опасность в случае серьезной аварии реактора. Это подтверждает и пример Чернобыльской катастрофы.

Таким образом, энергетика ставит, казалось бы, неразрешимые экологические проблемы. Поиски решений этих проблем ведутся в нескольких направлениях.

Экологи считают, что наиболее перспективным является использование нетрадиционных, возобновляемых источников энергии. Это прежде всего энергия Солнца и ветра, тепло земных недр, тепловая и механическая энергия океана. Во многих странах, в том числе и у нас, уже созданы не только опытные, но и промышленные установки на этих источниках энергии. Они еще сравнительно маломощные. Но многие ученые считают, что за ними большое будущее.

2 Химические загрязнения среды и здоровье человека

В настоящее время хозяйственная деятельность человека все чаще становится основным источником загрязнения биосферы. В природную среду во все больших количествах попадают газообразные, жидкие и твердые отходы производств. Различные химические вещества, находящиеся в отходах, попадая в почву, воздух или воду, переходят по экологическим звеньям из одной цепи в другую, попадая, в конце концов, в организм человека.

На земном шаре практически невозможно найти место, где бы не присутствовали в той или иной концентрации загрязняющие вещества. Даже во льдах Антарктиды, где нет никаких промышленных производств, а люди живут только на небольших научных станциях, ученые обнаружили различные токсичные (ядовитые) вещества современных производств. Они заносятся сюда потоками атмосферы с других континентов.

Вещества, загрязняющие природную среду, очень разнообразны. В зависимости от своей природы, концентрации, времени действия на организм человека они могут вызывать различные неблагоприятные последствия. Кратковременное воздействие небольших концентраций таких веществ может вызывать головокружение, тошноту, першение в горле, кашель. Попадание в организм человека больших концентраций токсических веществ может привести к потере сознания, острому отравлению и даже смерти.

Реакция организма на загрязнения зависит от индивидуальных особенностей человека: возраста, пола, состояния здоровья. Как правило, более уязвимы дети, пожилые и престарелые, больные люди.

При периодическом поступлении в организм токсичных веществ сравнительно понемногу происходит *хроническое отравление*.

Признаками хронического отравления являются нарушение нормального поведения, привычек, а также нейропсихические отклонения: быстрое утомление или чувство постоянной усталости, сонливость или, наоборот, бессонница, апатия, ослабление внимания, рассеянность, забывчивость, сильные колебания настроения.

При хроническом отравлении одни и те же вещества у разных людей могут вызывать различные поражения почек, кроветворных органов, нервной системы, печени.

Тема: «Теоретические положения и общие вопросы органической химии. Сырьевые источники органических соединений»

1.18. 1. Вопросы лекции:

1. Теоретические положения и общие вопросы органической химии.
2. Сырьевые источники органических соединений.

1.18.2. Краткое содержание вопросов

1. Теоретические положения и общие вопросы органической химии.

По способности атомов соединяться друг с другом в длинные цепи углерод занимает особое положение в периодической системе. Углерод может соединяться почти со всеми химическими элементами с образованием молекул цепной и циклической (кольчатой) структуры самых различных размеров. В состав цепей и циклов молекул органических соединений, кроме атомов С, могут входить Н, О, S, N, P, As, Si, Ge, Sn, Pb, В, Ti и другие элементы.

Органическая химия – это химия соединений углерода, атомы которого связаны с атомами других элементов ковалентными, преимущественно мало поляризованными связями.

Органические соединения, или соединения углерода, отличаются от неорганических многочисленностью и многообразием превращений. Если неорганических соединений насчитывается порядка 200 тысяч, то органических соединений известно свыше 2 миллионов.

Законы химии управляют поведением как неорганических, так и органических веществ. Однако органические соединения имеют ряд отличительных особенностей. Так, большинство неорганических соединений – тугоплавкие вещества, а для органических соединений характерно состояние газов, жидкостей и низкоплавких твердых тел; большинство неорганических соединений не горючи, органические легче окисляются и горят, чем неорганические.

К низкомолекулярным относят органические соединения с длиной цепи от 2 до 50 углеродных атомов, к высокомолекулярным – с длиной цепи порядка 200-200000 углеродных атомов и молекулярным весом порядка 104-106 у.е.

Органические соединения при длине цепи порядка 200 атомов углерода обладают уже смолоподобными и каучукоподобными свойствами.

Если цепи атомов кислорода, азота, фосфора, серы, бора и других элементов мало устойчивы, то длинные цепи атомов углерода в силу большой энергии С-С - связи (339 КДж) - весьма устойчивы.

2. Сырьевые источники органических соединений.

Первые органические вещества, с которыми познакомился человек, были выделены из растительных и животных организмов или из продуктов их жизнедеятельности. Каждый растительный или животный организм представляет собой своеобразную химическую лабораторию, в которой протекает множество сложнейших реакций, приводящих к образованию огромного числа органических веществ, как весьма простых (например, метан, муравьиная, щавелевая кислоты и т. п.), так и самых сложных (например, алкалоиды, стероиды, белки).

Общее направление химических процессов, протекающих в животных организмах, иное, чем в высших зеленых растениях. В организмах зеленых растений исходными веществами для синтеза служат простейшие химические соединения (двуокись углерода, вода и минеральные соли), в то время как животные организмы для своей жизнедеятельности большей частью должны получать уже в готовом виде довольно сложные органические соединения (углеводы, жиры, белки), синтезированные растениями.

В животных организмах преобладают окислительные процессы, приводящие в конечном счете к превращению химической энергии в тепловую. Благодаря

процессу дыхания, в животных организмах многие сложные продукты сгорают с образованием в конце концов простейших веществ, главным образом двуокиси углерода и воды. Азот при этом выделяется в виде несколько более сложных соединений, например в виде мочевины.

Все же было бы неверным считать, что животные организмы вообще неспособны к синтезу сложных органических соединений. Так, в животных организмах осуществляется синтез белков, жиров, стероидов из относительно простых органических соединений. Однако растения — значительно более искусные мастера органического синтеза.

Характерной чертой органического синтеза у растений является накопление потенциальной химической энергии путем превращения в нее энергии солнечных лучей. С помощью хлорофилла на свету растения синтезируют сложнейшие органические соединения из самых простых химических веществ, в конечном счете из двуокиси углерода, улавливаемой из воздуха, из воды и из минеральных солей, находящихся в почве. По всей вероятности, первичными продуктами фотосинтеза являются углеводы, которые в дальнейшем превращаются в жиры и белковые вещества растительных организмов. Фотосинтез у растений сопровождается выделением кислорода, который, как теперь точно установлено, образуется не из двуокиси углерода, а из воды. Таким образом, путем фотосинтеза в растениях происходит накопление сложных органических веществ. Естественно, что растения в большей мере, чем животные, служат первоисточником получения органических веществ.

Особенно богатым источником органических веществ являются древесные растения.

Огромное количество ценных органических материалов получается из основной составной части древесины — целлюлозы. Одни из материалов такого рода (определенные сорта бумаги и картона) получают механической обработкой целлюлозы, другие (искусственные волокна, этиловый спирт, пороха, пластические массы) при помощи химической ее переработки.

Наиболее давно известны термические методы переработки древесины, приводящие к разрушению содержащихся в ней сложных органических веществ с образованием более простых соединений.

Если древесину нагревать без доступа воздуха, то происходит весьма сложный химический процесс, называемый сухой перегонкой. Характер и относительные количества получающихся при сухой перегонке веществ могут довольно сильно различаться в зависимости от температуры и времени нагревания. Однако общее направление этих реакций одинаково. С одной стороны, образуются более или менее простые продукты, выделяющиеся в виде газов (частью горючих) и паров. Последние могут быть сгущены в жидкость, которая разделяется на два слоя. Верхний слой представляет собой водный раствор ряда органических веществ, из которых наиболее важными являются метиловый спирт, уксусная кислота и ацетон. Нижний слой, называемый древесным дегтем, может служить источником получения других органических веществ, например фенолов. С другой стороны, при сухой перегонке происходит так называемое «обугливание», т. е. образование смеси сложных органических веществ, называемой древесным углем. Уголь представляет собой смесь органических веществ, тем более богатую углеродом, чем выше температура при сухой перегонке.

В природе самопроизвольно совершаются медленные процессы, аналогичные как сгоранию органических веществ, полному или неполному, так и сухой перегонке. На поверхности земли при достаточном доступе воздуха остатки растений или животных подвергаются обычно сложным процессам гниения или тления под действием микроорганизмов. Окончательным результатом этих процессов является полное сгорание углерод- и водо-родсодержащих веществ с образованием двуокиси

углерода и воды; азот частью выделяется в свободном виде или в виде аммиака, частью окисляется в азотистую и азотную кислоты.

Но и здесь, наряду с образованием простейших продуктов окисления, происходит частичное «обугливание» с образованием сложных, богатых углеродом, черных «гуминовых веществ» почвы, которые могут затем окончательно окисляться в простейшие продукты. Если же органические остатки гниют без доступа воздуха, например под водой или глубоко под пластами песка и глины, то этот процесс в некоторой степени аналогичен сухой перегонке. С одной стороны, образуются простейшие вещества — горючий болотный газ и растворимые в воде части перегноя, придающие ей окраску, неприятный вкус и запах; с другой стороны, получают темные «обугленные» сложные вещества. Так, например, в торфяных болотах образуется торф, тем более темный и богатый углеродом, чем дольше он подвергался процессу разложения. Таким же образом, сначала под водой, а затем под земными пластами, в течение долгих геологических периодов образовались, преимущественно из растений древесных пород, залежи сложных органических веществ, известные под названием каменного угля. Чем моложе каменный уголь, тем он светлее, менее богат углеродом и содержит больше остатков растительных организмов (бурый уголь); чем сильнее он подвергся процессу разложения, тем больше он содержит углерода и меньше других элементов (антрацит). Но все виды каменного угля содержат лишь небольшое количество элементарного углерода и представляют собой главным образом смесь сложных органических веществ, содержащих H, O, N, S и пр.

Следует отметить, что современное состояние знаний относительно природы, состава, строения и свойств каменных углей таково, что эти вопросы еще далеки от окончательного разрешения. В настоящее время есть достаточно оснований считать, что каменный уголь является высокомолекулярным веществом, построенным из групп соединений не установленного точно строения, содержащих так или иначе сконденсированные шестичленные углеродные циклы с малым содержанием водорода и еще меньшим кислорода. Органические вещества каменного угля могут подвергаться сухой перегонке, что и осуществляется в больших масштабах на коксохимических и газовых заводах. При нагревании каменного угля без доступа воздуха происходит дальнейшее обугливание, причем отгоняются газообразные вещества (коксовый газ), вода и каменноугольная смола. После отгонки этих веществ остается кокс, почти целиком состоящий из углерода.

В начале нынешнего столетия каменноугольная смола была главнейшим источником сырья для получения органических веществ. Однако с конца 20-х годов началось мощное развитие химических производств на основе нефти (газы пиролиза и кре-

кинга), а в последнее время в качестве сырья для органического синтеза все большее значение приобретают природные нефтяные газы. Объем промышленной продукции на основе этого сырья в настоящее время в несколько раз больше, чем на основе переработки каменного угля. Тем не менее каменноугольная смола и сейчас остается важным сырьем для органического синтеза, главным образом как источник ароматических углеводородов (бензола, толуола, нафталина, антрацена) и фенолов. Если сухая перегонка угля проводится при более низких температурах, получаемая смола содержит не ароматические углеводороды и фенолы, а так называемые гидроароматические углеводороды и их оксипроизводные.

В странах, не располагающих достаточными запасами нефти (например, в Германии), уголь был применен для получения жидкого топлива. Так как при сухой перегонке угля получается не более 10—12% жидкого горючего, а главным продуктом является кокс, был разработан процесс ожижения угля путем его гидрирования. Этот процесс был разработан Бергиусом, а потому иногда называется «бергенизацией».

Кроме непосредственного гидрирования, применяется процесс получения жидкого топлива из угля непрямым путем. Так, по способу Фишера—Тропша, вначале

при продувании водяного пара через слой раскаленного угля получают водяной газ ($\text{H}_2 + \text{CO}$), который затем в присутствии соответствующих катализаторов превращают в смесь углеводородов (синтин).

Кроме каменного угля и торфа, в природе встречается довольно большое количество органических веществ в виде так называемых битуминозных, или горючих, сланцев. Значительные залежи сланцев имеются у нас в Поволжье (в Татарской АССР) и в Эстонской ССР. Природа этих ископаемых еще недостаточно выяснена. В образовании некоторых сланцев, несомненно, участвовали жировые вещества животных организмов и низших растений. В большинстве случаев сланцы содержат много серы. Продукты сухой перегонки сланцев используются в последнее время для разных целей; они служат источниками получения бытового газа и органических веществ (например, флотационных реагентов, некоторых гетероциклических соединений и др.).

Важнейшим источником органических веществ является нефть. Нефть представляет собой смесь органических веществ, главным образом углеводородов различных классов. Так, например, парафиновыми углеводородами наиболее богаты туймазинская, грозненская, дрогбычская, румынская, пенсильванская (США) и некоторые виды мексиканской нефти; наftenовые углеводороды (наftenы) в значительных количествах встречаются в бакинской, эмбенской и калифорнийской нефтях. Нефть, богатая ароматическими углеводородами, встречается весьма редко. Особенно богаты ароматическими углеводородами нефти с островов Борнео и Суматры и наши нефти — пермская и майкопская.

1.19 Лекция №19 (2 часа)

Тема: «Алканы, алкены, алкины, алкадиены. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики»

1.19.1. Вопросы лекции:

1. Алканы
2. Алкены. Алкадиены
3. Алкины.

1.19.2. Краткое содержание вопросов

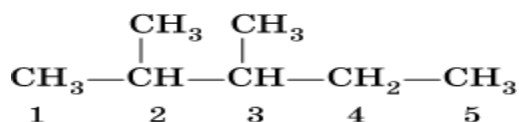
1. Алканы.

Алканы (парафины) — это соединения углерода с водородом, в молекулах которых атомы углерода соединены между собой одинарной связью (*предельные углеводороды*). Общая формула гомологического ряда алканов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Радикал, получающийся при отрыве одного атома водорода от молекулы предельного углеводорода, называется *алкилом*, общая формула алкилов $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$.

Формулы и названия первых шести алканов (C_1 — C_6) и отвечающих им радикалов:

Алкан	Алкил
CH_4 — метан	$-\text{CH}_3$ — метил
C_2H_6 — этан	$-\text{C}_2\text{H}_5$ — этил
C_3H_8 — пропан	$-\text{C}_3\text{H}_7$ — пропил
C_4H_{10} — бутан	$-\text{C}_4\text{H}_9$ — бутил
C_5H_{12} — пентан	$-\text{C}_5\text{H}_{11}$ — пентил
C_6H_{14} — гексан	$-\text{C}_6\text{H}_{13}$ — гексил

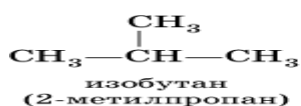
Для радикала C_5H_{11} использование названия *амил* не рекомендуется. Для **составления названий** алканов с разветвленной цепью, например



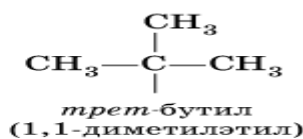
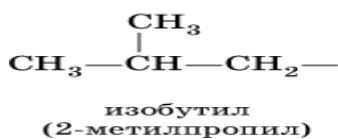
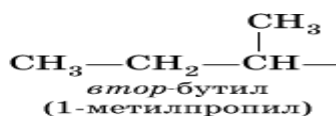
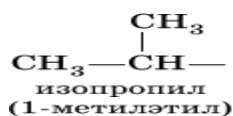
выбирают самую длинную углеродную цепь (в примере – 5 атомов) и получают основу названия (5 – пентан). Нумеруют цепь (от 1 до 5) так, чтобы заместители (—CH₃) получили наименьшие номера (2 и 3). В названии арабскими цифрами указывают положение заместителей, а приставками **ди** – 2, **три** – 3, **тетра** – 4 и т. д. – число одинаковых заместителей. Таким образом, в нашем примере алкан должен быть назван **2,3-диметилпентан**.

При наличии разных заместителей их названия расставляют по алфавиту, т. е., например, сначала *метил*, а затем *этил*.

Для некоторых разветвленных предельных углеводородов используются, наравне с систематическими, **традиционные** названия, например, для алканов состава C₄H₁₀ и C₅H₁₂ с формулами:



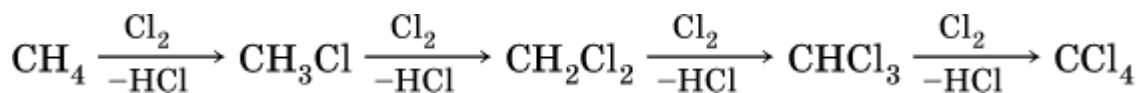
Такие же названия используются для разветвленных радикалов:



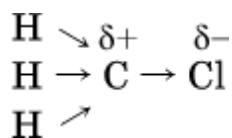
При обычных условиях первые алканы – метан, этан, пропан и бутан (C₁—C₄) – представляют собой газы без цвета и запаха, малорастворимые в воде. Последующие гомологи (C₅—C₁₅) – жидкости (при 20 °C), высшие гомологи (C₁₆ и выше) – твердые вещества.

В алканах атомные орбитали углерода имеют sp³-гибридизацию; четыре электронных облака атома углерода направлены в вершины тетраэдра под углами 109,5°. Ковалентные связи, образуемые каждым атомом углерода, в алканах неполярны.

Поэтому алканы – сравнительно инертные вещества, вступают только в реакции замещения, протекающие с симметричным (радикальным) разрывом связей С – Н. Эти реакции обычно идут в жестких условиях (высокая температура, освещение). В результате становится возможным замещение водорода на галоген (Cl, Br) и нитрогруппу (NO₂), например, при обработке метана хлором:

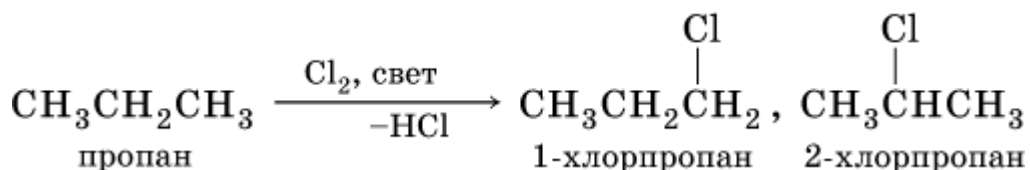


Вторая и последующие стадии реакции протекают легче, чем первая, из-за смещения электронной плотности к атому хлора:



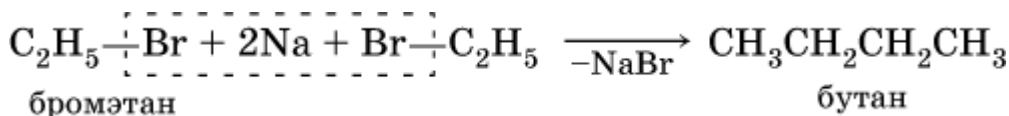
и увеличения подвижности остающихся атомов водорода. Названия продуктов: CH_3Cl – хлорметан, CH_2Cl_2 – дихлорметан, CHCl_3 – трихлорметан (*хлороформ*), CCl_4 – тетрахлорметан (тетрахлорид углерода).

В тех алканах, где кроме первичных есть также вторичные и третичные атомы углерода, замещение обычно протекает с образованием смеси однозамещенных продуктов (т. е. в каждой молекуле замещается один атом водорода), например:

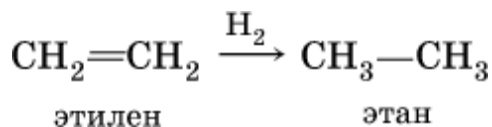


Получение: источниками алканов и циклоалканов в **промышленности** служат нефть, природный газ, каменный уголь. В **лаборатории** применяют такие способы синтеза алканов:

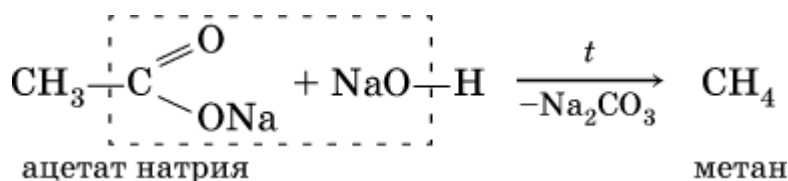
1) *реакция Вюрца* – действие натрия на галогенпроизводные углеводородов:



2) каталитическое гидрирование этиленовых углеводородов (катализаторы Pt, Pd, Ni):



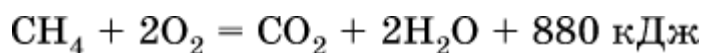
3) сплавление солей карбоновых кислот с гидроксидом натрия:



Циклоалканы синтезируют из дигалогенпроизводных алканов:

Алканы широко используются как исходное сырье в химической промышленности, моторное топливо (бензин, керосин и др.); циклоалканы применяются в органическом синтезе.

При горении метана выделяется много теплоты:



Поэтому его (в виде природного газа) применяют в качестве топлива в быту и в промышленности.

2. Алкены. Алкадиены

Алкены (*олефины*) – это углеводороды, в молекулах которых содержатся атомы углерода, соединенные между собой **двойной** связью (*непредельные углеводороды ряда этилена*). Простейший представитель — *этилен* C_2H_4 , общая формула гомологического ряда этиленовых углеводородов C_nH_{2n} (при $n \geq 2$).

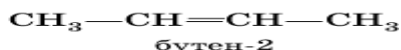
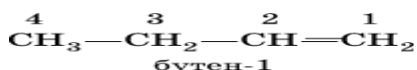
Систематические названия олефинов производятся от корней названий алканов с заменой суффикса – **ан** > – **ен**:

C_2H_4 — этен
 C_3H_6 — пропен
 C_4H_8 — бутен

C_5H_{10} — пентен
 C_6H_{12} — гексен
 C_7H_{14} — гептен

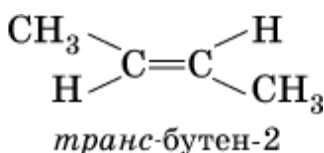
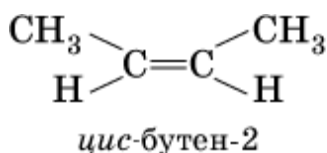
Сохраняются также традиционные названия с заменой суффикса – **ан** на – **илен**: C_2H_4 – этилен, C_3H_6 – пропилен, C_4H_8 – бутилен; использование названия *амилен* для алкена C_5H_{10} не рекомендуется.

Положение двойной связи $C=C$ в изомерах строения (начиная с алкена C_4) указывается цифрой **после** названия:



Радикал этилена – этенил $CH_2=CH$ – обычно называют *винил*, пропена – пропенил $CH_2=CH-CH_2$ – именуют *аллил*.

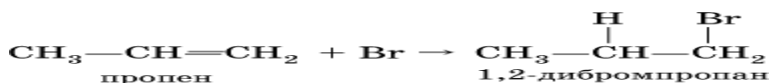
Другой вид изомерии в непредельных углеводородах, помимо структурной изомерии, осуществляется потому, что атомы углерода, образующие двойную связь, находятся в sp^2 -гибридном состоянии; π -составляющая двойной связи $C=C$ и σ -связи $C-H$ лежат в одной плоскости под углом 120° друг к другу, а π -составляющая двойной связи $C=C$ представляет собой электронное облако, вытянутое в направлении, перпендикулярном плоскости σ -связей. Следствием такого строения алкенов является возможность *геометрической изомерии* (или *цис-транс-изомерии*) в зависимости от положения заместителей (атомов или радикалов):



(*цис* – от лат. «рядом, по одну сторону», *транс* – от лат. «напротив, по разные стороны»).

Алкены C_2-C_4 при комнатной температуре – бесцветные газы со слабым запахом нефти, малорастворимые в воде; алкены C_5-C_{18} – жидкости, алкены C_{19} и выше – твердые вещества.

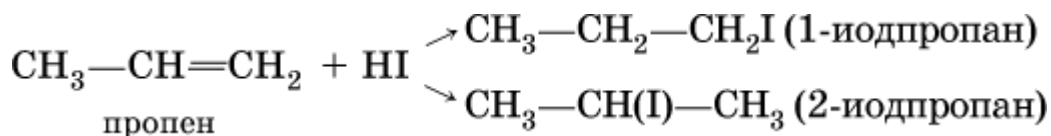
Важнейшие химические свойства алкенов определяются тем, что в силу меньшей прочности π -связи (по сравнению с σ -связью) она легко разрывается, в результате чего протекают реакции **присоединения** и образуются насыщенные органические соединения. Как правило, такие реакции идут в мягких условиях, часто на холоду и в растворителях, например воде, тетрагидрометане CCl_4 и др.:



Аналогично протекает взаимодействие алкенов с бромоводородом:



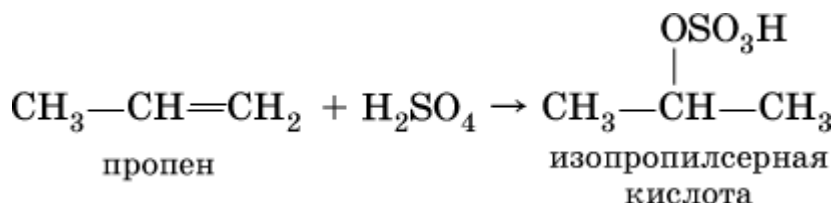
Присоединение галогеноводородов к **несимметричным** алкенам теоретически может привести к **двум** продуктам:



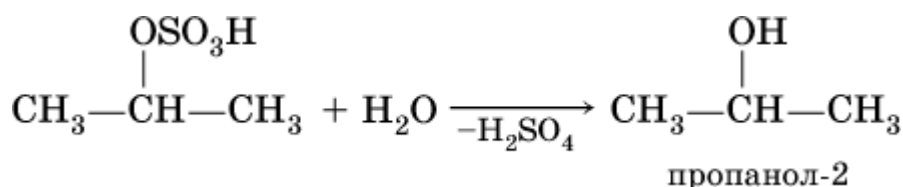
Согласно *правилу Марковникова*, присоединение галогеноводородов к **несимметричным** алкенам протекает так, что водород направляется к атому углерода, который уже содержит большее число атомов водорода. В приведенной выше реакции продуктом будет 2-иодпропан $\text{CH}_3\text{CH}(\text{I})\text{CH}_3$.

По правилу Марковникова протекает и *реакция гидратации*, т. е. реакция присоединения воды в присутствии серной кислоты. Она происходит в две стадии:

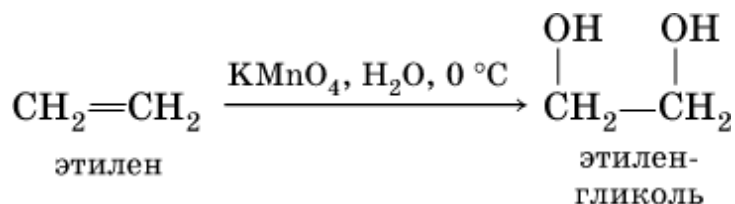
а) вначале образуется алкилсерная кислота, т. е. H_2SO_4 присоединяется к алкену:



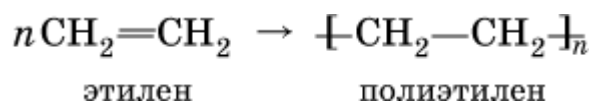
б) затем происходит ее необратимый гидролиз:



Алкены обесцвечивают раствор перманганата калия на холоду в нейтральной среде, при этом образуются *гликоли* (двухатомные спирты):



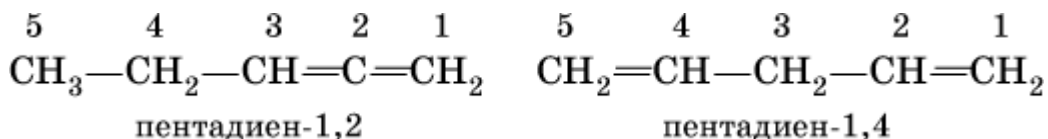
Алкены способны вступать в *реакции полимеризации*:



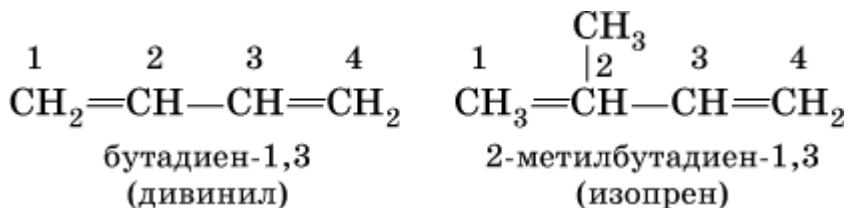
Качественные реакции на алкены – **обесцвечивание** бромной воды и раствора KMnO_4 (уравнения реакций см. выше).

Алкадиены – непредельные углеводороды, в молекулах которых содержатся две связи C=C. Общая формула алкадиенов C_nH_{2n-2} ($n \geq 3$), формула совпадает с таковой для алкинов.

Примеры:



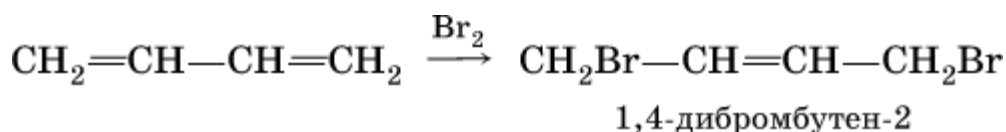
Большое практическое значение имеют сопряженные диены, в молекулах которых связи C=C разделены одинарной связью C – C:



Дивинил и *изопрен* – традиционные названия.

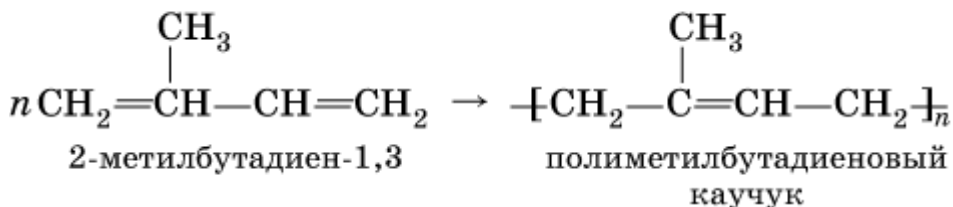
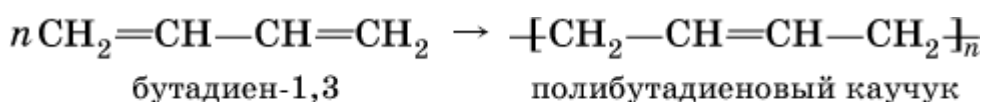
Дивинил – бесцветный, легко сжижающийся (при $-4,5^\circ\text{C}$) газ, изопрен – низкокипящая ($34,1^\circ\text{C}$) жидкость.

Алкадиены вступают в те же реакции **присоединения**, что и алкены. Сопряженные диены имеют особые свойства, в частности, в реакциях присоединения; они образуют продукты 1,4-присоединения с одной двойной связью посередине:



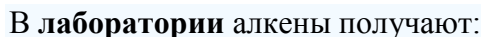
(далее возможно образование 1, 2, 3, 4-тетрабромбутана).

Алкадиены способны полимеризоваться с образованием *каучуков*:

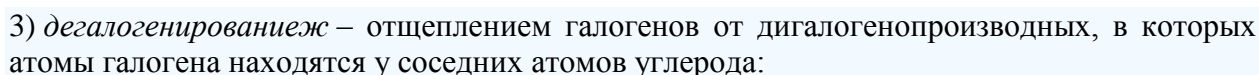
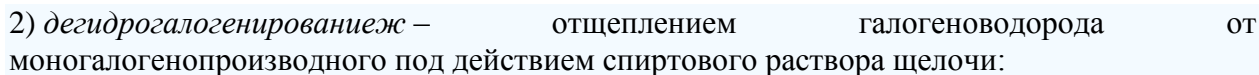


Полиметилбутадиеновый каучук – это полимер, существующий в природе (натуральный каучук), а полибутадиеновый каучук получен искусственно (С. В. Лебедев, 1932 г.) и называется *синтетическим каучуком*.

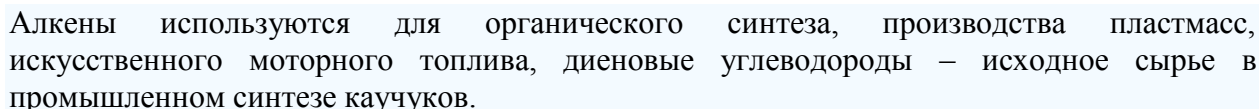
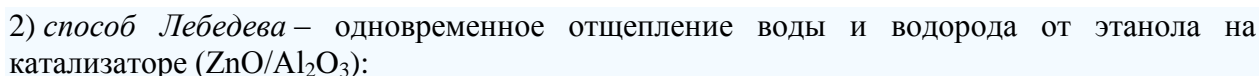
Получение: для алкенов в промышленности используют метод каталитического дегидрирования алканов:



1) *дегидратацией спиртов* (отщепление воды от спиртов):



1) дегидрирование бутана:



3. Алкины

Алкины – углеводороды с **тройной** связью C≡C в молекулах (*непредельные углеводороды ряда ацетилена*). Простейший представитель этого ряда – ацетилен C₂H₂, общая формула алкинов **C_nH_{2n-2}** (при n ≥ 2).

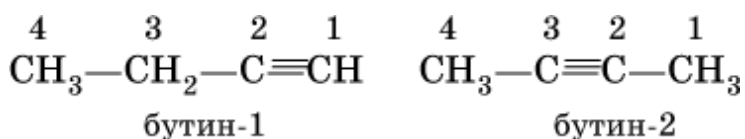
Названия простейших алкинов:

C_2H_2 – этин (традиционно: ацетилен)

C_3H_4 – пропин (метилацетилен)

C₄H₆ – бутин

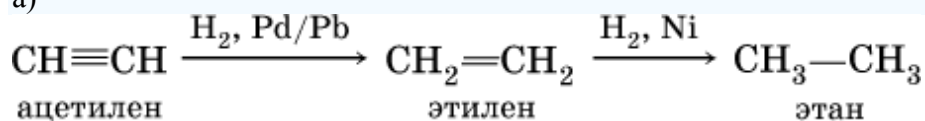
Изомеры бутина:



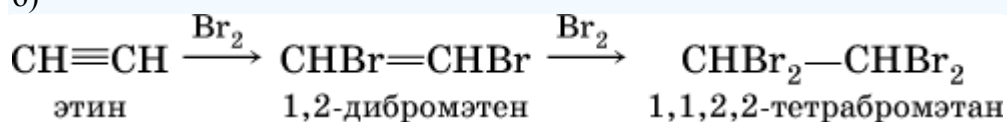
Ацетилен, пропин и бутин-1 – бесцветные газы при комнатной температуре, бутин-2 – легкокипящая жидкость, обладает легким «эфирным» запахом.

В алкинах атомные орбитали углерода у тройной связи имеют *sp*-гибридизацию (линейное строение). Наличие двух π -связей обуславливает их химические свойства, в частности высокую способность к реакциям ступенчатого присоединения водорода, хлора, брома, галогеноводородов, воды:

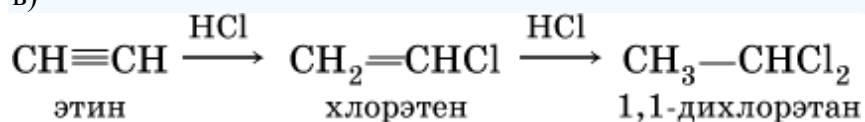
а)



б)

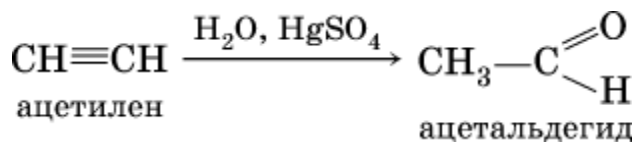


в)

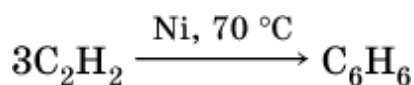


(присоединение HCl к хлорэтену происходит по правилу Марковникова; хлорэтен традиционно называют *хлорвинилом* или *винилхлоридом*);

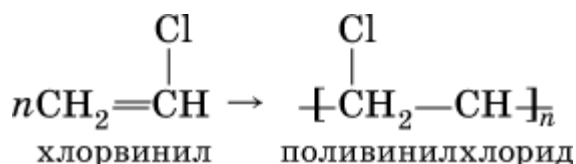
г) реакция Кучерова (гидратация на катализаторе)



При *циклизации* ацетилена образуется бензол:



Упомянутый выше хлорвинил способен полимеризоваться:

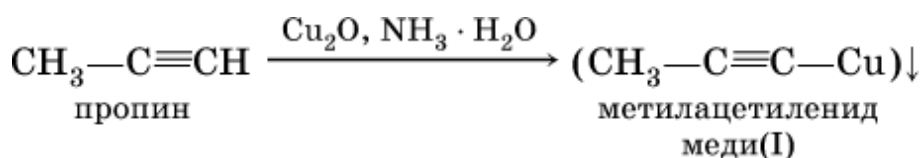


Поливинилхлорид (ПВХ) – полимер, основа пластмассы, волокон и пленок, применяется в производстве труб, искусственной кожи, электроизоляции, пеноматериалов.

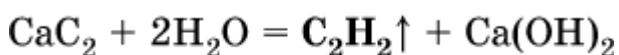
Качественные реакции:

1) на алкины любого строения – обесцвечивание раствора KMnO₄, чаще всего происходит разрыв углеродной цепи по месту тройной связи (ср. с алкенами);

2) на алкины с концевой тройной связью – замещение концевого атома водорода на медь (I) с образованием ярко-красного осадка:

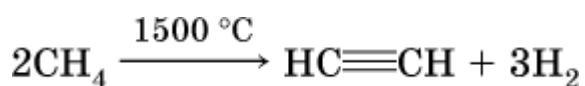


Получение: в **промышленности** ацетилен ранее получали гидролизом дикарбида (ацетиленида) кальция:

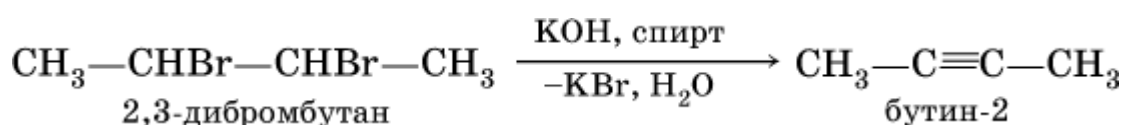


(неприятный «карбидный» запах газа обусловлен примесями, главным образом фосфином PH_3).

Современный способ — *пиролиз* (термическое разложение) метана:

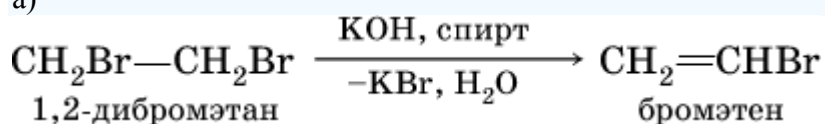


В **лаборатории** для получения ацетилена и его гомологов используют взаимодействие диалогенопроизводных алканов со щелочами в спиртовом растворе при нагревании:

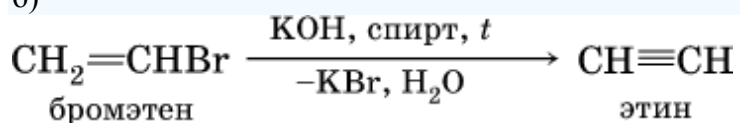


(обязательное условие – атомы галогенов должны находиться при соседних атомах углерода). Эта реакция может проходить в одну стадию (как показано выше), но чаще – в две стадии:

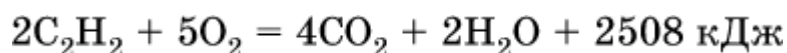
a)



6)



Алкины, особенно ацетилен, используются как исходное сырье в химической промышленности для многих органических синтезов. Кроме того, ацетилен благодаря высокой теплотворной способности сгорания:



применяется для автогенной сварки и резки металлов.

1.20 Лекция №20 (2часа)

Тема: «Природные источники углеводов и продукты их переработки.»

Экологические проблемы, связанные с переработкой природного сырья»

1.20.1. Вопросы лекции:

1. Природные источники углеводородов и продукты их переработки.
2. Экологические проблемы, связанные с переработкой природного сырья.

1.20.2 Краткое содержание вопросов

1. Природные источники углеводородов и продукты их переработки.

Главным источником насыщенных углеводородов является нефть (петролеум, от латинского *petra* — камень, *oleum* — масло); этим термином обычно объединяют природный газ и собственно нефть. Биологические процессы, длившиеся миллионы лет, превратили животные и растительные материалы в сложные смеси углеводородов — от метана до примерно углеводорода . Невозможно установить, когда именно была впервые обнаружена нефть; в каком-то виде она, по-видимому, была использована человеком на самых ранних этапах его истории. Руины Ниневии и Вавилона свидетельствуют, что битум, использованный при возведении стен и зданий, был получен при испарении нефти, вероятно, из месторождений Ис на Евфрате.

Геродот упоминает битум, добываемый из месторождений на острове Занте; Плиний, Плутарх, Аристотель и Джозефус указывают на месторождения нефти в Албании и на Каспийском море. Первая промышленная скважина была пробурена в 1859 г. в Титюсвилле (Пенсильвания). Эта скважина глубиной 23 м производила в день 191 л темной вязкой жидкости, которая положила конец эре свечей и масляных ламп. С тех пор большие запасы нефти были обнаружены в Северной и Южной Америке, в прибрежных водах Западной Европы, в Восточной Европе, в пустыне Сахара, на побережье Персидского залива и в Тихом океане.

Природный газ и нефть встречаются совместно. Природный газ состоит из более летучих низкомолекулярных алканов, главным образом метана и (перечислены в порядке уменьшения их содержания) этана, пропана и бутана. Газ, добываемый, например, в районе Северного моря, содержит около 94% метана. Состав сырой нефти зависит от месторождения. Однако основными компонентами нефти являются высшие неразветвленные и разветвленные алканы. Часто присутствуют циклоалканы, особенно метил- и этил-замещенные циклопентаны и циклогексаны. Некоторые нефти содержат значительные количества ароматических углеводородов, например толуола. Необычен состав сырой нефти месторождения Ходонин в Чехословакии: она содержит каркасные углеводороды — адамантан и диамантан (см. выше). При переработке нефти [6, 7] сырую нефть с помощью физических и химических процессов превращают в различные виды топлива. Первой операцией является фракционная перегонка нефти. Поскольку существует приблизительное соотношение между точкой кипения и молекулярной массой (см. разд. 2.1.4.1), то фракционная перегонка приводит к грубому разделению углеводородов по числу углеродных атомов (см. табл. 2.2) [18].

Таблица 2.2. Компоненты нефти

Фракция	Пределы выкипания, °C	Число атомов углерода
Газ	< 20	C ₁ —C ₄
Петролейный эфир	20—90	C ₅ , C ₆
Лигроин	90—120	C ₆ , C ₇
Бензин (газолин)	100—200	C ₇ —C ₁₀ и циклоалканы
Парафин (керосин)	200—300	C ₁₂ —C ₁₃ и арены
Газойль	> 300	Высшие алканы
Смазочное масло	> 300	Высшие алканы
Остаток (асфальт и битум)	Нелетуч	Полициклические соединения

Каждая фракция может представлять собой очень сложную смесь, так как может включать алканы с различным числом углеродных атомов и, кроме того, каждый из алканов может находиться в виде смеси изомеров.

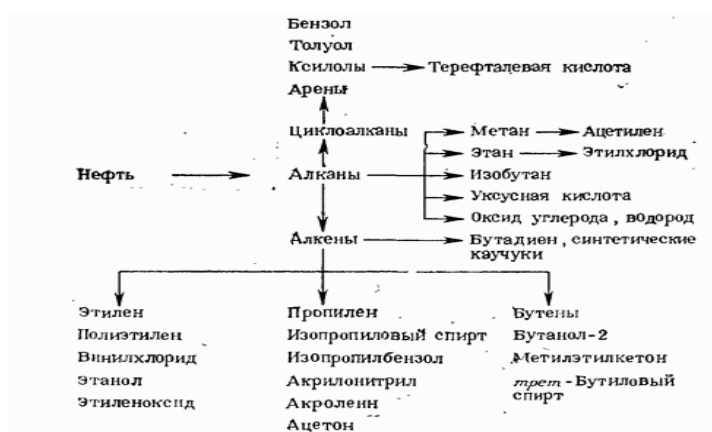
Последующие стадии переработки определяются химическим составом и летучестью различных фракций и их окончательным назначением. В некоторых случаях сложный состав фракций не препятствует их практическому использованию. Однако в случае бензина (газолина) строение и соотношение компонентов смеси имеют важное значение. Нефтяные фракции применяют главным образом как топливо и сырье для производства органических веществ. Огромное количество нефти используют ежедневно для выработки тепла и электроэнергии путем сжигания (окисления); колебания в снабжении нефтью являются одной из главных причин экономической и политической неустойчивости. Пропан-бутановую фракцию часто отделяют от более летучих компонентов ожижением и продают в виде сжиженного газа в баллонах (баллонный газ). В бензиновых фракциях, полученных при непосредственной перегонки нефти, часто содержатся большие количества неразветвленных алканов, которые непригодны как горючее для современных двигателей с высокой степенью сжатия. Чрезвычайно важно, чтобы бензин в двигателе сгорал гладко, без детонации (стука), поскольку это снижает мощность двигателя. Склонность горючего к детонации выражают как «октановое число», которое является, таким образом, количественной характеристикой горючего. Для наиболее современных автомобильных двигателей требуется горючее с октановым числом 90—100. Октановые числа некоторых компонентов бензиновых фракций приведены ниже [9]:

Углеводород	Октановое число	Углеводород	Октановое число
<i>n</i> -Пентан	62	Циклогексан	77
2-Метилбутан	90	<i>n</i> -Гептан	0
Циклопентан	85	<i>n</i> -Октан	0
<i>n</i> -Гексан	26	2,2,4-Триметилпентан	100
2-Метилпентан	73	1,2-Диметилциклогексан	79
2,2-Диметилбутан	93	Этилбензол	98
Бензол	> 100	Ксилолы	> 110

Из приведенных данных следует, что неразветвленные алканы имеют низкие октановые числа, а наиболее высокие октановые числа имеют разветвленные алканы и ароматические углеводороды. Поэтому наиболее важные химические процессы, осуществляемые на современных нефтеперерабатывающих заводах, направлены на превращение входящих в состав нефтей или низкокачественных горючих неразветвленных алканов в разветвленные или ароматические соединения [6, 7].

К ним относятся следующие процессы: 1) Каталитическое алкилирование, которое приводит к высокооктановому горючему из газообразных продуктов с низкой молекулярной массой, образующихся при переработке нефти; процесс включает катализируемое кислотами присоединение алкенов, таких как пропен или бутен, к изобутану. 2) Каталитическая изомеризация, при которой *n*-алканы претерпевают термодинамически контролируемую изомеризацию скелета с образованием разветвленных изомеров; этот процесс используют главным образом для превращения *n*-бутана в изобутан, который затем применяют в процессе 1. 3) Каталитический риформинг, который включает дегидрирование циклогексанов и дегидроизомеризацию алкилциклопентанов в ароматические соединения, каталитическую изомеризацию *n*-алканов и дегидроциклизацию *n*-алканов в ароматические соединения. 4) Каталитический крекинг, при котором высококипящие фракции расщепляются до низших алканов с высокими октановыми числами. Химические основы этих процессов более детально рассмотрены в разд. 2.1.9 при реакциях алканов.

Помимо использования в качестве топлива нефть находит широкое применение как сырье в нефтехимической промышленности. В приведенной ниже схеме показаны некоторые из многочисленных продуктов, которые получают из нефти:



Следует отметить, что интересы нефтехимической и нефтеперерабатывающей промышленности часто совпадают; многие из продуктов, которые подвергаются очистке для достижения требуемого октанового числа, представляют собой также важное сырье для промышленного органического синтеза в целом. Наиболее важными в нефтехимической промышленности являются следующие процессы. 1) Крекинг с образованием алкенов. В этом процессе низкокипящие нефтяные фракции подвергают действию высоких температур в паровой фазе.

Главными продуктами при этом являются этилен, пропен, бутены и бутадиен. На основе этих алкенов получают широкий набор продуктов, включая полимеры. 2) Крекинг с образованием ацетилена. Термодинамически процесс получения ацетилена из низших алканов осуществим при температурах выше. 3) Каталитический риформинг. Этот процесс является основным в производстве бензола, толуола и ксилолов. 4) Прямое окисление. Низкокипящие фракции нефти можно окислить непосредственно в уксусную кислоту. Еще одним окислительным превращением n-алканов, которое в настоящее время приобрело промышленное значение, является микробиологическое окисление в продукты, содержащие белки. 5) Гидрориформинг. При этом процессе фракции низкокипящих алканов реагируют с парами воды при температуре около над никелевым катализатором с образованием смеси оксида углерода и водорода, известной под названием «синтез-газ». Эта смесь используется в производстве аммиака и метанола. 6) Хлорирование. Хлорирование метана рассмотрено в разд. 2.1.9.

Существуют и другие природные источники насыщенных углеводородов, однако они гораздо менее важны, чем нефть. Некоторые алканы могут быть получены из угля по процессу Фишера — Тропша]. В этом процессе смесь оксида углерода и водорода, полученную действием паров воды на раскаленный кокс, пропускают над железным или кобальтовым катализатором при высокой температуре, при этом образуется смесь различных алканов и алкенов. В настоящее время в большинстве стран процесс Фишера—Тропша считается экономически невыгодным. Источниками ациклических и циклических углеводородов являются также растения; многие терпены представляют собой полициклические соединения. Эфирные масла

2. Экологические проблемы, связанные с переработкой природного сырья.

Интенсивное развитие процессов переработки углеводородного сырья - нефтей, природных и попутных газов и газоконденсатов, твердого топлива поставило перед человечеством глобальные социально-экологические проблемы, связанные с промышленной безопасностью, защитой окружающей среды и, в первую очередь, самого человека как субъекта экосистемы, взаимодействующего с природой. Состояние природной среды, обеспеченность ее ресурсами становятся неотъемлемыми показателями уровня жизни; необходима сбалансированная политика добычи углеводородного сырья, его переработки и потребления, поскольку нефти, нефтепродукты, природные и попутные газы, газы технологических установок и т.д. являются многокомпонентными системами, в которых системообразующими компонентами являются углеводороды. В дальнейшем мы будем говорить о переработке углеводородных систем. Нефтяные и газовые

месторождения открыты в 90 странах мира. К настоящему времени человечество переработало более 90 млрд. т нефти. По данным Oil & Gas Journal на 1.01.2001 г. в мире работало 742 нефтеперерабатывающих завода общей мощностью 4077,49 млрд. т нефти в год или 81251590 баррелей в сутки. Средняя мощность одного НПЗ составляет 5,48 млн. т/год. Потребление углеводородного сырья в развитых странах увеличивается в геометрической прогрессии. Так, за последние 25-30 лет использовано столько же топливно-энергетических ресурсов, сколько за всю предыдущую историю человечества, причем 3/4 из них приходится на долю нефти и газа, что, безусловно, приводит к ухудшению среды обитания человека.

Россия, в которой проживает 2,8% населения и которая занимает 12,8% территории нашей планеты, располагает значительными в мировом масштабе природными ресурсами углеводородного сырья (табл. 1).

Переработка имеющихся углеводородных ресурсов для нужд энергетики, химической и нефтехимической промышленности России в ближайшие десятилетия останется перспективной.

11

Таблица 1

Ресурсы основных энергоносителей и источников углеводородного сырья в России

Вид углеводородного сырья	Разведанные запасы	Доля мировых ресурсов в %	Объем ежегодной добычи
Нефть	7 млрд. т	5	300 млн. т
Природный газ	236 трлн. м ³	34	600 млрд. м ³
Уголь	5,3 трлн. т	20% каменный уголь 32% бурый уголь	300 млн. т "

Основным источником углеводородного сырья и основным энергоносителем в России является нефть. Темпы развития нефтяной промышленности в бывшем Советском Союзе не имели аналогов в мире, ежегодный прирост добычи нефти в течение двух последних десятилетий составлял 20-25 млн. т. Так, в 1987 г. было добыто 624 млн. т нефти, в т.ч. в России (на долю которой приходилось более 90%) - 570 млн. т. В настоящее время добыча нефти в России находится на уровне ~ 300 млн. т в год. Причины такого падения добычи нефти известны и широко обсуждались в печати.

Нефтяная промышленность России унаследовала наращивание добычи нефти без должного учета последствий для промышленной и экологической безопасности.

Большую опасность для окружающей среды представляют выбросы нефтяных углеводородов и разливы нефти (на каждый км² в зоне месторождений и трасс нефтепроводов приходится до 0,02 т разлитой нефти в год). Кроме того, обостряются гуманитарные проблемы. Особенно остро загрязнение окружающей среды сказывается на малых народах в местах нефтедобычи и нефтепереработки. Экологические проблемы, имеющие глобальный социальный характер, наиболее ярко проявились в нефтеперерабатывающей отрасли. При этом следует отметить, что нефтеперерабатывающая промышленность использует в производстве невозобновляемые сырьевые источники, что приводит к дополнительному нагреву поверхности атмосферы Земли, развитию парникового эффекта, уменьшению озонового слоя, предохраняющего биосферу Земли от поступления дополнительной солнечной энергии. Решение этой проблемы требует в первую очередь углубления переработки нефти, что приведет к рациональному ее использованию и улучшению состояния природной среды. Добыча нефти должна

Тема: «Галогенопроизводные углеводородов. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики»

1.21.1. Вопросы лекции:

1. Галогенопроизводные углеводородов.
2. Физические свойства.
3. Получение.
4. Химические свойства

1.21.2. Краткое содержание вопросов

1 Галогенопроизводные углеводородов.

Галогенуглеводороды — соединения общей формулы $R-X$, где R — углеводородный радикал, а X — атом галогена. Атомов галогена в молекуле может быть несколько.

2. Физические свойства

За исключением низших гомологов (кроме иодалканов), газообразных при нормальных условиях, галогенуглеводороды представляют собой бесцветные жидкости и твёрдые вещества со своеобразным запахом (сладковатым для алифатических соединений). Полииодалканы окрашены в жёлтый цвет. В гомологическом ряду наблюдаются такие же изменения, как и у незамещённых углеводородов. Так, с удлинением цепи и ростом молекулярной массы растёт и температура кипения, а при увеличении степени разветвлённости температуры кипения падают. Однако полифторалканы с большим количеством атомов фтора в молекуле кипят *ниже* прочих — причиной этому, видимо, является уменьшение межмолекулярного взаимодействия.

Хотя алкилгалогениды и полярные соединения (дипольные моменты моногалогеналканов примерно равны величине μ у воды — ср. $\mu(H_2O) = 1,85 \text{ D}$, а $\mu(CH_3Cl) = 1,9 \text{ D}$), но в воде они нерастворимы, вероятно, из-за того, что они не способны образовывать полярные связи. Они растворимы в обычных органических растворителях.

Стоит отметить, что полярность связи углерод—галоген зависит не только от разницы электроотрицательностей атомов, но и от наличия неподелённых пар электронов у атома галогена, а также от сравнительных ковалентных радиусов атомов. Это весьма очевидно, если рассматривают связи $C-F$ и $C-Cl$: их дипольные моменты равны, соответственно, 1,81 и 1,83 D (лучшее сопряжение для связи $C-F$)!

Ввиду полярности связи $C-X$ атом углерода является несколько электрофильным (см., например, статью "Реакции электрофильного замещения"). Неподелённые электронные пары атома галогена придают молекуле также слабый электронодонорный характер (особенно иодуглеводородам). Полярность связи $C-X$ падает при переходе от атома углерода в sp^3 -гибридизации к атому углерода в sp -гибридизации. Например, дипольные моменты хлорэтана, хлорэтена, хлорбензола и хлорэтина составляют соответственно 2,0, 1,44, 1,58 и **0,44 D**. Причина тому — возрастает электроотрицательность атома углерода, а неподелённая электронная пара вступает в сопряжение с π -электронной системой алкена, арена (положительный мезомерный ($+M$) эффект). Поскольку одновременно имеет место отрицательный индуктивный ($-I$) эффект, трудно предугадать распределение электронной плотности в системе. Расчёты для простейших соединений (аллилгалогенид, фенилгалогеноид) показывают, что непосредственно связанный с атомом галогена углеродный атом имеет некоторый положительный заряд, а сам атом галогена и атом углерода по другую сторону двойной связи (в случае аренов — *о*- и (в меньшей степени) *п*-места) заряжены несколько отрицательно. Возрастают немного и электронодонорные свойства π -системы (ср. энергия ионизации этилена и винилхлорида: 10,5 и 10 эВ соответственно).

Длина связи $C(sp^3)-X$ растёт от $X = F$ к $X = I$. В том же направлении падает её прочность. Связь $C(sp^2)-X$ несколько короче, причём связь $C=C$ в алкене также немного укорачивается.

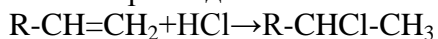
Иод-, бром-, и полихлорпроизводные тяжелее воды. Некоторые галогенуглеводороды хиральны.

Название	Структурная формула	T _{пл} , °C	T _{кип} , °C
Фторметан	CH_3-F	141,8	-
Хлорметан	CH_3-Cl	97,7	-
Бромметан	CH_3-Br	93,7	3,6
Иодметан	CH_3-I	66,5	2,5
Хлорэтан	CH_3-CH_2-Cl	138,7	2,3
1-Хлорпропан	$CH_3-CH_2-CH_2-Cl$	122,8	4,7
2-Хлорпропан	$CH_3-CHCl-CH_3$	117,0	3,4
Дифторметан	CH_2F_2	136	-
Трифторметан	CHF_3	163	-
Тетрафторметан	CF_4	184	-
Хлорэтен	$CH_2=CHCl$	153,8	-
Хлорбензол	C_6H_5Cl	45,6	1,7

3 Получение

Получение моногалогеналканов

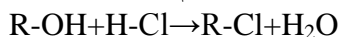
- Присоединение галогеноводородов к алкенам.



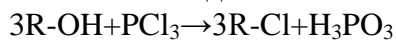
См. также: Реакции электрофильного присоединения

Весьма легко присоединяется фтор (трудноуправляемый процесс, возможен взрыв), иод присоединяется медленно. Обычно происходит стереоселективно, кроме как в присутствии свободных радикалов. В присутствии других нуклеофилов возможно сопряжённое присоединение (см. статью Галогенгидрины).

- Реакции спиртов с галогеноводородами.



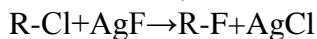
- Взаимодействие галогенидов фосфора или тионилхлорида со спиртами.



- Реакция Бородина — Хундликера

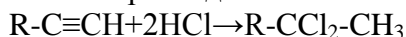
- Реакция

Сварта



Получение дигалогеналканов

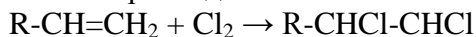
- Присоединение галогеноводородов к алкинам.



- Взаимодействие альдегидов и кетонов с PCl_5 , PBr_5 или SF_4 . Реакция идёт при нагревании.



- Присоединение галогенов к алкенам



- Раскрытие циклических простых эфиров (например, ТГФ) при реакции с NaI в среде $H_3PO_4 + P_2O_5$.



При 180 °C ТГФ с хлороводородом даёт 1,4-дихлорбутан.

4. Химические свойства

Реакции галогенуглеводородов

Основные реакции галогенуглеводородов

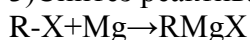
1) Нуклеофильное замещение

- $R-X + NH_3 \rightarrow R-NH_2 + R_2NH + R_3N + R_4N^+X^-$
- $R-X + NO_2^- \rightarrow R-NO_2$
- $R-X + CN^- \rightarrow R-CN$
- $R-X + OH^- \rightarrow R-OH$
- $R-X + R_1-O^- \rightarrow R-O-R_1$
- $R-X + R_1-COO^- \rightarrow R-OCOR_1$
- $R-X + SCN^- \rightarrow R-SCN$

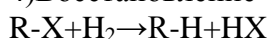
2) Дегидрогалогенирование (элиминирование)



3) Синтез реактива Гриньяра



4) Восстановление



1.22 Лекция №22 (2 часа)

Тема: «Спирты, альдегиды, кетоны»

1.22.1. Вопросы лекции:

1. Спирты.
2. Альдегиды
3. Кетоны

1.22.2. Краткое содержание вопросов

1 Спирты

Спирты́ (от лат. *spiritus* — дух; устар. *алкого́ли*, от араб. *الكحول* *аль-кухуль* — порошок^[1]) — органические соединения, содержащие одну или более гидроксильных групп (гидроксил, **—ОН**), непосредственно связанных с насыщенным (находящимся в состоянии *sp³*-гибридизации) атомом углерода^[2]. Спирты можно рассматривать как производные воды (H—O—H), в которых один атом водорода замещен на органическую функциональную группу: R—O—H.

В номенклатуре ИЮПАК для соединений, в которых гидроксильная группа связана с ненасыщенным (*sp²*-гибридным) атомом углерода, рекомендуются названия «енолы» (гидроксил связан с винильной C=C-связью)^[3] и «фенолы» (гидроксил связан с бензольным или другим ароматическим циклом)^[4].

Спирты представляют собой обширный и разнообразный класс соединений: они весьма распространены в

природе <https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%BF%D0%B8%D1%80%D1%82%D1%8B%D0.9D.D0.B0.D1.85.D0.BE.D0.B6.D0.B4.D0.B5.D0.BD.D0.B8.D0.B5.D0.B2.D0.BF.D1.80.D0.B8.D1.80.D0.BE.D0.B4.D0.B5> и часто выполняют важные функции в живых организмах <https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%BF%D0%B8%D1%80%D1%82%D1%8B%D0.9C.D0.B5.D1.82.D0.B0.D0.B1.D0.BE.D0.BB.D0.B8.D0.B7.D0.BC.D1.81.D0.BF.D0.B8.D1.80.D1.82.D0.BE.D0.B2.D0.B2.D0.BE.D1.80.D0.B3.D0.B0.D0.BD.D0.B8.D0.B7.D0.BC.D0.B5.D1.87.D0.B5.D0.BB.D0.BE.D0.B2.D0.B5.D0.BA.D0.B0>. Спирты являются важными соединениями с точки зрения органического синтеза, не только представляя интерес как целевые продукты, но и как промежуточные вещества, имеющие ряд уникальных химических свойств <https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%BF%D0%B8%D1%80%D1%82%D1%8B%D0.A5.D0.B8.D0.BC.D0.B8.D1.87.D0.B5.D1.81.D0.BA.D0.B8.D0.B5.D1.81.D0.B2.D0.BE.D0.B9.D1.81.D1.82.D0.B2.D0.B0.D1.81.D0.BF.D0.B8.D1.80.D1.82.D0.BE.D0.B2>. Кроме того, спирты являются промышленно важными продуктами <https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%BF%D0%B8%D1%80%D1%82%D1%8B%D0.9F.D1.80.D0.BE.D0.BC.D1.8B.D1.88.D0.BB.D0.B5.D0.BD.D0.BD.D1.8B.D0.B5.D0.BC.D0.B5.D1.82.D0.BE.D0.B4.D1.8B.D0.BF.D0.BE.D0.BB.D1.83.D1.87.D0.B5.D0.BD.D0.B8.D1.8F.D1.81.D0.BF.D0.B8.D1.80.D1.82.D0.BE.D0.B2> и находят широчайшее применение как в промышленности, так и в повседневных приложениях

Спирты классифицируются следующим образом (в скобках приведены примеры)^[8]:

- По числу гидроксильных групп:

—	одноатомные	спирты	(метанол);
—	двухатомные	спирты	(этиленгликоль);
—	трёхатомные	спирты	(глицерин);
—	четырёхатомные	спирты	(пентаэритрит);
—	многоатомные спирты (пятиатомный спирт: ксилит).		

- В зависимости от насыщенности углеводородного заместителя:

—	предельные (насыщенные)	спирты	(бутанол);
—	непредельные (ненасыщенные)	спирты	(аллиловый спирт, пропаргиловый спирт);
—	ароматические спирты (бензиловый спирт).		

- В зависимости от наличия или отсутствия цикла в углеводородном заместителе:

—	ациклические (алифатические)	спирты	(этанол);
—	алициклические спирты (циклогексанол).		

- В зависимости от числа заместителей при α-углеродном атоме:

—	первичные	спирты	(этанол);
—	вторичные	спирты	(пропанол-2);
—	третичные спирты (2-метилпропанол-2).		

Промышленные методы получения спиртов[править / править вики-текст]

В промышленности спирты получают при помощи химических методов либо биохимических методов производства.

Единственным промышленно важным методом синтеза метанола является каталитическая реакция между оксидом углерода (II) и водородом. Сырьём в производстве метанола служит природный газ, который на первой стадии процесса подвергают очистке от соединений серы (сера является ядом для катализаторов, используемых на следующей стадии). Далее происходит паровая конверсия природного газа в синтез-газ (смесь CO и водорода), который после конденсации паров воды превращают в метанол на смешанном медно-цинко-хромовом катализаторе при температуре 250 °C и давлении до 10 МПа. Получаемый таким образом метанол содержит воду и примеси других спиртов (этанола, пропанола и более высших) и может быть очищен ректификацией. Мировое производство метанола в 2008 году составило 42 млн тонн^{[70][71]}.

https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Methanol_production.png?uselang=ru

Этанол и пропанол-2 получают методом гидратации соответствующих алкенов — этилена и пропилена. В промышленности используют два варианта гидратации:

сернокислотную и каталитическую. Сернокислотная гидратация включает в себя абсорбцию этилена концентрированной серной кислотой (94—98 %) при температуре 80 °С и давлении 1,3—1,5 МПа и последующий гидролиз образующихся сульфозэфиров водой. Второй метод гидратации основан на использовании фосфорной кислоты, нанесённой на силикагель или другую подложку, в качестве катализатора. Смесь деионизированной воды и этилена нагревают до температуры 300 °С под давлением 6—8 МПа, а полученный этанол очищают ректификацией. Данные методы позволяют получить этанол, содержащий 5 % воды по массе. Получение безводного этанола (99,9 %) основано на азеотропном удалении воды с бензолом^[72]. По данным на 2003 год, мировое производство этанола только гидратацией этилена составляет 6 млн тонн в год^[73].

Химические свойства спиртов определяются наличием в них гидроксильной группы. Поскольку гидроксильная группа является полярной, она может гетеролитически диссоциировать, особенно, под действием сильных оснований. Таким образом, спирты проявляют свойства слабых кислот. Кроме того, высокая электроотрицательность кислорода обуславливает наличие электрофильного атома углерода и, соответственно, способность спиртов подвергаться реакциям нуклеофильного замещения под действием ряда нуклеофилов. Наконец, атом кислорода гидроксильной группы имеет нуклеофильный характер, поэтому спирты могут выступать нуклеофилами в реакциях замещения и присоединения. Также для спиртов характерны реакции окисления.

Кислотные свойства спиртов

Спирты способны проявлять как кислотные, так и основные свойства. Как слабые кислоты, спирты диссоциируют по связи O—H с образованием алкоксид-иона. Кислотные характеристики спиртов оценивают по константе кислотности K_a .

В водном растворе кислотность спиртов снижается с увеличением молекулярной массы и разветвлённости углеводородной цепи. Это связывают с увеличением положительного индуктивного эффекта алкильных заместителей в данном ряду и уменьшением устойчивости образующегося алкоксид-иона за счёт локализации отрицательного заряда на атоме кислорода

2 Альдегиды (от лат. *alcohol dehydrogenatus* — спирт, лишённый водорода) — класс органических соединений, содержащих альдегидную группу ($-CHO$)^[1]. ИЮПАК определяет альдегиды как вещества вида $R-CHO$, в которых карбонильная группа связана с одним атомом водорода и одной группой R

В популярной и научной литературе можно нередко встретить исторические, или тривиальные, названия альдегидов, которые вследствие сложившейся традиции используются вместо систематических названий. Тривиальные названия обычно происходят от названия соответствующих карбоновых кислот, а также от названия источника, из которого был выделен тот или иной альдегид. Так, например, формальдегид называют муравьиным альдегидом, этаналь — уксусным, пентаналь — валериановым альдегидом, цитронеллаль получил своё название, поскольку был выделен из масла цитрусовых.

Исторически сложилось, что парфюмеры называют многие пахучие вещества альдегидами, даже те, которые не имеют ничего общего с ними. Среди таковых, например, персиковый, земляничный и кокосовый альдегид, которые являются не альдегидами, а сложными эфирами или лактонами. Также некоторые альдегиды традиционно называются по числу атомов углерода, например, персиковый альдегид, обозначаемый как «альдегид C14», на самом деле имеет лишь 11 атомов углерода

3 Кетоны — органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами.

Общая формула кетонов: R_1-CO-R_2 .

Среди других карбонильных соединений наличие в кетонах именно двух атомов углерода, непосредственно связанных с карбонильной группой, отличает их от карбоновых кислот и их производных, а также альдегидов.

1.23 Лекция №23 (2 часа)

Тема: «Карбоновые кислоты»

1.23.1. Вопросы лекции:

1. Номенклатура. Классификация
2. Методы получения
3. Химические свойства

1.23.2. Краткое содержание вопросов

1 Номенклатура. Классификация

Карбоновые кислоты — класс органических соединений, молекулы которых содержат одну или несколько функциональных карбоксильных групп -COOH. Кислые свойства объясняются тем, что данная группа может сравнительно легко отщеплять протон. За редкими исключениями карбоновые кислоты являются слабыми. Например, у уксусной кислоты CH_3COOH константа кислотности равна $1,75 \cdot 10^{-5}$. Ди- и трикарбоновые кислоты более сильные, чем моноккарбоновые.

По международной номенклатуре ИЮПАК, карбоновые кислоты называют, выбирая за основу наиболее длинную углеродную цепочку, содержащую группу -COOH, и добавляя к названию соответствующего углеводорода окончание «*овая*» и слово «*кислота*». При этом атому углерода, входящему в состав карбоксильной группы, присваивается первый номер. Например $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ — пропановая кислота, $\text{CH}_3\text{-C(CH}_3)_2\text{-COOH}$ — 2,2-диметилпропановая кислота. По рациональной номенклатуре к названию углеводорода добавляют окончание «*карбоновая*» и слово «*кислота*», не включая при этом в нумерацию цепи атом углерода карбоксильной группы. Например, $\text{C}_5\text{H}_9\text{COOH}$ — циклопентанкарбоновая кислота, $\text{CH}_3\text{-C(CH}_3)_2\text{-COOH}$ — *трет*-бутилкарбоновая кислота.

2. Методы получения

Окислительные методы

- Окисление спиртов (реактивом Джонса — раствором оксида хрома(VI) в разбавленной серной кислоте и ацетоне или перманганатом калия в кислой или нейтральной среде)^[4]:

- Окисление альдегидов (используются те же реагенты, что и в случае спиртов, а также оксид серебра(I))

- Окисление алкинов соединениями Ti(III) ^[5]

- Окислительная деструкция алкенов — окисление алкенов смесью перманганата калия и периодата натрия в водном ацетоне в нейтральной среде (реакция идёт в две стадии — на первой перманганат окисляет алкен до диола, на второй периодат окисляет диол до кислоты, избыток периодата окисляет Mn^{+4} до Mn^{+7} , так что перманганата требуется лишь каталитическое количество)^[4].

- Окисление алкилбензолов и других алкиларенов — самый распространённый способ получения ароматических карбоновых кислот. При этом первичные и вторичные алкильные группы окисляются до карбоксильной. В качестве окислителя применяются водный щелочный, нейтральный или солюбилизованный краун-6-эфиром в безоле (пурпурный бензол) растворы перманганата калия, кислый бихромата натрия или водная азотная кислота^{[4][5]}.

Гидролиз

- Гидролиз тригалогеналканов

- Гидролиз сложных эфиров
- Гидролиз нитрилов и амидов

Катализируется кислотой или основанием; первоначально образуется амид, который гидролизуеться до кислоты; лишь в редких случаях амид устойчив к гидролизу (амид легко гидролизуеться в присутствии H_2O_2 в щелочной среде или нитрит-иона в кислой); удобный лабораторный метод (если нитрил доступен).

Карбоксилирование

- Карбоксилирование металлоорганических соединений (в основном реактивов Гриньяра и литийорганических соединений):

3. Химические свойства

Карбоновые кислоты проявляют типичные кислотные свойства — при реакции с металлами, их оксидами или их основными гидроксидами дают соли соответствующих металлов, могут вытеснять более слабую кислоту из её соли и сами могут быть вытеснены более сильной кислотой:

Соли карбоновых кислот в воде подвергаются гидролизу и имеют щелочную реакцию.

Восстановление

Карбоновые кислоты восстанавливаются до первичных спиртов с помощью литийалюминийгидрида при кипячении в тетрагидрофуране или дибораном в более мягких условиях, кроме того при этом не восстанавливаются группы NO_2 , COOR и CN ^[4]:

Избирательное восстановление до альдегидов достигается обработкой Li в метиламине (образующийся альдегид защищается растворителем в виде азометина)^[5]:

Галогенирование

Радикальное галогенирование кислот хлором при облучении УФ-светом при 300—400 °C идёт неселективно и приводит к трудноразделяемой смеси изомеров. Региоселективное α -галогенирование достигается по методу Гелль-Фольгарда-Зелинского — кислоту обрабатывают хлором или бромом в присутствии красного фосфора или соответствующих хлорида или бромида фосфора(III)

1.24 Лекция №24 (2 часа)

Тема: «Эфиры (простые, сложные)»

1.24.1. Вопросы лекции:

1. Номенклатура. Классификация
2. Методы получения
3. Химические свойства

1.24.2. Краткое содержание вопросов

1 Номенклатура. Классификация

Простые эфиры (или этеры) — органические вещества, имеющие формулу R-O-R_1 , где R и R_1 — углеводородные радикалы. Следует, однако, учитывать, что такая группа может входить в состав других функциональных групп соединений, не являющихся простыми эфирами

Способы получения

- По Вильямсону

В лабораторных условиях эфиры получают по Вильямсону взаимодействием галогенопроизводных, способных вступать в реакцию $\text{S}_\text{N}2$ и алкоксид- и феноксид-ионами. Реакция протекает гладко с галогенметаном и первичными галогеналканами. В случае вторичных галогеналканов реакция может быть осложнена побочной реакцией элиминирования.

Физические свойства

Простые эфиры — подвижные легкокипящие жидкости, малорастворимые в воде, очень легко воспламеняющиеся. Проявляют слабоосновные свойства (присоединяют протон по атому O).

2. Методы получения

- Межмолекулярная дегидратация спиртов:
- Реакция алколюлятов с галогенуглеводородами:
- Реакция спиртов с алкенами:
- Ароматические эфиры можно получить реакцией фенола с органическими сульфатами в присутствии щёлочей:

3. Химические свойства

Простые эфиры образуют перекисные соединения под действием света

Вследствие этого при перегонке простых эфиров в лабораторных условиях запрещается перегонять их досуха, поскольку в этом случае произойдёт сильный взрыв в результате разложения пероксидов.

1.25 Лекция №25 (2 часа)

Тема: «Серо- и азотсодержащие органические соединения»

1.25.1. Вопросы лекции:

1. Сераорганические соединения
2. Азотсодержащие органические соединения

1.25.2. Краткое содержание вопросов

1. Сераорганические соединения

Сераорганические соединения — обширный класс химических соединений, содержащих в молекуле связь углерод — сера

Сераорганические соединения чаще всего представлены соединениями, содержащими S(II), к которым относятся:

- тиолы
- органические сульфиды
- органические дисульфиды
- органические полисульфиды
- тиооксиды алкенов
- производные сульфеновых кислот
- тиокарбонильные соединения
- производные тиокарбоновых кислот
- производные тиюгольных кислот

К сераорганическим соединениям S(III) относятся:

- сульфониевые соединения
- илиды серы

Сераорганические соединения S(IV):

- сульфоксиды
- сульфураны
- сульфины
- производные сульфиновых кислот
- органические сульфиты
- сульфимиды
- аминосульфиты
- органические тиосульфиты
- дитиосульфиты

- N-сульфиниламины

- диимины серы

Сераорганические соединения S(VI):

- сульфоны
- сульфены
- органические сульфаты
- сульфоксимидазы
- сульфодиимидазы
- N-сульфониламиды
- S-оксиды тиофена

2 Азотсодержащие органические соединения

Азотсодержащие органические соединения — один из важнейших типов органических соединений. В их состав входит азот. Они содержат в молекуле связь углерод-водород и азот-углерод.

В нефти содержится азотсодержащий гетероцикл пиридин. Азот входит в состав белков, нуклеиновых кислот и некоторых липидов

1.26 Лекция №26 (2 часа)

Тема: «Элементоорганические соединения (ЭОС)»

1.26.1. Вопросы лекции:

1. Элементоорганические соединения

1.26.2. Краткое содержание вопросов

1. Элементоорганические соединения

Элементоорганические соединения — органические вещества, в которых углерод непосредственно связан с атомами, отличными от водорода, кислорода, серы, азота, галогенов. Обычно элементоорганические соединения подразделяют на борорганические, кремнийорганические и металлоорганические соединения.

К элементоорганическим соединениям относят также фторорганические соединения.

Реакционная способность данных соединений определяется прежде всего прочностью связи между атомами углерода и элемента и полярностью. Химия элементоорганических соединений развивается на стыке органической и неорганической химии и связывает эти две области. В природе соединения встречаются крайне редко; большинство из них являются синтезированными¹

1.27 Лекция №27 (2 часа)

Тема: «Гидроксикислоты, органические производные угольной кислоты, альдегидо- и кетоникислоты (оксокислоты)»

1.27.1. Вопросы лекции:

1. Гидроксикислоты
2. Органические производные угольной кислоты
3. Альдегидо- и кетоникислоты (оксокислоты)

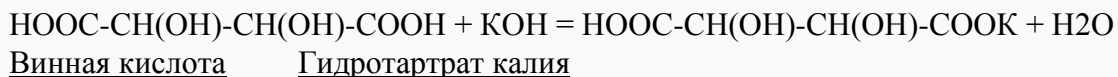
1.27.2. Краткое содержание вопросов

1. Гидроксикислоты

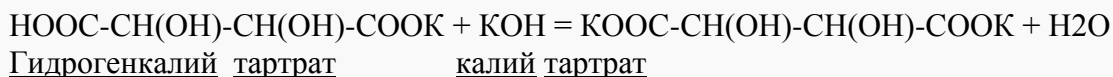
Оксикислоты (оксикарбоновые кислоты) — карбоновые кислоты, в которых одновременно содержатся карбоксовая и гидроксильная группы, например молочная кислота: $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{OH})\text{-COOH}$. Оксикислоты проявляют все свойства, характерные для

кислот (диссоциация, образование солей, сложных эфиров и т. д.), и свойства, характерные для спиртов (окисление, образование простых эфиров и т. д.).

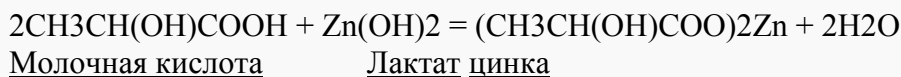
Оксикислоты реагируют с гидроксидами или солями металлов, образуя кислые или средние соли. Например, образование кислой и средней солей тартратной кислоты : На первой стадии образуется кислая соль тартратной кислоты, которая практически не растворяется в воде :



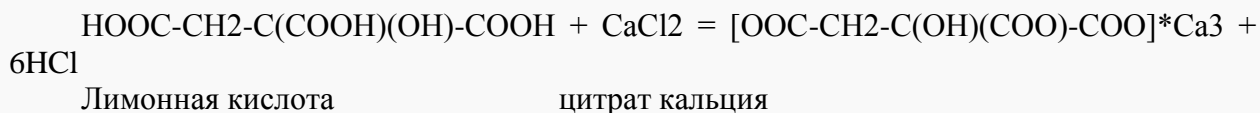
На второй стадии образуется средняя соль, которая хорошо растворяется в воде :



При взаимодействии молочной кислоты и гидроксида цинка образуется лактат цинка :



Лимонная кислота реагирует с хлоридом кальция образуя цитрат кальция :



2 Органические производные угольной кислоты

Угольная кислота — слабая двухосновная кислота с химической формулой H_2CO_3 , образуется в малых количествах при растворении углекислого газа в воде^[1], в том числе и углекислого газа из воздуха. В водных растворах неустойчива^[2]. Образует ряд устойчивых неорганических и органических производных: соли (карбонаты и гидрокарбонаты), сложные эфиры, амиды и др

Угольную кислоту формально можно рассматривать как карбоновую кислоту с гидроксильной группой вместо углеводородного остатка. В этом качестве она может образовывать все производные, характерные для карбоновых кислот^[4].

3. Альдегидо- и кетокислоты (оксокислоты)

Кетокислоты или оксокислоты — это карбоновые кислоты, содержащие помимо карбоксильной группы -COOH ещё и карбонильную группу —C=O. В зависимости от взаимного положения этих функциональных групп различают:

- α-кетокислоты
- β-кетокислоты
- γ-кетокислоты и т.д.

Некоторые α- и β-кетокислоты занимают центральное место в процессах метаболизма. Примерами кетокислот являются пировиноградная и ацетоуксусная кислоты. Кетокислоты обладают химическими свойствами как кетонов, так и карбоновых кислот

1.28 Лекция №28 (2 часа)

Тема: «Аминоспирты, аминокислоты, белки»

1.28.1 Вопросы лекции:

1. Аминоспирты
2. Аминокислоты
3. Белки

1.28.2. Краткое содержание вопросов

1. Аминоспирты

Аминоспирты, аминоалкоголи — алифатические органические соединения, содержащие —NH₂ и —OH группы у разных атомов углерода в молекуле. Низшие аминоспирты представляют собой высококипящие маслянистые жидкости со свойствами оснований.

По взаимному расположению amino- и гидроксильных групп различают 1,2-, 1,3-, 1,4-аминоспирты и т.п.; по степени замещения аминогруппы аминоспирты, подобно аминам, делят на первичные, вторичные и третичные.

Получение и свойства

α -Аминоспирты получают присоединением аммиака и аминов к эпоксидам, для синтеза других аминоспиртов используют стандартные синтетические методы введения amino- и гидроксильной групп.

Для аминоспиртов характерны реакции как спиртов, так и аминов, однако в случае близкого расположения аминной и гидроксильной группы из-за взаимного влияния их реакционная способность несколько понижена.

Применение

Аминоспирты, особенно этаноламин, широко используют в производстве моющих средств, эмульгаторов, косметических и лекарственных препаратов, а также как поглотители кислых газов (например, CO₂).

Аминоспирты в биохимии

К аминоспиртам относится холин, которому принадлежит важная роль в обмене веществ у человека и животных; препараты холина применяют для лечения печени. Некоторые алкалоиды, например эфедрин, являются аминоспиртами, к ним принадлежит также важный гормон адреналин.

2 Аминокислоты

Аминокислоты (аминокарбоновые кислоты) — органические соединения, в молекуле которых одновременно содержатся карбоксильные и аминные группы.

Аминокислоты могут рассматриваться как производные карбоновых кислот, в которых один или несколько атомов водорода заменены на аминные группы.

3

Белки (протеины, полипептиды <https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%91%D0%B5%D0%BB%D0%BA%D0%B8> - cite note-1) — высокомолекулярные органические вещества, состоящие из альфа-аминокислот, соединённых в цепочку пептидной связью. В живых организмах аминокислотный состав белков определяется генетическим кодом, при синтезе в большинстве случаев используется 20 стандартных аминокислот. Множество их комбинаций создают молекулы белков с большим разнообразием свойств. Кроме того, аминокислотные остатки в составе белка часто подвергаются посттрансляционным модификациям, которые могут возникать и до того, как белок начинает выполнять свою функцию, и во время его «работы» в клетке. Часто в живых организмах несколько молекул разных белков образуют сложные комплексы, например, фотосинтетический комплекс.

Функции белков в клетках живых организмов более разнообразны, чем функции других биополимеров — полисахаридов и ДНК. Так, белки-ферменты катализируют

протекание биохимических реакций и играют важную роль в обмене веществ. Некоторые белки выполняют структурную или механическую функцию, образуя цитоскелет, поддерживающий форму клеток. Также белки играют ключевую роль в сигнальных системах клеток, при иммунном ответе и в клеточном цикле.

Белки — важная часть питания животных и человека (основные источники: мясо, птица, рыба, молоко, орехи, бобовые, зерновые; в меньшей степени: овощи, фрукты, ягоды и грибы), поскольку в их организмах не могут синтезироваться все необходимые аминокислоты и часть должна поступать с белковой пищей. В процессе пищеварения ферменты разрушают потреблённые белки до аминокислот, которые используются для биосинтеза собственных белков организма или подвергаются дальнейшему распаду для получения энергии.

Определение аминокислотной последовательности первого белка — инсулина — методом секвенирования белков принесло Фредерику Сенгеру Нобелевскую премию по химии в 1958 году. Первые трёхмерные структуры белков гемоглобина и миоглобина были получены методом дифракции рентгеновских лучей, соответственно, Максом Перуцем и Джоном Кендрю в конце 1950-х годов^{[2][3]}, за что в 1962 году они получили Нобелевскую премию по химии.

1.29 Лекция №29 (2часа)

Тема: «Углеводы (сахара). Монозы, дисахариды, полисахариды. Древесина и продукты ее переработки»

1.29.1. Вопросы лекции:

1. Углеводы (сахара). Монозы, дисахариды, полисахариды
2. Древесина и продукты ее переработки

1.29.2. Краткое содержание вопросов

1. Углеводы (сахара). Монозы, дисахариды, полисахариды

Углево́ды — органические вещества, содержащие карбонильную группу и несколько гидроксильных групп. Название класса соединений происходит от слов «гидраты углерода», оно было впервые предложено К. Шмидтом в 1844 году. Появление такого названия связано с тем, что первые из известных науке углеводов описывались брутто-формулой $C_x(H_2O)_y$, формально являясь соединениями углерода и воды.

Сахарá — другое название низкомолекулярных углеводов (моносахаридов, дисахаридов и полисахаридов).

Углеводы являются неотъемлемым компонентом клеток и тканей всех живых организмов представителей растительного и животного мира, составляя (по массе) основную часть органического вещества на Земле. Источником углеводов для всех живых организмов является процесс фотосинтеза, осуществляемый растениями.

Углеводы — весьма обширный класс органических соединений, среди них встречаются вещества с сильно различающимися свойствами. Это позволяет углеводам выполнять разнообразные функции в живых организмах. Соединения этого класса составляют около 80 % сухой массы растений и 2—3 % массы животных

2. Древесина и продукты ее переработки

Древесина:

- в обывденной жизни и технике древесиной называют внутреннюю часть дерева, лежащую под корой;
- в ботанике под древесиной, или ксилемой, подразумевают ткань или совокупность тканей, образовавшихся из прокамбия или камбия.

Самые ранние из известных науке ископаемых древесных растений были обнаружены в 2011 году в канадской провинции Нью-Брансуик, где между 395 и 400 миллионами лет назад произрастал древний лес

Лигнин (от лат. *lignum* — дерево, древесина) — вещество, характеризующее одревеневшие стенки растительных клеток. Сложное полимерное соединение, содержащееся в клетках сосудистых растений и некоторых водорослях^[3].

Одревеневшие клеточные оболочки обладают ультраструктурой, которую можно сравнить со структурой железобетона: микрофибриллы целлюлозы по своим свойствам соответствуют арматуре, а лигнин, обладающий высокой прочностью на сжатие, — бетону^[4].

В анализе древесины лигнин рассматривают как её негидролизуюмую часть. Древесина лиственных пород содержит 18-24 % лигнина, хвойных — 27-30 %.

Лигнин не является самостоятельным веществом, а представляет собой смесь ароматических полимеров родственного строения. Именно поэтому невозможно написать его структурную формулу. В то же время известно, из каких структурных единиц он состоит и какими типами связей эти единицы объединены в макромолекулу. Мономерные звенья макромолекулы лигнина называют фенилпропановыми единицами (ФПЕ), поскольку эти структурные единицы являются производными фенилпропана. Хвойный лигнин состоит практически целиком из гваяцилпропановых структурных единиц. В состав лиственного лигнина кроме гваяцилпропановых единиц входят в большом количестве сингилпропановые единицы. В состав некоторых лигнинов, главным образом травянистых растений, входят единицы, не содержащие метоксильных групп — гидроксифенилпропановые единицы.

Лигнин — ценное химическое сырьё, используемое во многих производствах и в медицине^[5].

Лигнин — один из основных компонентов, отвечающих за ванильный аромат старых книг. Лигнин, как и древесная целлюлоза, разлагается со временем под действием окислительных процессов и придаёт старым книгам приятный запах

1.30 Лекция №30 (2 часа)

Тема: «Алициклические соединения»

1.30.1. Вопросы лекции:

1. Циклические соединения
2. Классификация
3. Реакции циклизации и раскрытия цикла

1.30.2. Краткое содержание вопросов

1. Циклические соединения

Циклические соединения — химические соединения, в которых присутствует три или более связанных атомов, образующие кольцо^[1]. Соединение, кольцо которого включает 9 и более атомов, называется макроциклическим

2. Классификация

По атомарному составу:

- органические (в кольце присутствуют атомы углерода),
- карбоциклические (кольцо включает исключительно атомы углерода),
- гетероциклические (кольцо включает как атомы углерода, так и атомы других элементов),
- неорганические (без атомов углерода, например, сера, некоторые силиконы, фосфаты, или бораты).

По количеству циклов:

- моноклические (один цикл),
- полицические (два и более циклов).

По наличию ароматического кольца:

- ароматические (с наличием бензольного кольца),
- алицические (с отсутствием бензольного кольца).

Отдельно выделяют соединения с топологической связью: катенаны и ротаксаны, — а также циклофаны.

3. Реакции циклизации и раскрытия цикла

Конденсация Дикмана

Органическая реакция, приводящая к формированию циклической структуры в одном или нескольких продуктах называется циклизацией, реакция же с разрывом кольца называется раскрытием цикла.

Разновидность циклизации, при которой к существующей циклической системе достраивается карбо- или гетероцикл, называется аннелированием.

Примеры реакций циклизации:

- Метатезис олефинов с циклизацией
- Циклизация Назарова^[en]
- Циклизация Ружички^[en]
- Конденсация Дикмана^[en]
- Синтез Венкера^[en]
- Реакции радикального присоединения с циклизацией

Примеры реакций с раскрытием цикла:

- Общая реакция раскрытия цикла: полимеризация с раскрытием цикла^[en]
- Полимеризация метатезиса олефинов с раскрытием цикла

1.31 Лекция №31 (2 часа)

Тема: «Ароматические соединения (арены). Ароматические соединения с одним бензольным ядром. Производные ароматических углеводородов»

1.31.1 .Вопросы лекции:

1. Ароматические соединения (арены)
2. Ароматические соединения с одним бензольным ядром
3. Производные ароматических углеводородов

1.31.2. Краткое содержание вопросов

1. Ароматические соединения (арены)

Ароматические соединения — циклические органические соединения, которые имеют в своём составе ароматическую систему. Основными отличительными свойствами являются повышенная устойчивость ароматической системы и, несмотря на ненасыщенность, склонность к реакциям замещения, а не присоединения.

Различают бензоидные (арены и структурные производные аренов, содержат бензольные ядра) и небензоидные (все остальные) ароматические соединения. Среди небензоидных ароматических соединений хорошо известны азулен, аннулены, гетарены (пиридин, пиррол, фуран, тиофен), ферроцен. Известны и неорганические ароматические соединения, например боразол («неорганический бензол»).

В структуре молекул многих соединений можно выделить несколько ароматических систем, которые могут быть по отношению друг к другу изолированными либо конденсированными. В качестве примеров бензоидных соединений с изолированными бензольными ядрами можно назвать такие соединения как дифенилметан и полистирол, с удалёнными друг от друга бензольными ядрами, а также дифенил и терфенилы с непосредственно связанными ядрами. Примерами бензоидных соединений с

конденсированными (аннелированными) бензольными ядрами являются такие соединения как нафталин, пирен и прочие ПАУ. В структуре дифенилена бензольные ядра непосредственно связаны друг с другом, но, в отличие от дифенила, у дифенилена бензольные ядра не являются изолированными. Если принять во внимание тот факт, что в одной молекуле может различным образом сочетаться различное число различных ароматических и неароматических групп, то становится очевидно, что число возможных ароматических соединений и их разнообразие практически не ограничены.

Широко распространены и имеют большое практическое значение бензоидные ароматические углеводороды (арены). Помимо бензольных колец арены часто содержат другие разнообразные углеводородные группы (алифатические, наftenовые, полициклические). Основным источником получения ароматических углеводородов служат каменноугольная смола, нефть и нефтепродукты. Большое значение имеют синтетические методы получения. Наиболее важными аренами являются: бензол C_6H_6 и его гомологи (толуол $C_6H_5CH_3$, ксилолы $C_6H_4(CH_3)_2$, дурол, мезитилен, этилбензол), кумол, нафталин $C_{10}H_8$, антрацен $C_{14}H_{10}$ и их производные. Ароматические углеводороды — исходное сырьё для промышленного получения кетонов, альдегидов и кислот ароматического ряда, а также многих других веществ.

2. Ароматические соединения с одним бензольным ядром

общих чертах ароматические углеводороды можно классифицировать следующим образом:

Системы с 2 π -электронами.

Представлены производными катиона циклопропенилия и дикатион циклобутадиена. Например перхлорат циклопропенилия.

Системы с 6 π -электронами.

1. Бензол и его гомологи

2. Циклопентадиенил-анион

3. Циклогептатриенил-катион

4. Дианион циклобутадиена, дикатион циклооктатетраена

5. Пяти- и шестичленные циклы, содержащие один или несколько гетероатомов, обычно азота, кислорода или серы. Наиболее известны среди них пиррол, фуран, тиофен, пиридин.

3. Производные ароматических углеводородов

Системы с 10 π -электронами.

1. Нафталин. Широко встречается в природе, конденсированные бензольные кольца.

2. Азулен. Изомер нафталина, содержит в себе 5- и 7-членное кольца. Встречается в эфирных маслах.

3. Дианион циклооктатетраена, анион циклононатетраена, азонин, 1,6-замещенные-[10]-аннулены (мостиковые).

4. Индол, хинолин, изохинолин, хиназолин, хиноксалин, другие системы, основанные на бензольном кольце, конденсированном с другим кольцом, в котором находится гетероатом. Широко распространены в природе.

5. Хинолизидин, пирролизидин, пурин, птеридин (их аналоги) — бициклические производные пиррола, пиридина и т. д. Содержат атомы азота (реже — кислорода в точке сопряжения либо несколько гетероатомов, в обоих кольцах). Широко распространены в природе.

Системы с 14 π -электронами.

1. Антрацен, фенантрен, в определенном смысле — фенален — конденсированные бензольные кольца. Соединения такого типа называют полиценами (следующий — тетрацен).

2. [14]-аннулен. Как сам по себе, так и его мостиковые вариации (транс-15,16-диметилгидропирен, син-1,6:8,13-бисоксидо[14]аннулен). Также ароматичен дегидро[14]аннулен.

Системы с более чем 14 π -электронами.

1.18-Аннулен, кекулен^[1].

2. Коронен — ароматически полициклический углеводород, содержащий 24 π -электрона, что означает по правилу Хюккеля его антиароматичность. Однако π -электронная система коронена состоит из двух концентрических колец, содержащих 18 (внешнее) и 6 (внутреннее) электронов^[2].

1.32 Лекция №32 (2 часа)

Тема: «Многоядерные ароматические соединения»

1.32.1. Вопросы лекции:

1. Классификация. Распространение.
2. Свойства.

1.32.2. Краткое содержание вопросов

1. Классификация. Распространение

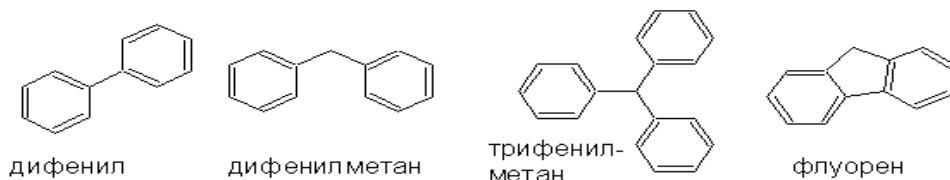
К многоядерным (полиядерным, полиароматическим) ароматическим относят соединения, имеющие два и более бензольных колец в молекуле. При этом различают изолированные и конденсированные полиароматические соединения.

Соединения, содержащие ароматические кольца бензола, связанные простой связью или через атомы углерода, называют изолированными полиароматическими соединениями. К таким относятся дифенил, дифенилметан, трифенилметан, флуорен и т.д.

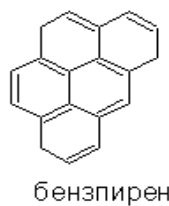
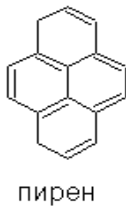
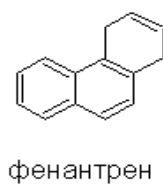
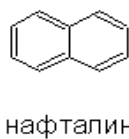
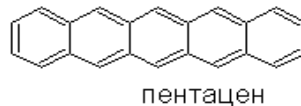
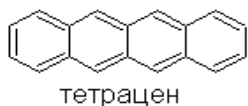
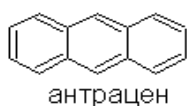
Соединения, содержащие конденсированные друг с другом ароматические кольца, называют, соответственно, конденсированными полиароматическими соединениями. К таким относятся нафталин, антрацен, фенантрен, тетрацен, пентацен, бензпирен и т.д.

К многоядерным (полиядерным, полиароматическим) ароматическим относят соединения, имеющие два и более бензольных колец в молекуле. При этом различают **изолированные** и **конденсированные** полиароматические соединения.

Соединения, содержащие ароматические кольца бензола, связанные простой связью или через атомы углерода, называют **изолированными полиароматическими** соединениями. К таким относятся дифенил, дифенилметан, трифенилметан, флуорен и т.д.



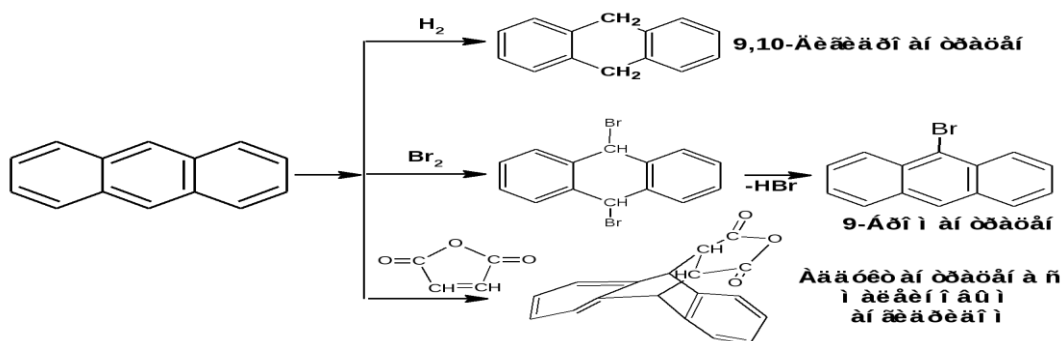
Соединения, содержащие конденсированные друг с другом ароматические кольца, называют, соответственно, **конденсированными полиароматическими** соединениями. К таким относятся нафталин, антрацен, фенантрен, тетрацен, пентацен, бензпирен и т.д.



2. Свойства

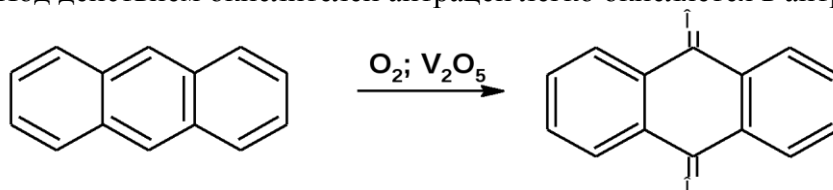
Антрацен – кристаллическое вещество с $T_{пл.} 213^{\circ}C$. Все три бензольные кольца антрацена лежат в одной плоскости.

Антрацен легко присоединяет в положения 9 и 10 водород, бром и малеиновый ангидрид:



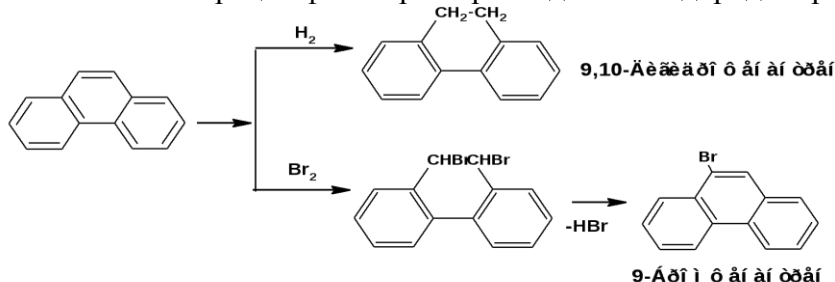
Продукт

присоединения брома легко теряет бромистый водород с образованием 9-бромантрацена. Под действием окислителей антрацен легко окисляется в антрахинон:

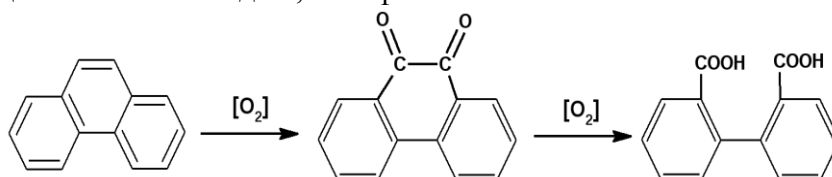


Фенантрен, также как и антрацен входит в состав каменноугольной смолы.

Также как и антрацен фенантрен присоединяет водород и бром в 9,10-положения:



Под действием окислителей фенантрен легко окисляется в фенантренхинон, который далее окисляется до 2,2'-бифеновой кислоты:



1.33 Лекция №33 (2часа)

Тема: «Гетероциклические соединения (гетероциклы). Понятие об алкалоидах, нуклеиновые кислоты»

1.33.1. Вопросы лекции:

1. Гетероциклические соединения (гетероциклы)
2. Понятие об алкалоидах, нуклеиновые кислоты

1.33.2. Краткое содержание вопросов

1. Гетероциклические соединения (гетероциклы)

Гетероциклические соединения (гетероциклы) — органические соединения, содержащие циклы, в состав которых наряду с углеродом входят и атомы других элементов. Могут рассматриваться как карбоциклические соединения с гетерозаместителями (гетероатомами) в цикле. Наиболее разнообразны и хорошо изучены ароматические азотсодержащие гетероциклические соединения. Предельные случаи гетероциклических соединений — соединения, не содержащие атомов углерода в цикле, например, пентазол.

Особенности реакционной способности гетероциклических соединений по сравнению с их карбоциклическими аналогами обуславливаются именно такими гетерозаместителями. В качестве гетероатомов чаще всего выступают элементы второго периода (N, O) и S, реже — Se, P, Si и др. элементы. Как и в случае карбоциклических соединений, наиболее специфические свойства гетероциклических соединений проявляют ароматические гетероциклические соединения (гетероароматические соединения). В отличие от атомов углерода карбоциклических ароматических соединений, гетероатомы могут отдавать в ароматическую систему не только один (гетероатомы пиридинового типа), но и два (гетероатомы пиррольного типа) электрона. Гетероатомы пиррольного типа обычно входят в состав пятичленных циклов (пиррол, фуран, тиофен). В одном гетероцикле могут сочетаться оба типа гетероатомов (имидазол, оксазол). Особенности реакционной способности гетероароматических соединений определяются распределением электронной плотности в цикле, которая, в свою очередь, зависит от типов гетероатомов и их электроотрицательности.

В химии гетероциклические соединения в силу исторических причин широко применяются тривиальные названия; так, например, при именовании пяти- и шестичленных соединений, содержащих 1 или 2 гетероатома N, O или S в подавляющем большинстве случаев используются тривиальные названия.

Систематическая номенклатура гетероциклических соединений строится по правилам, предложенным Ганчем и Видманом.

2. Понятие об алкалоидах, нуклеиновые кислоты

Нуклеиновая кислота (от лат. *nucleus* — ядро) — высокомолекулярное органическое соединение, биополимер (полинуклеотид), образованный остатками нуклеотидов. Нуклеиновые кислоты ДНК и РНК присутствуют в клетках всех живых организмов и выполняют важнейшие функции по хранению, передаче и реализации наследственной информации

ДНК и РНК [правильно / правильно вики-текст]

- ДНК (дезоксирибонуклеиновая кислота). Сахар — дезоксирибоза, азотистые основания: пуриновые — гуанин (G), аденин (A), пиримидиновые — тимин (T) и цитозин (C). ДНК часто состоит из двух полинуклеотидных цепей, направленных антипараллельно.
- РНК (рибонуклеиновая кислота). Сахар — рибоза, азотистые основания: пуриновые — гуанин (G), аденин (A), пиримидиновые урацил (U) и цитозин (C). Структура полинуклеотидной цепочки аналогична таковой в ДНК. Из-за особенностей рибозы молекулы РНК часто имеют различные вторичные и третичные структуры, образуя комплементарные участки между разными цепями.

1.34 Лекция №34 (2 часа)

Тема: «Физические свойства полимеров, методы синтеза, химические превращения ВМС»

1. Вопросы лекции:

1. Полимеры
2. ВМС, синтез, химические свойства

1.34.2. Краткое содержание вопросов

1. Полимеры

Полимеры (греч. πολύ- — много; μέρος — часть) — неорганические и органические, аморфные и кристаллические вещества, состоящие из «мономерных звеньев», соединённых в длинные макромолекулы химическими или координационными связями. Полимер — это высокомолекулярное соединение: количество мономерных звеньев в полимере (степень полимеризации) должно быть достаточно велико (в ином случае соединение будет называться олигомером). Во многих случаях количество звеньев может считаться достаточным, чтобы отнести молекулу к полимерам, если при добавлении очередного мономерного звена молекулярные свойства не изменяются.^[1] Как правило, полимеры — вещества с молекулярной массой от нескольких тысяч до нескольких миллионов.^[2]

Если связь между макромолекулами осуществляется с помощью слабых сил Ван-Дер-Ваальса, они называются термопласты, если с помощью химических связей — реактопласты. К линейным полимерам относится, например, целлюлоза, к разветвлённым, например, амилопектин, есть полимеры со сложными пространственными трёхмерными структурами.

В строении полимера можно выделить мономерное звено — повторяющийся структурный фрагмент, включающий несколько атомов. Полимеры состоят из большого числа повторяющихся группировок (звеньев) одинакового строения, например поливинилхлорид ($—\text{CH}_2—\text{CHCl}—$)_n, каучук натуральный и др. Высокомолекулярные соединения, молекулы которых содержат несколько типов повторяющихся группировок, называются сополимерами или гетерополимерами.

Полимер образуется из мономеров в результате реакций полимеризации или поликонденсации. К полимерам относятся многочисленные природные соединения: белки, нуклеиновые кислоты, полисахариды, каучук и другие органические вещества. В большинстве случаев понятие относят к органическим соединениям, однако существует и множество неорганических полимеров. Большое число полимеров получают синтетическим путём на основе простейших соединений элементов природного происхождения путём реакций полимеризации, поликонденсации и химических превращений. Названия полимеров образуются из названия мономера с приставкой поли-: полиэтилен, полипропилен, поливинилацетат и т. п.

Особые механические свойства

- эластичность — способность к высоким обратимым деформациям при относительно небольшой нагрузке (каучуки);
- малая хрупкость стеклообразных и кристаллических полимеров (пластмассы, органическое стекло);
- способность макромолекул к ориентации под действием направленного механического поля (используется при изготовлении волокон и плёнок).

Особенности растворов полимеров:

- высокая вязкость раствора при малой концентрации полимера;
- растворение полимера происходит через стадию набухания.

Особые химические свойства:

- способность резко изменять свои физико-механические свойства под действием малых количеств реагента (вулканизация каучука, дубление кож и т. п.).

Особые свойства полимеров объясняются не только большой молекулярной массой, но и тем, что макромолекулы имеют цепное строение и обладают гибкостью.

2. ВМС, синтез, химические свойства

По химическому составу все ВМС подразделяются на *органические, элементоорганические, неорганические*.

- Органические полимеры.

- Элементоорганические полимеры. Они содержат в основной цепи органических радикалов неорганические атомы (Si, Ti, Al), сочетающиеся с органическими радикалами. В природе их нет. Искусственно полученный представитель — кремнийорганические соединения.

Следует отметить, что в технике полимеры часто используются как компоненты композиционных материалов, например, стеклопластиков. Возможны композиционные материалы, все компоненты которых - полимеры (с разным составом и свойствами).

По форме макромолекул полимеры делят на линейные, разветвлённые (частный случай — звездообразные), ленточные, плоские, гребнеобразные, полимерные сетки и так далее.

Полимеры подразделяют по полярности (влияющей на растворимость в различных жидкостях). Полярность звеньев полимера определяется наличием в их составе диполей — молекул с разобщённым распределением положительных и отрицательных зарядов. В неполярных звеньях дипольные моменты связей атомов взаимно компенсируются. Полимеры, звенья которых обладают значительной полярностью, называют *гидрофильными* или *полярными*. Полимеры с неполярными звеньями — *неполярными, гидрофобными*. Полимеры, содержащие как полярные, так и неполярные звенья, называются *амфифильными*. Гомополимеры, каждое звено которых содержит как полярные, так и неполярные крупные группы, предложено называть *амфифильными гомополимерами*.

По отношению к нагреву полимеры подразделяют на *термопластичные* и *термореактивные*. *Термопластичные* полимеры (полиэтилен, полипропилен, полистирол) при нагреве размягчаются, даже плавятся, а при охлаждении затвердевают. Этот процесс обратим. *Термореактивные* полимеры при нагреве подвергаются необратимому химическому разрушению без плавления. Молекулы термореактивных полимеров имеют нелинейную структуру, полученную путём сшивки (например, вулканизация) цепных полимерных молекул.

1.35 Лекция №35 (2 часа)

Тема: «Синтетические ВМС и полимерные материалы на их основе.

Токсические и санитарно-гигиенические характеристики некоторых ВМС»

1.35.1. Вопросы лекции:

1. Синтетические ВМС
2. Характеристики некоторых ВМС

1.35.2. Краткое содержание вопросов

1. Синтетические ВМС

Человек давно использует природные полимерные материалы в своей жизни. Это кожа, меха, шерсть, шёлк, хлопок и т. п., используемые для изготовления одежды, различные связующие (цемент, известь, глина), образующие при соответствующей обработке трёхмерные полимерные тела, широко используемые как строительные

материалы. Однако промышленное производство цепных полимеров началось в начале XX века, хотя предпосылки для этого появились ранее.

Практически сразу же промышленное производство полимеров развивалось в двух направлениях — путём переработки природных органических полимеров в искусственные полимерные материалы и путём получения синтетических полимеров из органических низкомолекулярных соединений.

В первом случае крупнотоннажное производство базируется на целлюлозе. Первый полимерный материал из физически модифицированной целлюлозы — целлулоид — был получен ещё в середине XIX века. Крупномасштабное производство простых и сложных эфиров целлюлозы было организовано до и после Второй мировой войны и существует до настоящего времени. На их основе производят плёнки, волокна, лакокрасочные материалы и загустители. Необходимо отметить, что развитие кино и фотографии оказалось возможным лишь благодаря появлению прозрачной плёнки из нитроцеллюлозы.

Производство синтетических полимеров началось в 1906 году, когда Лео Бакеланд запатентовал так называемую бакелитовую смолу — продукт конденсации фенола и формальдегида, превращающийся при нагревании в трёхмерный полимер. В течение десятилетий он применялся для изготовления корпусов электротехнических приборов, аккумуляторов, телевизоров, розеток и т. п., а в настоящее время чаще используется как связующее и адгезивное вещество.

Благодаря усилиям Генри Форда, перед Первой мировой войной началось бурное развитие автомобильной промышленности сначала на основе натурального, затем - также и синтетического каучука. Производство последнего было освоено накануне Второй мировой войны в Советском Союзе, Англии, Германии и США. В эти же годы было освоено промышленное производство полистирола и поливинилхлорида, являющихся прекрасными электроизолирующими материалами, а также полиметилметакрилата — без органического стекла под названием «плексиглас» было бы невозможно массовое самолётостроение в годы войны.

После войны возобновилось производство полиамидного волокна и тканей (капрон, нейлон), начатое ещё до войны. В 50-х годах XX века было разработано полиэфирное волокно и освоено производство тканей на его основе под названием лавсанили полиэтилентерефталат. Полипропилен и нитрон — искусственная шерсть из полиакрилонитрила, — замыкают список синтетических волокон, которые использует современный человек для одежды и производственной деятельности. В первом случае эти волокна очень часто сочетаются с натуральными волокнами из целлюлозы или из белка (хлопок, шерсть, шёлк). Эпохальным событием в мире полимеров явилось открытие в середине 50-х годов XX столетия и быстрое промышленное освоение катализаторов Циглера-Натта, что привело к появлению полимерных материалов на основе полиолефинов и, прежде всего, полипропилена и полиэтилена низкого давления (до этого было освоено производство полиэтилена при давлении порядка 1000 атм.), а также стереорегулярных полимеров, способных к кристаллизации. Затем были внедрены в массовое производство полиуретаны — наиболее распространенные герметики, адгезивные и пористые мягкие материалы (поролон), а также полисилоксаны — элементарноорганические полимеры, обладающие более высокими по сравнению с органическими полимерами термостойкостью и эластичностью.

Список замыкают так называемые уникальные полимеры, синтезированные в 60—70 годы XX века. К ним относятся ароматические полиамиды, полиимиды, полиэфиры, полиэфир-кетоны и др.; непременным атрибутом этих полимеров является наличие у них ароматических циклов и (или) ароматических конденсированных структур. Для них характерно сочетание выдающихся значений прочности и термостойкости.

2. Характеристики некоторых ВМС

Многие полимеры, такие как полиуретаны, полиэфирные и эпоксидные смолы, склонны к воспламенению, что зачастую недопустимо при практическом применении. Для предотвращения этого применяются различные добавки или используются галогенированные полимеры. Галогенированные ненасыщенные полимеры синтезируют путем включения в конденсацию хлорированных или бромированных мономеров, например, гексахлорэндометилентетрагидрофталевой кислоты (ГХЭМТФК), дибромнеопентилгликоля или тетрабромфталевой кислоты. Главным недостатком таких полимеров является то, что при горении они способны выделять газы, вызывающие коррозию, что может губительно сказаться на располагающейся рядом электронике.

Действие гидроксида алюминия основано на том, что под высокотемпературным воздействием выделяется вода, препятствующая горению. Для достижения эффекта требуется добавлять большие количества гидроксида алюминия: по массе 4 части к одной части ненасыщенных полиэфирных смол.

Пирофосфат аммония действует по другому принципу: он вызывает обугливание, что вместе со стеклообразным слоем пирофосфатов даёт изоляцию пластика от кислорода, ингибируя распространение огня.

1.36 Лекция №36 (2 часа)

Тема: «Поверхностно-активные вещества (ПАВ) и синтетические моющие средства (СМС). Органические красители. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики»

1.36.1. Вопросы лекции:

1. Поверхностно-активные вещества (ПАВ)
2. Синтетические моющие средства (СМС)
3. Органические красители

1.36.2 . Краткое содержание вопросов

1. Поверхностно-активные вещества (ПАВ)

Поверхностно-активные вещества (ПАВ) — химические соединения, которые, концентрируясь на поверхности раздела термодинамических фаз, вызывают снижение поверхностного натяжения.

Основной количественной характеристикой ПАВ является поверхностная активность^[1] — способность вещества снижать поверхностное натяжение на границе раздела фаз — это производная поверхностного натяжения по концентрации ПАВ при стремлении C к нулю. Однако, ПАВ имеет предел растворимости (так называемую критическую концентрацию мицеллообразования, или ККМ), с достижением которого при добавлении ПАВ в раствор концентрация на границе раздела фаз остается постоянной, но в то же время происходит самоорганизация молекул ПАВ в объемном растворе (мицеллообразование или агрегация). В результате такой агрегации образуются так называемые мицеллы. Отличительным признаком мицеллообразования служит помутнение раствора ПАВ. Водные растворы ПАВ, при мицеллообразовании также приобретают голубоватый оттенок (студенистый оттенок) за счёт преломления света мицеллами.

Методы определения ККМ:

- Метод поверхностного натяжения
- Метод измерения краевого угла (угла смачивания) с тв. или жидкой поверхностью (Contact angle)
- Метод вращающейся капли (Spindrop/Spinning drop)

Как правило, ПАВ — органические соединения, имеющие амфифильное строение, то есть их молекулы имеют в своём составе полярную

часть, гидрофильный компонент (функциональные группы -ОН, -СООН, -SO₃ОН, -О- и т. п., или, чаще, их соли -ОНa, -COONa, -SO₃ONa и т. п.) и неполярную (углеводородную) часть, гидрофобный компонент. Примером ПАВ могут служить обычное мыло (смесь натриевых солей жирных карбоновых кислот — олеата, стеарата натрия и т. п.) и СМС (синтетические моющие средства), а также спирты, карбоновые кислоты, амины и т. п.

ПАВ делятся на те, которые быстро разрушаются в окружающей среде и те, которые не разрушаются и могут накапливаться в организмах в недопустимых концентрациях. Один из основных негативных эффектов ПАВ в окружающей среде — понижение поверхностного натяжения. Например в океане изменение поверхностного натяжения приводит к снижению показателя удерживания СО₂ и кислорода в массе воды. Только немногие ПАВ считаются безопасными (алкилполиглюкозиды), так как продуктами их деградации являются углеводы. Однако при адсорбировании ПАВ на поверхности частичек земли/песка степень/скорость их деградации снижаются многократно. Так как почти все ПАВ, используемые в промышленности и домашнем хозяйстве, имеют положительную адсорбцию на частичках земли, песка, глины, при нормальных условиях они могут высвобождать (десорбировать) ионы тяжёлых металлов, удерживаемые этими частичками, и тем самым повышать риск попадания данных веществ в организм человека.

• Моющие средства. Основное применение ПАВ — в качестве активного компонента моющих и чистящих средств (в том числе, применяемых для дезактивации), мыла, для ухода за помещениями, посудой, одеждой, вещами, автомобилями и пр. В 2007 году в России было произведено более 1 млн тонн синтетических моющих средств, главным образом — стиральных порошков. В настоящее время самым распространенным ПАВ в синтетических моющих средствах является алкилбензосульфат. К группе анионных ПАВ также принадлежат алкансульфонат (SAS), алкилсульфат (FAS) и летучий алкилсульфат (FAES). FAS может быть получен из растительного сырья, например рапсового масла, или масла кокоса. В катионных ПАВ гидрофильная группа представлена положительно заряженной, азотосодержащей группой. В качестве отрицательно заряженного противовеса выступает ион хлора, или метилсульфат. Эти ПАВ особенно активно используются в синтетических средствах для "щадящей" стирки, так как играют роль смазки. Неионогенные ПАВ не создают ионы в водных растворах и, следовательно, обладают важными преимуществами: они абсолютно невосприимчивы к жесткости воды, демонстрируют высокую эффективность даже при низких концентрациях и низких температурах стирки, не образуют много пены и препятствуют потемнению белья. Сапонин, полученный из мыльнянки или стиральных орешков (Waschnussen) принадлежит к неионогенным ПАВ. Другим примером неионогенного ПАВ является сахарный алкилполиглюкозид (APG), добываемый из возобновляемого сырья: кукурузы, сахарного тростника и кокосового ореха. APG является биологически разлагаемым и имеет отличную совместимость с кожей. Именно эти ПАВ используются в натуральных стиральных порошках

• Косметика. Основное использование ПАВ в косметике — шампуни, где содержание ПАВ может достигать десятков процентов от общего объема. Также ПАВ используются в небольших количествах в зубной пасте, лосьонах, тониках и других продуктах.

• Текстильная промышленность. ПАВ используются в основном для снятия статического электричества на волокнах синтетической ткани.

- Кожевенная промышленность. Защита кожаных изделий от лёгких повреждений и слипания.

- Лакокрасочная промышленность. ПАВ используются для снижения поверхностного натяжения, что обеспечивает лёгкое проникновение красочного материала в маленькие углубления на обрабатываемой поверхности и их заполнение с вытеснением при этом оттуда другого вещества (например, воды).

- Бумажная промышленность. ПАВ используются для разделения чернил и варёной целлюлозы при переработке использованной бумаги. Молекулы ПАВ адсорбируются на пигменте чернил. Пигмент становится гидрофобным. Далее воздух пропускается через раствор пигмента и целлюлозы. Пузырьки воздуха адсорбируются на гидрофобной части ПАВ и частички пигмента чернил всплывают на поверхность. См. флотация.

- Металлургия. Эмульсии ПАВ используются для смазки прокатных станов. Снижают трение. Выдерживают высокие температуры, при которых сгорает масло.

- Защита растений. ПАВ широко используются в агрономии и сельском хозяйстве для образования эмульсий. Используются для повышения эффективности транспортировки питательных компонентов к растениям через мембранные стенки.

- Пищевая промышленность. ПАВ в виде эмульгаторов (например лецитина ^[источник не указан 1325 дней]) добавляют для улучшения вкусовых качеств мороженого, шоколада, взбитых сливок, соусов для салатов и других блюд.

- Нефтедобыча. ПАВ применяются для гидрофобизации призабойной зоны пласта (ПЗП) с целью увеличения нефтеотдачи.

- Строительство. ПАВ ^[источник не указан 1325 дней], называемые пластификаторами, добавляют к цементно-песчаным смесям и бетонам для уменьшения их водопотребности при сохранении подвижности. Это увеличивает конечную прочность (марку) затвердевшего материала, его плотность, морозостойкость, водонепроницаемость.

- Медицина. Катионные и анионные ПАВ применяют в хирургии в качестве антисептиков. Например, четвертичные аммониевые соединения приблизительно в 300 раз эффективнее фенола по губительному действию в отношении микроорганизмов. Антимикробное действие ПАВ связывают с их влиянием на проницаемость клеточных мембран, а также ингибирующим действием на ферментативные системы микроорганизмов. Неионогенные ПАВ практически не обладают противомикробным действием.

- Теплоэнергетика. ПАВ применяются для обработки функциональных поверхностей систем теплоснабжения, а также рабочих поверхностей теплообменного оборудования с целью повышения гидрофобности и увеличения краевого угла смачиваемости, что приводит к ряду положительных эффектов, таких как: многократное снижение скорости протекания коррозионных процессов; уменьшение гидравлического сопротивления; удаление накопившихся отложений с поверхностей оборудования и трубопроводов и предотвращение образования новых отложений

2 Синтетические моющие средства (СМС)

Моющее средство, детергент (лат. detergeo — «Мою») — вещество или смесь, помогающее отмывать что-либо от грязи.

Наиболее распространены три вида смесей-детергентов: мыло, стиральный порошок и жидкие моющие средства: гели и шампунь.

3. Органические красители

Красители — химические соединения, обладающие способностью интенсивно поглощать и преобразовывать энергию электромагнитного излучения в видимой и в ближних ультрафиолетовой и инфракрасной областях спектра и применяемые для придания этой способности другим телам. Слово «краситель» своим происхождением обязано А. Е. Порай-Кошицу^{[1][2]}.

Отличительная особенность *красителя* — способность пропитывать окрашиваемый материал (например текстиль, бумагу, мех, волосы, кожу, древесину, пищу — пищевые красители) — процессы диффузии и давать цвет по всему его объёму, фиксируясь тем или иным способом на активных центрах — процессы сорбции.

Термины «краситель» и «пигмент», хотя их часто используют как равнозначные, обозначают четко различающиеся функции при окрашивании материалов. Красители растворимы в красильной среде (растворителе). В процессе окрашивания они проникают внутрь материала и образуют более или менее прочную связь с волокнами. Пигменты нерастворимы. В краске они находятся в связующем (олифе, нитроцеллюлозе и др.) и свойства краски зависят больше от связующего, чем от пигмента. Связь с окрашиваемым материалом обеспечивает связующее.

Красители обычно — органические вещества. Пигменты большей частью — мелкая дисперсия минералов.

По химической структуре

Красителей и пигменты имеют разнообразное строение. Однако свыше половины всех красителей можно классифицировать как азокрасители и антрахиноновые красители.

По природе хромофорных групп, можно выделить такие группы красителей

- Акридиновые красители, производные акридина
- Антрахиноновые красители, производные антрахинона
- Арилметановые красители
 - Диарилметановые красители, основанные на дифенилметане
 - Триарилметановые красители, производные трифенилметана
- Азокрасители, основанные на группе $-N=N-$
- Судановые красители
- Цианиновые красители, производные фталоцианина
- Диазониidные красители, производные солей диазония
- Нитро красители, основанные на $-NO_2$ нитрогруппе
- Нитрозо красители, основанные на $-N=O$ нитрозной группе
- Фталоцианиновые красители, производные фталоцианина
- Хинон-иминовые красители, производные хинона
- Азиновые красители
- Юрхоидиновые красители
- Сафраниновые красители, производные сафранина
- Индамины
- Индофеноловые красители, производные индофенола
- Оксадиновые красители, производные оксазина
- Оксазоновые красители, производные оксазона
- Тиазининовые красители, производные тиазина
- Тиазоловые красители, производные тиазола
- Ксантеновые красители, производные ксантена
- Флуореновые красители, производные флуорена
- Пирониновые красители

- Флуороновые красители, основанные на флуороне
- Родаминовые красители, производные родамина

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1 Лабораторная работа 1-2 (4 часа).

Тема: «Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты»

2.1.1 Цель работы: проверить и закрепить знания химической природы основных классов неорганических соединений. Освоить принципы качественного анализа химических веществ

2.1.2 Задачи работы:

1. Уяснить принципы классификации неорганических соединений
2. Разобрать особенности строения, методов получения и химических свойств оксидов, гидроксидов, кислот, их практического значения в сельскохозяйственной и технологической практике
3. Особое внимание уделить изучению комплексных соединений

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

Растворы (2н): карбонат натрия Na_2CO_3 , сульфат натрия Na_2SO_4 , серной H_2SO_4 и соляной HCl кислоты, гидроксид натрия NaOH и калия KOH , хлорид железа (II) FeCl_2 , хлорид алюминия AlCl_3 , сульфат цинка ZnSO_4 , сульфат меди CuSO_4 , хлорид аммония NH_4Cl , хлорид бария BaCl_2 , хлорид висмута BiCl_3 , гидроксид аммония NH_4OH , нитрат ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, иодид калия KI , железоммонийные квасцы $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, роданид калия KSCN .

Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, пипетки, фарфоровая чашка, спиртовка, лакмусовая бумага.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Амфотерность гидроксидов

В четыре пробирки налейте по 1 мл растворов солей хлорида железа (II), сульфата цинка, хлорида алюминия, сульфата меди. Добавьте к каждому раствору по каплям гидроксид натрия. Полученные осадки разделите на две части и проверьте их растворимость в минеральных кислотах и щелочах. *Запишите уравнения реакций (в молекулярном и ионном виде). Сделайте вывод.*

Опыт 2. Получение летучего основания из соли

К 1 мл раствора хлорида аммония прилейте 0,5 мл раствора гидроксида натрия и содержимое пробирки нагрейте. Над пробиркой поместите полоску лакмусовой бумаги, смоченной дистиллированной водой. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 3. Получение комплексного катиона

К 1 мл раствора сульфата меди прибавьте такой же объем раствора едкого натра. Наблюдайте образование осадка голубого цвета.

К образованному осадку по каплям добавьте раствор аммиака до полного его растворения. Образование аммиака меди, содержащего комплексный катион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, выразите уравнение реакции. *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 4. Получение комплексного аниона

К 0,5 мл раствора нитрата ртути (II) прибавьте 2-3 капли раствора иодида калия. Наблюдайте образование ярко-оранжевого осадка иодида ртути. Продолжайте добавление раствора иодида калия до полного растворения осадка и обесцвечивания раствора. Получающийся бесцветный раствор свидетельствует об образовании комплексного аниона $[\text{HgI}_4]^{2-}$. *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 5. Реакция окрашивания пламени

Платиновую или нихромовую проволоку очистите неоднократным смачиванием в концентрированной соляной кислоте и прокалите в пламени горелки до тех пор, пока пламя не перестанет окрашиваться. Очищенной проволокой подцепите кристалл предложенной соли и внесите в основание пламени спиртовки, а затем переведите в часть пламени с наивысшей температурой. Наблюдайте окрашивание пламени. *Сделайте вывод.*

Опыт 6. Обнаружение катиона серебра Ag^+

В пробирку внесите 2 мл раствора нитрата серебра и прилейте каплю раствора хлорида натрия. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 7. Обнаружение ионов железа (II) Fe^{2+}

Поместите в пробирку 3 капли хлорида железа (II) и прилейте 2-3 капли гексациано-феррата (III) калия. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 8. Открытие катионов железа (III) Fe^{3+}

Поместите в пробирку 3 капли соли хлорида железа (III), подкислите раствор 1-2 каплями соляной кислоты и прибавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 9. Обнаружение хлорид ионов Cl^-

К 2 мл раствора хлорида натрия добавьте 3 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 10. Обнаружение карбонат ионов CO_3^{2-}

В пробирку поместите 1 мл раствора карбоната натрия, прилейте 2н раствор соляной кислоты и быстро закройте пробирку пробкой, в которую вставлена отводная трубка. Другой конец этой трубки опустите в пробирку, в которую налита известковая вода. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

2.2 Лабораторная работа № 3 (2 часа)

Тема: «Получение и изучение химических свойств солей»

2.2.1 Цель работы: проверить и закрепить знания химической природы солей, их классификации, номенклатуры. Познакомиться со способами получения, химическими свойствами.

2.2.2 Задачи работы:

1. Обратить внимание на принципы классификации неорганических солей.
2. Уяснить особенности строения, методов получения и химических свойств солей, их практического значения в сельскохозяйственной и технологической практике.

2.2.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. *Реактивы:*

Растворы (2н): карбонат натрия Na_2CO_3 , сульфат натрия Na_2SO_4 , серной H_2SO_4 и

соляной HCl кислоты, гидроксид натрия NaOH и калия KOH, хлорид железа (II) FeCl₂, хлорид алюминия AlCl₃, сульфат цинка ZnSO₄, сульфат меди CuSO₄, хлорид аммония NH₄Cl, хлорид бария BaCl₂, хлорид висмута BiCl₃, гидроксид аммония NH₄OH, нитрат ртути Hg(NO₃)₂, иодид калия KI, железосодержащие квасцы (NH₄)₂SO₄·FeSO₄·6H₂O, гексацианоферрат (II) калия K₄[Fe(CN)₆], роданид калия KSCN.

2. *Оборудование:* штатив с пробирками, мерные пробирки, пипетки, фарфоровая чашка, спиртовка, лакмусовая бумага.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Солеобразование

В фарфоровую чашку налейте 1 мл раствора соляной кислоты и столько же по объему раствора гидроксида натрия. Смесь нагрейте до полного испарения воды на спиртовке. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции (в молекулярном и ионном виде). Сделайте вывод.*

Опыт 2. Получение летучей кислоты из соли

К 1 мл раствора карбоната натрия прибавьте по каплям раствора соляной или серной кислоты. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 3. Взаимодействие солей

К 1 мл раствора хлорида бария прилейте 1 мл раствора сульфата натрия. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

2.3 Лабораторная работа №4 (2 часа)

Тема: «Строение атома и периодический закон»

2.3.1 Цель работы: закрепить знания о строении атома. Научиться определять строение атома и химические свойства элементов, исходя из их положения в периодической системе элементов.

2.3.2 Задачи работы:

1. Уточнить предпосылки открытия строения атома
2. выявить различия в теориях строения атома, предложенных Дж. Томсоном и Э. Резерфордом, их недостатки
3. уяснить современную модель атома и теории, объясняющие ее
4. с учетом принципов заполнения электронных орбиталей научить составлять электронные формулы элементов.

2.3.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе

Выполнение практикума не предусмотрено

2.3.4 Описание (ход) работы:

План характеристики элемента по его положению в периодической системе химических элементов

1. Положение элемента в периодической системе. Период, группа, подгруппа.
2. Порядковый номер, относительная атомная масса, заряд ядра, количество протонов, количество электронов, количество нейтронов.
3. Электронное строение атома. Семейство.
4. Возможные валентные состояния атома.
5. Металл, неметалл, амфотерный металл.
6. Свойства элемента (окислительные, восстановительные).
7. Высший оксид элемента, его характер (кислотный, амфотерный или основной).
8. Гидроксид элемента, его характер.

9. Пример формул солей.
10. Формула летучего водородного соединения.

2.5 Лабораторная работа №5 (2 часа)

Тема: «Химическая связь»

2.5.1 Цель работы: закрепить полученные на лекциях знания о природе и типах химической связи. Научиться определять тип химической связи в соединениях и физико-химические свойства веществ, определяемые типом связей между атомами.

2.5.2 Задачи работы:

1. Определить основные черты и параметры химической связи
2. уяснить способы обозначения химической связи
3. выделить виды химической связи, механизмы их образования, свойства
4. ознакомить с особенностями ковалентной связи, ее образованием, описываемой по методам ВС и МО
5. уточнить явление гибридизации атомных орбиталей.

2.5.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Выполнение практикума не предусмотрено

2.5.4 Описание (ход) работы:

Гибридизация - это смешение различных по энергии и форме орбиталей атома, приводящие к образованию такого же количества одинаковых по энергии и форме гибридных орбиталей. Эквивалентность гибридных орбиталей обуславливает не только образование равноценных по энергии связей, но и одинаковые валентные углы между связями, образуемыми этими орбиталями. Следует подчеркнуть, что гибридные АО образуются у одного атома, имеющего разные орбитали, причем объектом гибридизации являются орбитали, имеющие близкие значения энергии.

Метод молекулярных орбиталей. При использовании метода молекулярных орбиталей считается, в отличие от метода валентных связей, что каждый электрон находится в поле всех ядер. При этом связь не обязательно образована парой электронов. Например, ион H_2^+ состоит из двух протонов и одного электрона. Между двумя протонами действуют силы отталкивания, между каждым из протонов и электроном - силы притяжения. Химическая частица образуется лишь в том случае, если взаимное отталкивание протонов компенсируется их притяжением к электрону. Это возможно, если электрон расположен между ядрами - в области связывания. В противном случае силы отталкивания не компенсируются силами притяжения - говорят, что электрон находится в области антисвязывания, или разрыхления.

В методе молекулярных орбиталей для описания распределения электронной плотности в молекуле используется представление о молекулярной орбитали (подобно атомной орбитали для атома). Молекулярные орбитали - волновые функции электрона в молекуле или другой многоатомной химической частице. Каждая молекулярная орбиталь (МО), как и атомная орбиталь (АО), может быть занята одним или двумя электронами. Состояние электрона в области связывания описывает связывающая молекулярная орбиталь, в области разрыхления - разрыхляющая молекулярная орбиталь. Распределение электронов по молекулярным орбиталям происходит по тем же правилам, что и распределение электронов по атомным орбиталям в изолированном атоме.

2.6 Лабораторная работа № 6-7 (4 часа)

Тема: «Химическая термодинамика»

2.6-7.1 Цель работы: закрепить на практике понятие об энергетическом эффекте химических процессов. Научить студентов определять энергетический и тепловой эффект и направление протекания химической реакции по теплотам образования веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции.

2.6-7.2 Задачи работы:

1. Уяснить основные термины и понятия термодинамики
2. осмыслить законы и следствия из законов термодинамики, на основании которых уметь производить термохимические расчеты
3. выявить практическое применение понятий и законов термодинамики в технологических процессах.

2.6-7.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Реактивы: 1н раствор HCl, 1 н раствор NaOH.

Приборы: цилиндры мерные, стаканы на 100 мл, калориметр.

2.6-7.4 Описание (ход) работы:

Определение теплоты реакции нейтрализации.

Налить в сухой стакан 25 мл 1 н раствора щелочи, опустить в него термометр и поставить в стакан с изоляцией. Через 10 – 15 мин замерить температуру раствора щелочи. Отмерить цилиндром 25 мл 1 н раствора соляной кислоты и быстро вылить его в раствор щелочи. Осторожно помешивая термометром, замерить максимальную температуру раствора.

Принимая удельную теплоемкость раствора равной 1, плотность раствора также равной 1, рассчитывают количество тепла, выделенное при реакции. Чтобы вычислить теплоту реакции нейтрализации, нужно рассчитать количество тепла, которое выделилось бы при нейтрализации 1 л раствора щелочи. Раствор NaOH однонормальный. Это значит, что 1 эквивалентная масса щелочи содержится в 1 л этого раствора. Составляем пропорцию: 25 мл раствора – Q Дж, 1000 мл раствора – x Дж, где x и есть теплота нейтрализации.

2.1 Лабораторная работа №8 (2часа).

Тема: «Химическая кинетика. Катализ»

2.8.1 Цель работы: научить студентов экспериментальным и расчетным путем определять скорость химической реакции в зависимости от условий среды и химической природы реагентов

2.8.2 Задачи работы:

1. Указать на различие гомо-и гетерогенных реакций
2. пояснить зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ, от температуры. Проводить расчеты по уравнению Вант-Гоффа
3. обосновать механизм действия катализаторов

2.8.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. *Реактивы:*

- *Кристаллические:* нитрат калия KNO_3 , цинк Zn, нитрит калия KNO_2 , оксид марганца (IV) MnO_2 ;

- *Растворы:* серная кислота H_2SO_4 (2 н), тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (2 н), гидроксид натрия NaOH (1 н), хлорид аммония NH_4Cl (2 н), перманганат калия KMnO_4 (0,1 н), пероксид водорода H_2O_2 (3%-ный).

2. Оборудование:

штатив с пробирками, секундомер, спиртовка, лучинки.

2.8.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Влияние концентрации веществ на скорость химической реакции.

Заполните три пробирки согласно табличным данным:

Раствор	1	2	3
тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (2н)	1 мл	2мл	3 мл
вода дистиллированная H_2O	2 мл	1мл	-
серная кислота H_2SO_4 (2н)	1 мл	1 мл	1 мл

Последовательность заполнения: в начале во все пробирки наливают тиосульфат натрия, затем воду и в последнюю очередь серную кислоту. В момент добавления серной кислоты включите секундомер и засекайте время до появления первых признаков помутнения. Данные по каждой пробирке занесите в таблицу. Сравнив время помутнения раствора в каждой пробирке, *сделайте вывод* о влиянии концентрации веществ на скорость реакции. *Запишите уравнения реакций.*

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции.

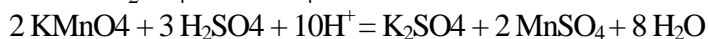
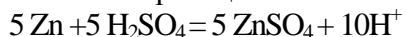
К 1 мл раствора хлорида аммония прибавьте 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Ощутите слабый запах аммиака. Нагрейте содержимое пробирки на спиртовке - чувствуется сильный запах аммиака.

Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции. *Запишите уравнения реакций.*

Опыт 3. Гомогенный катализ.

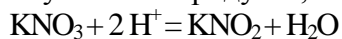
В три пробирки налейте по 2 мл 2н раствора серной кислоты и по 2 мл 0,1н раствора перманганата калия. В первую пробирку насыпьте несколько крупинок нитрата калия, затем в первую и во вторую прибавьте по три кусочка гранулированного цинка. Третья пробирка служит эталоном исходной окраски раствора.

Механизм реакции:



Атомарный водород, выделяющийся из кислоты, восстанавливает перманганат калия.

Нитрат калия играет роль катализатора. Здесь имеет место образование промежуточного продукта, а именно:



Нитрит калия KNO_2 быстро восстанавливает перманганат калия, при этом превращается в исходное вещество - нитрат калия:



Сделайте вывод об изменении скорости реакции от введения в систему катализатора.

Опыт № 4. Гетерогенный катализ.

В пробирку налейте 1 мл 3%-ного раствора перекиси водорода и внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Затем прибавьте несколько крупинок диоксида марганца и вновь внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции* (разложения перекиси водорода). *Сделайте вывод* о гетерогенном катализе.

2.9 Лабораторная работа №9 (2 часа).

Тема: «Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции»

2.9.1 Цель работы: сформировать четкое представление о закономерностях протекания равновесных химических реакций.

2.9.2 Задачи работы:

1. Дать четкое определение обратимым и необратимым реакциям
2. указать на условия необратимости реакций
3. пояснить факторы, влияющие на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье
4. указать влияние различных факторов на смещение химического равновесия

2.9.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1.Реактивы:

Кристаллические: хлорид аммония NH_4Cl ;

Растворы: хлорид железа FeCl_3 (разб. и конц.), роданид аммония NH_4CNS (разб. и конц.).

2.Оборудование:

штатив с пробирками, пипетки.

2.9.4 Описание (ход) работы:

Смещение химического равновесия изменением концентрации

Химическое равновесие и его смещение изменением концентрации веществ.

В пробирку налейте 5 мл разбавленного раствора хлорида железа и 5 мл разбавленного раствора роданида аммония. Полученный раствор разделите на четыре равные части. Первая пробирка служит эталоном окраски, во вторую добавьте 2 капли концентрированного хлорида железа, в третью пробирку 2 капли концентрированного раствора роданида аммония и в четвертую пробирку - несколько кристалликов хлорида аммония. Сравните окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона. *Предложите уравнение реакции.*

Запишите выражение константы химического равновесия для данной реакции. Отметьте изменения окраски в пробирках и сделайте вывод о смещении химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

2.10 Лабораторная работа №10-11 (4часа)

Тема: «Теория электролитической диссоциации. Растворы электролитов»

2.10-11.1 Цель работы: научить студентов готовить растворы из навесок веществ и более концентрированных растворов, а также определять концентрации веществ по плотности растворов; освоить понятие электролитической диссоциации. На практических примерах научить определять степень диссоциации вещества, рассчитывать константу электролитической диссоциации вещества и произведение растворимости.

2.10-11.2 Задачи работы:

1. Указать на процесс диссоциации воды, понятие водородного показателя
2. определить условия, необходимые для смещения ионных равновесий
3. научить определять сильные, слабые электролиты

2.10-11.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

Растворы: гидроксид железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (золь), этиловый спирт, р-р мыла (2%-ный), растительное масло, хлорид железа FeCl_3 (2%-ный), нитрат серебра AgNO_3 , гексацианоферрат калия $\text{K}_3(\text{Fe}(\text{CN})_6)$ (0,001н.), сульфат калия K_2SO_4 (0,001н.), хлорид натрия NaCl (2н.), сернокислый аммоний $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (насыщ.), лед.

2. *Оборудование:* электронагревательный прибор, диализатор, бюретки, цилиндр на 1л, колбы на 10 и 100мл, пипетки, держатель, штатив с пробирками, мерные пробирки.

2.10-11.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение и очистка коллоидных систем.

а) В пробирку с хорошо подогнанной пробкой налейте 5 мл

дистиллированной воды, прибавьте 1 мл растительного масла. Закройте пробирку пробкой и энергично взболтайте. Пробирку поставьте в штатив и отметьте время, прошедшее до полного расслоения жидкостей. Во второй пробирке опыт повторите, прибавив кроме воды и масла 2 мл 2%-ного спиртового раствора мыла. Снова отметьте время, прошедшее до полного расслаивания жидкостей. Объясните роль мыла в повышении устойчивости эмульсии.

Сделайте вывод.

б) В конической колбе нагрейте 85 мл дистиллированной воды до кипячения и осторожно прибавьте к кипящей воде 15 мл 2%-ного раствора хлорида железа (III) (вливайте постепенно). Раствор кипятите 3-5 мин.

Напишите уравнение гидролиза хлорида железа.

Полученный коллоидный раствор охладите в холодной воде и вылейте осторожно в диализатор - стеклянный сосуд, дно которого сделано из полупроницаемой мембраны. Сосуд опустите в цилиндр с волной. Через 10 мин. возьмите из цилиндра пипеткой 3 мл воды в пробирку и прибавьте 3-4 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Какие ионы свободно проходят через мембрану? Изменяется ли окраска воды в цилиндре? Схему диализатора зарисуйте.

Опыт 2. Теплота растворения.

В две пробирки налейте (до 1/3) воды и измерьте ее температуру. В первую пробирку всыпьте 2-3 г азотнокислого аммония, осторожно перемешайте термометром и отметьте самую низкую температуру. Во вторую пробирку поместите несколько кусочков едкого кали и после перемешивания отметьте самую высокую температуру.

Сделайте вывод о тепловых эффектах при растворении этих веществ.

Опыт 3. Изменение объема при растворении.

Налейте в пробирку (до 1/3) воды и осторожно добавьте равный объем спирта. Отметьте положение верхнего уровня жидкости. Закройте пробирку пробкой и хорошо перемешайте. После охлаждения наблюдайте понижение уровня раствора. Объясните происходящее явление. *Сделайте вывод.*

2.12-13 Лабораторная работа №12-13 (4 часа).

Тема: «Гидролиз солей. Водородный показатель»

2.12-13.1 Цель работы: разобрать на практике свойства и характер кислотных, щелочных и нейтральных растворов. Научиться рассчитывать рН растворов в зависимости от концентрации сильных и слабых электролитов в растворе. Сформировать понятие о буферных растворах.

2.12-13.2 Задачи работы:

1. указать влияние водородного показателя на ход технологических процессов
2. уточнить зависимость биологических процессов от значения pH
3. продемонстрировать способы измерения pH.

2.12-13.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы: Растворы: карбонат натрия Na_2CO_3 , сульфат натрия Na_2SO_4 , сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, ацетат натрия CH_3COONa ; индикаторы - лакмус, фенолфталеин. Исследуемый раствор - водная вытяжка почвы.

2. Оборудование: прибор Михаэлиса, потенциометр, стеклянный и хлорсеребряный электроды, встряхивательная машина, мерные цилиндры на 100 мл, колбы конические на 250 мл с пробками, пипетки на 20 мл, бюретки на 25 мл, стаканчики на 50 мл, пробирки, спиртовка, держатель.

2.12-13.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Изменение реакции среды при гидролизе солей.

Налейте в три пробирки по 2 мл растворов солей сульфата натрия, карбоната натрия, сульфата алюминия. Добавьте по 2 капли индикатора лакмуса. Отметьте для каждого случая цвет индикатора. Какие соли подвергаются гидролизу?

Запишите уравнение реакции (в молекулярном и ионном виде). Сделайте вывод.

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз.

В пробирку налейте 3 мл раствора ацетата натрия, прибавьте 3 капли фенолфталеина. Нагрейте почти до кипения, отметьте изменение окраски раствора. Как влияет температура на гидролиз?

Запишите уравнение реакции (в молекулярном и ионном виде). Сделайте вывод.

Опыт 3. Колориметрический метод определения pH почвенной вытяжки

Устройство прибора Михаэлиса.

Прибор Михаэлиса состоит из склянки с универсальным индикатором, позволяющим определить pH при интервале от 3 до 8, склянок с одноцветными индикаторами (а-динитрофенолом, у-динитрофенолом, р-нитрофенолом, т-нитрофенолом), 35 запаянных ампул с буферными растворами – эталонами, компаратора с пробирками, цветной шкалы, акварельной чашки.

Пробирки эталоны делятся на четыре ряда. Каждый ряд соответствует определенному индикатору:

1 ряд: альфа - динитрофенолу с диапазоном pH от 2,8 до 4,4;

2 ряд: гамма - динитрофенолу с диапазоном pH от 4,0 до 5,4;

3 ряд: пара - нитрофенолу с диапазоном pH от 5,4 до 7,0;

4 ряд: мета - нитрофенолу с диапазоном pH от 6,8 до 8,4.

Ход определения активной реакции среды (pH) почвенной вытяжки.

1. Приготовьте почвенную вытяжку. Для этого 10 г почвы поместите в плоскодонную колбу на 100 мл, прилейте 50 мл дистиллированной воды и производите встряхивание в течение 5 минут. Отфильтруйте содержимое колбы через складчатый фильтр.

2. Определите приближенное значение pH почвенной вытяжки.

В фарфоровую чашку налейте 1 мл исследуемого раствора, добавьте 2 капли универсального индикатора. По окраске, согласно шкале, определите pH раствора.

2. Определите точное значение pH.

В пробирку отмерьте 6 мл исследуемой жидкости и добавьте 1 мл частного индикатора, у которого зона перехода окраски находится в пределах приближенного значения pH исследуемого раствора. Содержимое пробирки перемешайте и найдите эталон, соответствующий интенсивности окраски его содержимого. При этом эталон должен содержать такой же индикатор, как и индикатор, добавленный к раствору. Подбор

эталона производите при помощи компаратора, помещая пробирку с опытным раствором в среднее гнездо, а эталоны - в правое и левое гнезда рядом с исследуемым раствором. Заменяя эталоны, подберите такой раствор, у которого интенсивность окраски одинакова с исследуемой жидкостью. Запишите точное значение рН исследуемого раствора.

2.14 Лабораторная работа №14 (2 часа)

Тема: «Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов»

2.14.1 Цель работы: научить студентов готовить растворы из навесок веществ и более концентрированных растворов, а также определять концентрации веществ по плотности растворов

2.14.2 Задачи работы:

1. Определить растворимость веществ, факторы, влияющие на растворимость (температура, природа вещества, природа растворителя)
2. Научить определять способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества в растворе, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация, титр, молярная доля, объемная доля

2.14.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. *Реактивы:* раствор серной H_2SO_4 или соляной кислоты HCl
2. *Оборудование:* ареометр, цилиндр на 1000 мл, химический стакан на 1000 мл.

2.14.4 Описание (ход) работы:

Приготовление 8%-ного раствора $NaCl$ из раствора с большей концентрацией

1. Установление массовой доли исходного раствора $NaCl$ по его плотности.

В цилиндр с исследуемым раствором осторожно опустить ареометр, придерживая его рукой, пока не убедитесь в том, что ареометр свободно плавает в растворе (если ареометр опускается на дно или выталкивается из раствора его нужно заменить). После того как ареометр остановится, сделать отсчет. Необходимо следить, чтобы во время отсчета ареометр не касался стенок цилиндра. Деление, против которого находится верхний край мениска жидкости, соответствует плотности раствора. Во время отсчета глаз должен находиться на уровне мениска. С помощью ареометра плотность определяется с точностью $\pm 0,003$. Повторить определение еще 2 раза. Для этого ареометр нужно приподнять на 1 – 2 см, опустить его и снова снять показания. Найти среднее арифметическое трех измерений.

Ареометр вымыть, обсушить фильтровальной бумагой и положить в футляр. Пользуясь таблицей, определить процентное содержание соли, отвечающее найденной плотности. Данные опыта и результаты записать по форме:

Измерение	Плотность раствора, г/мл	Массовая доля, %
1-е		
2-е		
3-е		
Среднее значение		

2. По правилу креста найти массу исходного раствора и рассчитать его объем и объем воды, нужный для разбавления.

3. Отмерить бюреткой в колбу на 250 мл рассчитанный объем исходного раствора $NaCl$, прилить к нему нужное количество воды, измеренное цилиндром. Содержимое колбы перемешать.

2.15 Лабораторная работа №15 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

2.15.1 Цель работы: разобрать на практических примерах условия протекания и направление окислительно-восстановительных реакций

2.15.2 Задачи работы:

1. Научить определять степень окисления элементов. Реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.
2. уметь выделять важнейшие окислители и восстановители
3. показать окислительно-восстановительную двойственность на примере пероксида водорода
4. научить составлять окислительно-восстановительные реакции
 - методом электронного баланса;
 - методом электронно-ионного баланса

2.15.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

Растворы: иодид калия KI; хлорид железа FeCl₃, серная кислота H₂SO₄, перекись водорода H₂O₂, перманганат калия KMnO₄, крахмальный клейстер.

2. Оборудование:

пробирки, мерная посуда, пипетки.

2.15.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Окислительные свойства ионов железа (III).

К 0,5 мл раствора иодида калия прибавьте равный объем раствора хлорида железа (III), разбавьте водой до 3 мл и добавьте несколько капель крахмального клейстера. Что наблюдаете? О чем свидетельствует появление синего окрашивания раствора? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства перекиси водорода.

В пробирку с 0,5 мл раствора иодида калия прибавьте такой же объем серной кислоты и несколько капель раствора перекиси водорода. Выделяется свободный йод, наличие которого можно обнаружить крахмалом.

В пробирку с 0,5 мл перманганата калия прибавьте такое же количество раствора серной кислоты и несколько капель раствора перекиси водорода до обесцвечивания. Наблюдайте выделение газа. Что это за газ?

2.16 Лабораторная работа №16 (2 часа)

Тема: «Комплексные соединения»

2.16.1 Цель работы: проверить и закрепить знания химической природы комплексных соединений. Освоить принципы качественного анализа комплексных катионов и анионов

2.16.2 Задачи работы:

1. Научить определять состав, строение комплексных соединений
2. познакомить с методами получения, свойствами комплексных соединений

2.16.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

Растворы (2н): карбонат натрия Na_2CO_3 , сульфат натрия Na_2SO_4 , серной H_2SO_4 и соляной HCl кислоты, гидроксид натрия NaOH и калия KOH , сульфат меди CuSO_4 , хлорид аммония NH_4Cl , хлорид бария BaCl_2 , хлорид висмута BiCl_3 , гидроксид аммония NH_4OH , нитрат ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, иодид калия KI , железоаммонийные квасцы $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, родонид калия KSCN .

2. Оборудование:

штатив с пробирками, мерные пробирки, спиртовка, пипетки, лакмусовая бумага.

2.16.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение комплексного катиона

К 1 мл раствора сульфата меди прибавьте такой же объем раствора едкого натра. Наблюдайте образование осадка голубого цвета.

К образованному осадку по каплям добавьте раствор аммиака до полного его растворения. Образование аммиака меди, содержащего комплексный катион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, выразите уравнение реакции. *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 2. Получение комплексного аниона

К 0,5 мл раствора нитрата ртути (II) прибавьте 2-3 капли раствора иодида калия. Наблюдайте образование ярко-оранжевого осадка иодида ртути. Продолжайте добавление раствора иодида калия до полного растворения осадка и обесцвечивания раствора. Получающийся бесцветный раствор свидетельствует об образовании комплексного аниона $[\text{HgI}_4]^{2-}$. *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 3. Отличие комплексных солей от двойных солей

В две пробирки, содержащие: первая 1 мл раствора ферроцианида калия, вторая 1 мл раствора железоаммонийных квасцов, добавить 3-5- капель раствора роданида аммония или калия.

Наблюдайте появление окрашивания в кроваво-красный цвет в пробирке с раствором двойной соли и не проявление изменений в растворе с комплексной солью. *Объясните*, почему появляются различия в реакциях взаимодействия одного и того же реактива (роданида аммония) с соединениями, содержащими один ион Fe^{3+} ?

Запишите уравнения реакций диссоциации комплексной и двойной солей и взаимодействие иона Fe^{3+} с роданид-ионом. Сделайте вывод.

2.17 Лабораторная работа №17 (2 часа).

Тема: «Алканы, алкены, алкины, алкадиены»

2.17.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по классификации алифатических веществ. Освоить методы получения, химические свойства алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов

2.17.2 Задачи работы:

1. Выделить распространение, биологическую роль и способы получения органических веществ, содержащих σ - системы
- 2.обратить внимание на классификацию, виды изомерии данных соединений
- 3.уяснить влияние электронного строения веществ на механизм характерных химических реакций.

2.17.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

а) Кристаллические: ацетат натрия CH_3COONa , натронная известь $\text{CaO} + \text{NaOH}$, хлоралгидрат $\text{CCl}_3\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$, натрий Na , сульфат меди CuSO_4 .

б) Растворы: раствор Люголя (I_2 в KJ), перманганат калия KMnO_4 (1 %-ный), гидроксид натрия NaOH (30 %-ный и 5 %-ный), хлороформ CHCl_3 , нитрат серебра AgNO_3 (1 %-ный), йодид калия KJ (5%-ный), этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, хромовая смесь, сульфат меди CuSO_4 (3%-ный), этиленгликоль $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CH}_2\text{OH})$, глицерин $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})\text{CH}_2\text{OH}$

Оборудование: штатив с пробирками, газоотводная трубка, штатив с зажимом, спиртовка.

2.17.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение метана и изучение его химических свойств.

а) В пробирку пометите 1 г смеси, состоящей из одной части ацетат натрия и двух частей натронной извести. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой и укрепите в зажиме штатива с наклоном к поверхности стола. Край газоотводной трубки поместите в пробирку с дистиллированной водой. Нагрейте пробирку со смесью кристаллических веществ. Что наблюдаете?

б) выделяющийся газ через газоотводную трубку пропустите в пробирку, заполненную раствором Люголя. Что наблюдаете?

в) Газ пропустите в пробирку, заполненную перманганатом калия. Что наблюдаете?

г) Полученный газ у основания газоотводной трубки подожгите. Что наблюдаете?

Получение и исследование свойств этилена.

а) В пробирку с газоотводной трубкой налейте 2 мл смеси этанола с серной кислотой. На дно пробирки поместите несколько грамм промытого речного песка (для равномерного кипения). Содержимое пробирки осторожно нагрейте. Что наблюдаете?

б) Выделяющийся газ через газоотводную трубку пропустите в пробирку, заполненную раствором Люголя. Что происходит с раствором?

г) Полученный газ у основания газоотводной трубки подожгите. Что наблюдаете?

Опыт 2. Получение и исследование свойств ацетилена.

а) В сухую пробирку поместите 1-2 кусочка карбида кальция. Добавьте 1 мл воды и мгновенно закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Что наблюдаете?

б) Через газоотводную трубку пропустите полученный газ в пробирку с раствором Люголя. Что происходит с раствором?

2.18 Лабораторная работа №18 (2 часа)

Тема: «Природные источники углеводородов и продукты их переработки. Экологические проблемы, связанные с переработкой природного сырья»

2.18.1 Цель работы: Показать на различные природные источники углеводородов и продукты их переработки; указать на экологические проблемы, связанные с переработкой природного сырья

2.18.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть коллекцию «Нефть и продукты ее переработки» указать на физические свойства нефти

2. Определить крупнейшие месторождения нефти, используя карту полезных ископаемых Российской Федерации, и записать их название

3. Назвать основные фракции нефти и их состав

4. Дать понятие о физико-химических свойствах веществ, на котором основан первичный метод переработки нефти.

2.18.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

а) Кристаллические: ацетат натрия CH_3COONa , натронная известь $\text{CaO} + \text{NaOH}$, хлоралгидрат $\text{CCl}_3\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$, натрий Na , сульфат меди CuSO_4 .

б) Растворы: раствор Люголя (J_2 в KJ), перманганат калия KMnO_4 (1 %-ный), гидроксид натрия NaOH (30 %-ный и 5 %-ный), хлороформ CHCl_3 , нитрат серебра AgNO_3 (1 %-ный), йодид калия KJ (5%-ный), этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, хромовая смесь, сульфат меди CuSO_4 (3%-ный), этиленгликоль $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CH}_2\text{OH})$, глицерин $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})\text{CH}_2\text{OH}$.

в) Дистиллированная вода H_2O .

2. Оборудование: штатив с пробирками, газоотводная трубка, штатив с зажимом, спиртовка.

2.18.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение метана и изучение его химических свойств.

а) В пробирку пометите 1 г смеси, состоящей из одной части ацетат натрия и двух частей натронной извести. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой и укрепите в зажиме штатива с наклоном к поверхности стола. Край газоотводной трубки поместите в пробирку с дистиллированной водой. Нагрейте пробирку со смесью кристаллических веществ. Что наблюдаете?

б) выделяющийся газ через газоотводную трубку пропустите в пробирку, заполненную раствором Люголя. Что наблюдаете?

в) Газ пропустите в пробирку, заполненную перманганатом калия. Что наблюдаете?

г) Полученный газ у основания газоотводной трубки подожгите. Что наблюдаете?

Получение и исследование свойств этилена.

а) В пробирку с газоотводной трубкой налейте 2 мл смеси этанола с серной кислотой. На дно пробирки поместите несколько грамм промытого речного песка (для равномерного кипения). Содержимое пробирки осторожно нагрейте. Что наблюдаете?

б) Выделяющийся газ через газоотводную трубку пропустите в пробирку, заполненную раствором Люголя. Что происходит с раствором?

г) Полученный газ у основания газоотводной трубки подожгите. Что наблюдаете?

2.19 Лабораторная работа №19 (2 часа)

Тема: «Галогенопроизводные углеводов. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики»

2.19.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по галогенопроизводным углеводов. Освоить методы их получения, химические свойства.

2.19.2 Задачи работы:

1. Дать определение галогенопроизводным углеводов
2. указать на основные методы получения
3. научить прописывать химические свойства соединений схемами химических реакций

2.19.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

а) Кристаллические: ацетат натрия CH_3COONa , натронная известь $\text{CaO} + \text{NaOH}$, хлоралгидрат $\text{CCl}_3\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$, натрий Na , сульфат меди CuSO_4 .

б) Растворы: раствор Люголя (J_2 в KJ), перманганат калия KMnO_4 (1 %-ный), гидроксид натрия NaOH (30 %-ный и 5 %-ный), хлороформ CHCl_3 , нитрат серебра AgNO_3 (1 %-ный), йодид калия KJ (5%-ный), этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, хромовая смесь, сульфат меди CuSO_4 (3%-ный), этиленгликоль $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CH}_2\text{OH})$, глицерин $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})\text{CH}_2\text{OH}$.

в) Дистиллированная вода H_2O .

2. Оборудование: штатив с пробирками, газоотводная трубка, штатив с зажимом, спиртовка.

2.19.4 Описание (ход) работы:

Получение и исследование свойств галогенопроизводных предельных углеводородов (на примере хлороформа).

а) В пробирку поместите 1г хлоралгидрата, добавьте 2мл 30%-ного раствора едкого натра. Взболтайте. Что наблюдаете?

б) В пробирку к 1мл хлороформа добавьте 3-4мл воды, взболтайте и дайте возможность отстояться смеси. Через несколько минут верхний слой смеси (водный) слейте в другую пробирку и к нему добавьте несколько капель 1%-ного раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?

К 1мл хлороформа в чистую пробирку добавьте 1 мл 5%-ного раствора йодида калия. Взболтайте смесь. Запишите уравнения реакций, доказывающих, что при разложении хлороформа образуются хлористый водород и свободный хлор.

2.20 Лабораторная работа №20 (2часа)

Тема: Спирты, альдегиды, кетоны

2.20.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по спиртам, альдегидам, кетонам. Освоить методы их получения, химические свойства.

2.20.2 Задачи работы:

1. Дать классификацию спиртам, альдегидам, кетонам
2. указать на методы получения
3. прописывать уравнениями реакций особенности химических свойств

2.20.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

а) Кристаллические: ацетат натрия CH_3COONa , натронная известь $CaO + NaOH$, хлоралгидрат $CCl_3OH \cdot H_2O$, натрий Na , сульфат меди $CuSO_4$.

б) Растворы: раствор Люголя (I_2 в KJ), перманганат калия $KMnO_4$ (1 %-ный), гидроксид натрия $NaOH$ (30 %-ный и 5 %-ный), хлороформ $CHCl_3$, нитрат серебра $AgNO_3$ (1 %-ный), йодид калия KJ (5%-ный), этанол C_2H_5OH , хромовая смесь, сульфат меди $CuSO_4$ (3%-ный), этиленгликоль $CH_2OH(CH_2OH)$, глицерин $CH_2OH(CH_2OH)CH_2OH$.

в) Дистиллированная вода H_2O .

2. Оборудование: штатив с пробирками, газоотводная трубка, штатив с зажимом, спиртовка

2.20.4 Описание (ход) работы:

Исследование свойств спиртов.

а) В пробирку налейте 2 мл этанола и прибавьте несколько кристалликов прокаленного сульфата меди белого цвета. Какие изменения происходят с цветом кристалликов сульфата меди?

б) В пробирку поместите 2 мл этанола и добавьте равный объем раствора перманганата калия. Нагрейте. Что наблюдаете?

в) К 1 мл хромовой смеси добавьте 0,5 мл этанола. Что происходит с цветом хромовой смеси? Какой запах вы ощущаете?

г) В пробирку налейте 0,5 мл этилового спирта и бросьте очищенный от окиси кусочек металлического натрия. Какой газ выделяется?

д) К 2 мл 5%-ного раствора гидроксида натрия добавьте 2 мл 3%-ного раствора сульфата меди. Полученный осадок гидроксида меди разделите на пробирки. В первую по каплям прилейте этиленгликоль, во вторую – глицерин. Что наблюдаете?

2.21 Лабораторная работа №21 (2 часа)

Тема: «Карбоновые кислоты»

2.21.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по карбоновым кислотам

2.21.2 Задачи работы:

1. Указать на основы номенклатуры, классификации кислот
2. Показать основные методы получения
3. Химические свойства

2.21.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:
 - а) Кристаллические: ацетат натрия CH_3COONa ;
 - б) растворы: метанол CH_3OH , этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, хромовая смесь, раствор Люголя(раствор I_2 в KI), гидроксид натрия NaOH (10 % и 2н), сульфат меди CuSO_4 (2%-ный), формалин CH_2O (1%-ный), аммиачный раствор гидроксида серебра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (2%-ный);
 - в) дистиллированная вода.
2. Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, газоотводная трубка.

2.21.4 Описание (ход) работы:

Получение и исследование свойств предельных монокарбоновых кислот.

- а) Внесите в пробирку 2мл 3-5%-го раствора уксусной кислоты. Поместите в раствор лакмусовую бумагу. Что наблюдаете с цветом индикатора?
- б) Налейте в пробирку 2 мл 3-5%-го раствора карбоната натрия. Добавьте несколько капель концентрированного раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?
- в) В пробирку налейте 1 мл раствора хлороформа и добавьте 1 мл 10%-го раствора едкого натра, взболтайте и нагревайте, пока не исчезнет хлороформ. Для открытия полученной натриевой соли муравьиной кислоты, в пробирку добавьте 3 мл аммиачного раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?
- г) К полученной в предыдущем опыте смеси муравьиной кислоты и ее соли добавьте 2 мл 2н серной кислоты и 2 мл 0,1н раствора перманганата калия. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой поместите в пробирку с 2 мл гидроксида бария (баритовая вода). Первую пробирку нагрейте. Что наблюдаете?
- д) В пробирку налейте 2 мл 1%-го водного раствора мыла и по каплям добавьте 10%-ный раствор серной кислоты. Объясните появление хлопьев в верхней части пробирки

2.22 Лабораторная работа №22 (2 часа)

Тема: «Эфиры (простые, сложные)»

2.22.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по органическим соединениям, относящихся к классу эфиров

2.22.2 Задачи работы:

1. Указать на основы номенклатуры, классификации эфиров

2. Показать основные методы получения
3. Химические свойства

2.22.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

Уксусный ангидрид, свежеперегнанный, Спирт безводный Серная кислота, конц Вода, ледяная Насыщенный водный раствор карбоната натрия

2. Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, газоотводная трубка, колба круглодон. ёмк. 250 мл, емк. 100 мл. Холодильник обратный. Воронка делительная емк. 300мл. Стакан химический емк. 250мл. Холодильник Либиха. Баня водяная, электроплитка

2.22.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение эфиров уксусной кислоты из уксусного ангидрида

Смесь 0,25 моля свежеперегнанного уксусного ангидрида и 0,25 моля безводного спирта (какой спирт нужно взять определяет преподаватель) помещают в круглодонную колбу с обратным холодильником, закрытым хлоркальциевой трубкой. Прибавив 2-3 капли конц. серной кислоты, выжидают, пока пройдет бурная экзотермическая реакция, и нагревают ещё 2 часа на кипящей водяной бане. После охлаждения содержимое колбы выливают в 75 мл ледяной воды, отделяют эфир в делительной воронке, затем нейтрализуют раствором соды, снова промывают водой и сушат сульфатом натрия. После этого эфир очищают перегонкой, взвешивают, определяют показатель преломления, сравнивая с литературными данными. Находят выход эфира в % от теоретического на взятый спирт. Примечание. Если берут трет-бутанол, то вместо серной кислоты в качестве катализатора используют 0,1 г безводного хлористого цинка. Перед перегонкой прибавляют на кончике шпателя KHCO_3 в качестве стабилизатора.

Опыт 2. Образование диэтилового эфира В пробирке смешайте 1 мл этилового спирта и 1 мл концентрированной серной кислоты. Сильно разогревшуюся смесь осторожно нагрейте в пламени спиртовки до начала кипения. При этом не обнаруживается ни образования горючих паров, ни появления запаха эфира. Удалив нагретую пробирку от горелки, осторожно прилейте к смеси еще 5-10 капель спирта. Образующийся диэтиловый эфир обнаруживается по запаху. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и снова нагрейте пробирку, подожгите выделяющийся эфир. Напишите уравнение реакции получения диэтилового эфира.

Опыт 3. Экстракция эфиром В пробирку налейте 3 мл водного раствора п-бензохинона и 1,5 мл диэтилового эфира. Пробирку закройте корковой пробкой и встряхните. Поставьте пробирку в штатив. Жидкость расслаивается, желтая окраска п-бензохинона переходит в верхний (эфирный) слой. Перенесите несколько капель эфирного раствора п-бензохинона на часовое стекло. После испарения эфира на стекле остаются желтые игольчатые кристаллы п-бензохинона.

Опыт 4. Химические свойства простых эфиров В три сухие пробирки налейте по 1 мл диэтилового эфира. В первую пробирку добавьте несколько капель бромной воды, во вторую – несколько капель раствора перманганата калия, в третью – маленький кусочек металлического натрия. Встряхните содержимое всех пробирок. Остатки металлического натрия растворите в небольшом количестве этилового спирта. Сделайте вывод о реакционной способности простых эфиров.

Опыт 5. Взаимодействие диэтилового эфира с минеральными кислотами В сухую пробирку налейте 2 мл концентрированной серной кислоты, в другую – 2 мл концентрированной соляной кислоты. Охладите пробирки в стакане с ледяной водой. Осторожно добавьте в каждую пробирку по 1 мл охлажденного эфира (по каплям при встряхивании и охлаждении). Всплывает слой белого эфира, увеличивающийся при

добавлении в пробирки нескольких капель 10% раствора гидроксида натрия. Напишите уравнения реакций образования солей оксония и их гидролиза в щелочной среде.

2.23 Лабораторная работа №23 (2 часа)

Тема: «Серо- и азотсодержащие органические соединения»

2.1.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по серо- и азотсодержащим органическим соединениям

2.1.2 Задачи работы:

1. Указать на основы номенклатуры, классификации серо- и азотсодержащих органических соединений
2. Показать основные методы получения
3. Химические свойства

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:
 - а) Кристаллические: ацетат натрия CH_3COONa , натронная известь $\text{CaO} + \text{NaOH}$, хлоралгидрат $\text{CCl}_3\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$, натрий Na , сульфат меди CuSO_4 .
 - б) Растворы: раствор Люголя (I_2 в KJ), перманганат калия KMnO_4 (1 %-ный), гидроксид натрия NaOH (30 %-ный и 5 %-ный), хлороформ CHCl_3 , нитрат серебра AgNO_3 (1 %-ный), йодид калия KJ (5%-ный), этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, хромовая смесь, сульфат меди CuSO_4 (3%-ный), этиленгликоль $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CH}_2\text{OH})$, глицерин $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})\text{CH}_2\text{OH}$.
 - в) Дистиллированная вода H_2O .
2. Оборудование: штатив с пробирками, газоотводная трубка, штатив с зажимом, спиртовка

2.1.4 Описание (ход) работы:

- а) В пробирку налейте 2 мл этанола и прибавьте несколько кристалликов прокаленного сульфата меди белого цвета. Какие изменения происходят с цветом кристалликов сульфата меди?
- б) В пробирку поместите 2 мл этанола и добавьте равный объем раствора перманганата калия. Нагрейте. Что наблюдаете?

2.24 Лабораторная работа №24 (2 часа)

Тема: «Элементоорганические соединения (ЭОС)»

2.24.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по элементоорганическим соединениям

2.24.2 Задачи работы:

1. Указать на основы номенклатуры, классификации элементоорганических соединений
2. Показать основные методы получения
3. Химические свойства

2.24.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы: магний металлический в виде стружки - 12 г, этил бромистый - 24 г, четыреххлористый кремний - 85 г, бензол абс. - 170 г, тетраэтоксисилан - 3-5 мл, эфир диэтиловый абс. - 5-8 мл.
2. Оборудование: штатив с пробирками, газоотводная трубка, штатив с зажимом, колбы, спиртовка, холодильник, приемник с хлоркальциевой трубкой

2.24.4 Описание (ход) работы:

синтез этилхлорсиланов одностадийным способом без применения эфира.

В четырехгорлую колбу объемом 0,5 л, снабженную мешалкой с масляным раствором, термометром, опущенным до дна колбы, обратным холодильником с хлоркальциевой трубкой и капельной воронкой помещают 12 г. Магниевого стружки, тетраэтоксисилан и диэтиловый эфир. Из капельной воронки вводят -5мл. раствора бромистого этила и четырёххлористого кремния в 170-200мл. осушенного бензола. Через некоторое время происходит «вызов» реакции и температура реакционной смеси резко возрастает, в колбе наблюдается «задымление», имеется опасность переброса. При

очень бурном начале реакции необходимо колбу несколько охладить снаружи с помощью водяной бани. Далее при перемешивании медленно по каплям из капельной воронки

вводят реакционную смесь, регулируя температуру в колбе -45-50° скоростью подачи реакционной смеси и, при необходимости, наружным охлаждением. После введения всей реакционной смеси колбу постепенно нагревают до кипения и кипятят для завершения реакции. Визуально полноту прохождения реакции можно оценить по степени растворения стружки магния.

Реакционную смесь охлаждают до комнатной температуры, фильтруют через стеклянный фильтр Шотта и переносят в колбу с насадкой Вюрца, прямым холодильником и приемником с хлоркальциевой трубкой. Из колбы отгоняют продукты с температурой кипения до 150-170° при атмосферном давлении. Далее повторную перегонку осуществляют из колбы с дефлегматором, выделяя узкие фракции, со

ответствующие по температурам кипения бензолу, этилтрихлорсилану (т.кип. 98-100°) и диэтилдихлорсилану (т.кип. 128-130°). Фракции анализируют на содержание титруемого

хлора и на содержание основного вещества методом ГЖХ.

Задание:

1. Для выделенных фракций определить значение титруемого хлора и сравнить с вычисленным значением.

2. Провести анализ выделенных фракций методом ГЖХ и определить содержание основного вещества во фракциях, исходя из предположения, что соединения на хроматограмме выходят в соответствии с увеличением их т.кип., а содержание соединений в смеси пропорционально площади соответствующих им пиков.

3. Определить выход от теории этилтрихлорсилана в расчете на взятый в реакцию четырёххлористый кремний.

2.25 Лабораторная работа №25(2 часа).

Тема: «Гидроксикислоты, органические производные угольной кислоты, альдегидо- и кетонокислоты (оксокислоты)»

2.25.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по гидроксикислотам, органическим производным угольной кислоты, альдегидо- и кетонокислотам

2.25.2 Задачи работы:

1. Указать на основы номенклатуры, классификации
2. Показать основные методы получения
3. Химические свойства

2.25.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы: муравьиная кислота, ледяная уксусная кислота, акриловая кислота, винная кислота, янтарная кислота, стеариновая кислота, щавелевая кислота, пропиловый спирт, гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , раствор гидроксид натрия NaOH , этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, серная кислота H_2SO_4 , хлорид натрия NaCl , насыщенный раствор диэтиловый эфир щавелевой кислоты, раствор аммиака NH_4OH , дистиллированная вода

2. Оборудование: пробирки спиртовки спички держатели штативы предметные стекла газоотводные трубки индикаторная бумага стеклянные палочки пипетки

2.25.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Растворимость в воде карбоновых кислот и их солей

Поместите в пробирки по несколько капель или кристалликов исследуемых кислот (муравьиной, уксусной, щавелевой, акриловой, винной, янтарной, стеариновой). Добавьте в каждую пробирку 1-2 мл воды и хорошо встряхните. Для всех параллельных проб берите примерно одинаковые количества кислоты и воды. Если кислота не растворяется при обычной температуре, нагрейте смесь на пламени горелки. Охладив нагретые смеси, отметьте, выделяются ли снова кристаллы кислоты, растворившиеся лишь при нагревании. Пробы, содержащие осадок малорастворимой кислоты, встряхните и добавьте по 2-3 капли разбавленного раствора щелочи. Какие изменения происходят в каждой пробирке? Как они объясняются? Подтвердите это уравнениями реакций.

Опыт 2. Определение кислых свойств карбоновых кислот по индикатору.

Сравнение кислых свойств кислот и спиртов В три пробирки налейте по 0,5 мл воды. В первую пробирку добавьте 0,5 мл уксусной кислоты (Осторожно! сильный запах, вызывает ожоги), во вторую – несколько кристаллов щавелевой кислоты, в третью – 0,5 мл пропилового спирта. В каждой пробирке определите кислотность раствора с помощью индикаторной бумаги. Объясните причину наблюдаемых результатов, различие в кислых свойствах кислот и спиртов.

Опыт 3. Сравнение силы органических кислот и угольной кислоты

В каждую из трех пробирок из первого опыта добавьте несколько капель раствора гидрокарбоната натрия NaHCO_3 . Отметьте наблюдаемый эффект и объясните его. Приведите уравнения реакций.

Опыт 4. Получение сложных эфиров

В пробирку поместите 2 мл этилового спирта, 2 мл ледяной уксусной кислоты, 0,5 мл концентрированной серной кислоты (катализатор). Закройте пробирку газоотводной трубкой и закрепите пробирку в лапке штатива. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку-приемник под насыщенный раствор хлорида натрия. Медленно нагревайте пробирку над пламенем спиртовки до расслаивания жидкости в приемнике. Приведите уравнения реакции, объясните роль серной кислоты как катализатора реакции этерификации.

Опыт 5. Получение амидов кислот из сложных эфиров

На предметное стекло поместите 2 капли диэтилового эфира щавелевой кислоты, добавьте 2 капли концентрированного раствора аммиака. Отметьте происходящие изменения, напишите уравнение реакции, учитывая, что в реакцию вступает одна сложноэфирная группа.

Опыт 6. Исследование свойств оксикислот и их производных.

а) В пробирку поместите 3 капли раствора фенола и 2 капли 0,1н раствора хлорида железа (III). При этом образуется фенолят железа, имеющий аметистово-фиолетовый цвет (реактив Уфельмана). Затем к феноляту железа добавьте 1 каплю молочной кислоты. Отметьте изменение окраски до зеленовато-желтой, вследствие образования молочнокислого железа.

б) 5 капель 5%-го раствора виннокаменной кислоты и 2 капли 25%-го раствора гидроксида калия поместите в пробирку и энергично взболтайте смесь. Наблюдайте

образование нерастворимого белого осадка кислой калиевой соли виннокаменной кислоты.

Если к осадку добавить 4-5 капель 10%-го раствора гидроксида натрия и энергично встряхнуть, то осадок растворится из-за образования растворимой средней калиевой соли виннокаменной кислоты (Сегнетова соль).

в) К раствору Сегнетовой соли, полученному в предыдущем опыте, добавьте 3 капли 4%-го раствора сульфата меди. Наблюдайте образование медновинного комплекса – прозрачной жидкости темно-синего цвета (реактива Фолинга).

г) В пробирку поместите 2 капли 2%-го водного раствора лимонной кислоты и 2 капли 10%-го раствора гидроксида аммония до нейтральной реакции (проверяется лакмусовой бумагой). После этого добавьте 2 капли 5%-го раствора хлорида кальция и осторожно нагрейте до кипения. Что наблюдаете?

2.26 Лабораторная работа №26 (2 часа)

Тема: «Аминоспирты, аминокислоты, белки»

2.26.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по аминспиртам, аминокислотам, белкам

2.26.2 Задачи работы:

1. Указать на основы номенклатуры, классификации
2. Показать основные методы получения
3. Химические свойства

2.26.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы. Растворы: сернокислый кобальт CoSO_4 (2%-ный), соляная кислота HCl (конц. и 10%-ный), сульфат меди CuSO_4 (1% и 10%), гидроксид натрия NaOH (10, 15 и 20%-ный), ацетат свинца (15%-ный), нитрат ртути (II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ (конц.), азотная кислота HNO_3 (конц.), аммиачный раствор гидроксида серебра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (1%-ный), хлорид натрия NaCl (насыщ.), перманганат калия KMnO_4 (1%-ный), карбонат натрия Na_2CO_3 (10%-ный), гидроксид калия KOH спиртовой раствор (10% - ный), раствор Люголя (I_2 в KI), крахмал (1%-ный), лактоза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (1%-ный), ацетат натрия CH_3COONa (0,1н), уксусная кислота CH_3COOH (0,1н), этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (1%-ный), раствор Фелинга, лизин

$\text{NH}_2(\text{CH}_2)_4\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ (1%-ный), гликокол $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$ (1%-ный), глютаминовая кислота $\text{COOH} - (\text{CH}_2)_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ (1%-ный), яичный белок (10%-ный), желатин (0,5%-ный), животный жир, растительное масло

2. Оборудование: штатив с пробирками, водяная баня, спиртовка, предметные стёкла, пипетки, индикаторная бумага, стеклянные палочки, мерные пипетки, спиртовые тампоны

2.26.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Исследование свойств аминокислот и белков.

а) Возьмите три предметных стекла. На каждое нанесите по 2 капли раствора аминокислоты: на первое – 1% - й раствор гликокола, на второе – 1% -й раствор глютаминовой кислоты, на третьей – 1% - й раствор лизина. Проверьте реакцию среды каждой кислоты при помощи индикаторной бумаги. Объясните различные окраски индикаторов

б) В пробирку поместите 3 капли 1% - го раствора гликокола, 2 капли свежеприготовленного 10% -го раствора нитрита натрия и 2 капли 10% - го раствора соляной кислоты. При встряхивании смеси выделяются пузыри газа. Объясните результат опыта.

в) Поместите в пробирку 5 капель 1%-го раствора гликокола, 3 капли 1%-го раствора сернокислой меди и 2 капли 10%-го раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

г) В три пробирки поместите по 5 капель 10%-го раствора яичного белка. В первую пробирку добавьте 1 каплю 1%-го раствора ацетона свинца, во вторую – 1 каплю 1%-го раствора медного купороса, в третью – 1 каплю 1%-го раствора азотнокислотной ртути. Что наблюдаете?

д) В пробирку поместите 3 капли 10%-го раствора яичного белка, добавьте 1 каплю 10%-го раствора гидроксида натрия и 1 каплю 1%-го раствора сульфата меди.

Что наблюдаете? Какое название имеет данная качественная реакция.

е) Возьмите 2 пробирки. В одну поместите 3 капли 10%-го раствора яичного белка, во вторую – 3 капли 1%-го раствора желатина. В каждую пробирку добавьте 2 капли концентрированной азотной кислоты. Пробирки нагрейте. Объясните различие в окрашивании растворов.

ж) Определение изоэлектрической точки белка.

В пять пробирок налейте растворы уксусной кислоты и уксуснокислого натрия в количествах, указанных в таблице, после чего в каждую пробирку добавьте по 1 мл раствора желатина и хорошо перемешайте. Затем прибавьте по 4 мл этилового спирта и снова перемешайте. Через 5 минут сравните степень мутности в каждой пробирке. pH наиболее мутной смеси соответствует изоэлектрической точке желатина.

Результаты опыта запишите в таблицу:

№ пробирки	Состав буферной смеси, мл		pH смеси	раствор желатина 0,5%-ный, мл	этиловый спирт C_2H_5OH , мл	степень мутности (по пятибалльной шкале)
	0,1 н CH_3COOH	0,1н CH_3COONa				
1	1,8	0,2	3,8	1	4	
2	1,4	0,6	4,4	1	4	
3	1,0	1,0	4,7	1	4	
4	0,6	1,4	5,1	1	4	
5	0,2	1,8	5,7	1	4	

2.27 Лабораторная работа №27 (2 часа)

Тема: «Углеводы (сахара). Монозы, дисахариды, полисахариды. Древесина и продукты ее переработки»

2.27.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по углеводам: монозы, дисахариды, полисахариды.

2.27.2 Задачи работы:

1. Указать на основы номенклатуры, классификации
2. Показать основные методы получения
3. Химические свойства

2.27.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы. Растворы: сернокислый кобальт CoSO_4 (2%-ный), соляная кислота HCl (конц. и 10%-ный), сульфат меди CuSO_4 (1% и 10%), гидроксид натрия NaOH (10, 15 и 20%-ный), ацетат свинца (15%-ный), нитрат ртути (II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ (конц.), азотная кислота HNO_3 (конц.), аммиачный раствор гидроксида серебра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (1%-ный), хлорид натрия NaCl (насыщ), перманганат калия KMnO_4 (1%-ный), карбонат натрия Na_2CO_3 (10%-ный), гидроксид калия KOH спиртовой раствор (10% - ный), раствор Люголя (I_2 в KI), крахмал (1%-ный), лактоза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (1%-ный), ацетат натрия CH_3COONa (0,1н), уксусная кислота CH_3COOH (0,1н), этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (1%-ный), раствор Фелинга, лизин $\text{NH}_2(\text{CH}_2)_4\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ (1%-ный), гликокол $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$ (1%-ный), глютаминовая кислота $\text{COOH} - (\text{CH}_2)_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ (1%-ный), яичный белок (10%-ный), желатин (0,5%-ный), животный жир, растительное масло.

2. Оборудование: штатив с пробирками, водяная баня, спиртовка, предметные стёкла, пипетки, индикаторная бумага, стеклянные палочки, мерные пипетки, спиртовые тампоны.

2.27.4 Описание (ход) работы:

Исследование химических свойств моносахаридов.

а) В пробирку поместите 3 мл 1%-го раствора глюкозы, добавьте 1 мл 15%-го раствора едкого натрия, 5 капель 10%-го раствора сульфата меди. Пробирку встряхните. Что наблюдаете? Осторожно нагрейте содержимое пробирки. Какие изменения наблюдаете? Объясните результаты опыта.

Химизм пробы Троммера на глюкозу

б) Поместите в пробирку 3 мл 1%-го раствора глюкозы и 1 мл жидкости Фелинга. Осторожно нагрейте содержимое пробирки в верхней части.

Что наблюдаете?

в) 2 мл аммиачного раствора гидроксида серебра поместите в пробирку, добавьте 0,5 мл 1%-го раствора глюкозы. Смесь нагрейте. Что наблюдаете?

г) В пробирку налейте 1 мл 1% - го водного раствора фруктозы, 1 мл 5% - го водного раствора резорцина и 0,5 мл концентрированной соляной кислоты. Содержимое пробирки осторожно подогрейте до начала кипения.

Что наблюдаете?

Опыт 3. Исследование свойств полисахаридов.

а) В пробирку поместите 4 капли 15% - го раствора сахарозы, 3 капли 2% - го раствора сернокислотного кобальта и 5 капель 10% - го раствора едкого натрия. Механизм изучен недостаточно.

б) Возьмите три пробирки. В каждую из них поместите по 5 капель жидкости Фелинга. В первую добавьте 3 капли 1% - го раствора сахарозы, во вторую – столько же 1% - го раствора мальтозы, в третью – 1% - го раствора лактозы. Все три пробирки равномерно нагрейте на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Объясните выпадение во второй и третьей пробирках оранжево – жёлтого осадка и отсутствие осадка в первой пробирке.

в) В пробирку поместите 3 капли 1% - го раствора крахмала и 1 каплю раствора Люголя. Что наблюдаете?

г) В пробирку поместите 2 мл 1% - го раствора крахмала и добавьте 1 мл разведенной слюны (1:10). Содержимое перемешайте и опустите пробирку в водяную баню, нагретую до $37-38^\circ \text{C}$ на 10 минут. После чего пробирку охладите под краном. Проведите реакции Троммера и с йодом, для чего содержимое пробирки разделите пополам. Сделайте соответствующие выводы по результатам опыта.

2.28 Лабораторная работа №28 (2 часа)

Тема: «Алициклические соединения»

2.28.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по алициклическим соединениям

2.28.2 Задачи работы:

1. Дать определение циклическим соединениям
2. Классификация
3. Реакции циклизации и раскрытия цикла

2.28.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы: гидроксид натрия, сульфат натрия, циклогексен, хлороформ, бензилтриэтиламмоний бромида
2. Оборудование: штатив с пробирками, водяная баня, спиртовка, предметные стаклы, пипетки, индикаторная бумага, стеклянные палочки, мерные пипетки, спиртовые тампоны.

2.28.4 Описание (ход) работы:

В коническую колбу объемом 250 мл помещают 13,5 г гидроксида натрия и прибавляют 14 мл воды. К охлажденному до комнатной температуры раствору гидроксида натрия прибавляют 0,5 г бензилтриэтиламмоний бромида и смесь 10 мл циклогексена с 25 мл хлороформа. Содержимое колбы перемешивают с помощью магнитной мешалки в течение 1,5 ч (в первые 15-20 минут наблюдается самопроизвольное разогревание реакционной смеси до 50-60°C). Смесь охлаждают до комнатной температуры, разбавляют 100 мл воды, переносят в делительную воронку и экстрагируют хлороформом 2 раза по 25 мл. Экстракты объединяют, промывают водой 2 раза по 25 мл и сушат над сульфатом натрия. Смесь переносят в колбу Вюрца, собирают прибор для простой перегонки и отгоняют хлороформ и непрореагировавший циклогексен. Затем перегоняют целевой продукт.

2.29 Лабораторная работа №29 (2 часа)

Тема: «Ароматические соединения (арены). Ароматические соединения с одним бензольным ядром. Производные ароматических углеводов»

2.29.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по ароматическим соединениям

2.29.2 Задачи работы:

1. Дать определение ароматическим соединениям (арены)
2. Указать на особенности ароматических соединений с одним бензольным ядром
3. Показать примеры производных ароматических углеводов

2.29.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:
 - а) кристаллические: фенол C_6H_5OH , фталевая кислота $C_6H_4COOH(COOH)$, цинк Zn.
 - б) растворы: бензол C_6H_6 , нитрующая смесь (серная кислота H_2SO_4 (конц.): азотная кислота HNO_3 (конц. 2:1), фенол C_6H_5OH (2%-ный), гидроксид натрия NaOH (10%-ный), серная кислота H_2SO_4 (конц. и 10 %-ный), бромная вода Br_2 , азотная кислота HNO_3 (конц.), хлорид железа $FeCl_3$ (1%-ный), формалин CH_2O (40%-ный и 10%-ный), гидроксид аммония NH_4OH (2N), этиловый спирт C_2H_5OH , толуол $C_6H_5CH_3$, перманганат калия

КМnO₄ (5%-ный), нитробензол C₆H₅NO₂, соляная кислота HCl (конц.), хлорная известь (насыщенный), дихромат калия K₂Cr₂O₇ (0,5N), анилин C₆H₅NH₂ (водная эмульсия 1:5), резорцин C₆H₄(OH)₂ – 1,3 (1%-ный), гидрохинон C₆H₄(OH)₂ – 1,4 (1%-ный), пирогаллол C₆H₃(OH)₃ – 1,2,3 (1%-ный). Дистиллированная вода.

2. Оборудование: водяная баня, штатив с пробирками, фарфоровая чашка, колбы на 50-100 мл, спиртовка, воронки, предметное стекло, газетная или цветная бумага, фильтровальная бумага.

2.29.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Исследование свойств ароматических углеводов.

а) в пробирку поместите 1 мл бензола и добавьте 3 мл дистиллированной воды. Встряхните, дайте некоторое время постоять. Что наблюдаете?

б) В фарфоровую чашку налейте несколько капель бензола, поместите в вытяжной шкаф и зажгите. Что наблюдаете?

в) К нитрующей смеси в объеме 3 мл по каплям добавьте 1 мл бензола. Интенсивно взбалтывайте в течение 3 минут. Продукт реакции вылейте в колбу с водой. Тяжелые капли нитробензола должны осесть на дно. Направленным движением руки ощутите запах, (нитробензол имеет запах горького миндаля).

Опыт 2. Исследование свойств фенолов.

а) В пробирку налейте 2 мл водной эмульсии фенола и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете?

К полученному раствору добавьте по каплям раствор концентрированной серной кислоты. Объясните причину помутнения раствора.

б) Поместите в пробирку 2 мл 2%-ного раствора фенола и добавьте 4 мл бромной воды. Что происходит?

в) В пробирку налейте 3 мл концентрированной азотной кислоты и добавьте 1 мл водного раствора фенола. Смесь встряхните и осторожно нагрейте, не прекращая встряхивать, затем охладите ее. Наблюдайте выпадение желтых кристаллов пикриновой кислоты.

г) В четыре чистые пробирки поочередно налейте по 1 мл 1%-ного раствора одного из фенолов – фенол, резорцин, гидрохинон, пирогаллол. В каждую пробирку добавьте по 2 капли 1%-го раствора хлорид железа (III). Что наблюдаете?

д) В пробирку налейте 1 мл раствора фенола. Добавьте 1 мл 40%-го раствора формалина (должен получиться прозрачный раствор), 0,5 мл 2N раствора гидроксида аммония и поместите пробирку в кипящую водяную баню. Через 20 мин жидкость расслаивается. Охладите пробирку. Когда смола несколько загустеет, слейте водный слой и с помощью жгутика из фильтровальной бумаги снимите со стенок пробирки капли воды. К оставшейся в пробирке смоле прилейте этиловый спирт и нагрейте до растворения смолы. Полученный раствор (спиртовой лак) вылейте на предметное стекло. По мере испарения спирта на стекле образуется клейкая масса.

2.30 Лабораторная работа №30 (2 часа)

Тема: «Многоядерные ароматические соединения»

2.30.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по многоядерным ароматическим соединениям

2.30.2 Задачи работы:

1. Дать определение многоядерным ароматическим соединениям
2. Указать на особенности многоядерных ароматических соединений

3. Показать примеры многоядерных ароматических углеводородов
4. Изучить физические и химические свойства ароматических углеводородов с конденсированными ядрами; исследовать условия и направление протекания реакций замещения

2.30.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы: нафталин конц. H_2SO_4 α -нафтол β -нафтол этиловый спирт хлороформ хлорид железа(III), 0,1н раствор гидроксид натрия, 10% раствор дистиллированная вода
2. Оборудование: пробирки, штативы, водяная баня, держатели, спички, спиртовки

2.30.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Сульфирование нафталина.

В пробирку поместите 1 г нафталина и нагрейте его до плавления. После охлаждения к нафталину добавьте 1 мл концентрированной серной кислоты и 40 смесь осторожно нагрейте при встряхивании до образования однородной жидкости. Затем смесь охладите. Добавьте 2-3 мл воды и снова нагрейте. При охлаждении выделяется β -нафталинсульфокислота. В избытке воды кислота полностью растворяется. В пробирку поместите 1 г нафталина и 1 мл концентрированной серной кислоты и нагрейте на кипящей водяной бане в течение 10-15 минут. Смесь встряхивайте, возгоняющийся нафталин стряхивайте со стенок обратно в жидкость. После растворения нафталина смесь охладите и к ней осторожно добавьте 2-3 мл воды. Образующаяся α -нафталинсульфокислота полностью растворяется. Напишите уравнения сульфирования нафталина. Объясните влияние температуры реакции на место вступления сульфогруппы в ароматическое кольцо нафталина. Обратите внимание на различие свойств α - и β -сульфокислот нафталина.

Опыт 2. Отличительные реакции α - и β -нафтолов.

Нафтолы плохо растворимы в воде. Поэтому используют их спиртовые растворы. Поместите в пробирку несколько кристаллов α -нафтола. Обратите внимание на его специфический запах. Прибавьте для растворения несколько капель этилового спирта, а затем 1 каплю 0,1 н раствора хлорида железа(III). Появляется грязно-фиолетовое окрашивание. От добавления следующей капли раствора хлорида железа(III) окрашивание усиливается, затем выпадают темно-фиолетовые хлопья. Проведите аналогичную реакцию с β -нафтолом. Убедитесь, что при добавлении хлорида железа(III), в отличие от α -нафтола, получается слабое желтовато-зеленое окрашивание, а затем беловатый осадок.

Опыт 3. Качественная реакция на β -нафтол.

В пробирке растворите 0,1 г β -нафтола в 2,5 мл 10% раствора гидроксида натрия, прибавьте 0,5 мл хлороформа. Смесь сильно встряхните. При этом раствор сначала окрашивается в синий цвет, затем в зеленый и, наконец, в коричневый. Сравните химическую активность нафталина и бензола.

2.31 Лабораторная работа №31 (2 часа).

Тема: «Гетероциклические соединения (гетероциклы). Понятие об алкалоидах, нуклеиновые кислоты»

2.31.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по гетероциклическим ароматическим соединениям

2.31.2 Задачи работы:

1. Дать определение гетероциклическим соединениям
2. Указать на особенности гетероциклических соединений
3. Показать примеры гетероциклических соединений
4. Изучить физические и химические свойства гетероциклических соединений

2.31.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

Растворы: пиридин C_5H_5N , хлорид железа (III) $FeCl_3$ (0,5%-ный), сульфат меди $CuSO_4$ (1%-ный), карбонат натрия (1%-ный), индигокармин.

2. Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, пипетки, лакмусовая бумага

2.31.4 Описание (ход) работы:

Свойства гетероциклов и их производных.

а) В пробирку поместите 3 капли пиридина, добавьте одну, а затем еще пять капель дистиллированной воды. Смесь взболтайте. Сделайте вывод о растворимости пиридина в воде. Раствор сохраните для следующих опытов.

б) Каплю пиридина нанесите на лакмусовую бумагу. Что наблюдаете? Сделайте вывод о характере пиридина.

в) В пробирку поместите 3 капли 0,5%-го раствора хлорида железа. Наблюдайте выпадение осадка, указывающего на щелочную реакцию водного раствора пиридина.

г) Поместите в пробирку 3 капли водного раствора пиридина и добавьте 2 капли 1%-го раствора сульфата меди. Что наблюдаете?

д) В пробирку внесите 5 капель 1%-го раствора карбоната натрия (до щелочной реакции на лакмус) и 1 каплю 0,1%-го раствора индиго-кармина (до окрашивания жидкости в синий цвет). Содержимое пробирки нагрейте до кипения. Что наблюдаете? При перемешивании раствора наблюдайте восстановление окраски. Объясните данное явление.

2.32 Лабораторная работа №32 (2 часа)

Тема: «Физические свойства полимеров, методы синтеза, химические превращения ВМС»

2.32.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по свойствам полимеров, методам синтеза, химическим превращениям

2.32.2 Задачи работы:

1. Дать определение полимерным соединениям
2. Указать на особенности полимерных соединений
3. Показать примеры полимерных соединений
4. Изучить физические и химические свойства полимерных соединений

2.32.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы: Кусочки резины и каучука.

Растворы: желатин, бензол C_6H_6 , силикат натрия Na_2SiO_3 (20%-й), соляная кислота HCl (1н), хлорид калия KCl (1н), роданид аммония NH_4CNS (1н), сульфат натрия Na_2SO_4 (1н).

2. *Оборудование:* теххимические весы, водяная баня или термостат, штатив для пробирок, пинцет, фильтровальная бумага, бюкс, часовое стекло, стеклянная палочка, стакан, колбы на 50 – 100 мл.

2.32.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Набухание и определение степени набухания каучука и резины.

1. В начале занятия поместите кусочек каучука в бюкс с бензолом и через каждые 30 мин отмечайте состояние каучука. Сначала каучук увеличивается в объеме, затем граница между бензолом и каучуком начинает размываться, так как макромолекулы отрываются и переходят в раствор. Через 3 – 4 ч каучук полностью растворяется в бензоле. Каков вид набухания каучука в бензоле?

2. Для определения степени набухания взвесьте часовое стекло на теххимических весах. Возьмите кусочек резины, положите на часовое стекло и взвесьте еще раз на теххимических весах.

Запишите массу часового стекла b и массу часового стекла с резиной до набухания c . Масса резины до набухания равна $(c - b)$. Затем погрузите навеску резины в бюкс с бензолом (подальше от огня!).

Через 20 мин возьмите навеску резины пинцетом, оботрите фильтровальной бумагой, положите на часовое стекло и взвесьте. По массе часового стекла с набухшей резиной определите количество поглощенной жидкости $(d - c)$. Вычислите степень набухания за 20 мин по формуле:

$$\alpha = \frac{d - c}{c - b} \cdot 100\%$$

После этого вновь погрузите резину в бензол и определите степень набухания за 40, 60 мин. По полученным данным постройте кривую набухания, откладывая по оси абсцисс время, а по оси ординат – степень набухания.

Опыт 2. Получение студня кремниевой кислоты

В стаканчик налейте 10 мл 20%-го раствора силиката натрия, помешивая стеклянной палочкой, добавьте 5 мл 2н раствора соляной кислоты

Через несколько минут образуется белый студень кремниевой кислоты. Полученный студень оставьте стоять и наблюдайте через час появление капель воды на поверхности студня.

Напишите уравнения реакции получения студня кремниевой кислоты.

Объясните, какой процесс происходит при появлении воды на студне.

Опыт 3. Влияние концентрации на скорость образования студней

На теххимических весах взвесьте три навески желатина: 0,4; 0,6; 0,8 г.

Поместите навески желатина в три колбочки и, прилив туда по 15 мл воды, оставьте стоять их на 30 мин. Происходит процесс набухания желатина.

После истечения указанного времени опустите колбочки в кипящую водяную баню до полного растворения желатина. В каждую колбочку добавьте еще по 15 мл воды. Содержимое взболтайте и охладите в термостате до $+15^{\circ}\text{C}$.

Отметьте время погружения колбочек в термостат и момент образования студня. Разница между временем погружения и моментом образования студней является временем застудневания. Процесс застудневания считается законченным, если желатин не выливается при переваривании колбочек.

На основании данных опыта постройте график, откладывая по оси абсцисс концентрацию раствора, а по оси ординат – скорости застудневания.

Укажите, как влияет концентрация раствора на скорость застудневания и механические свойства студней.

Опыт 4. Влияние электролитов на скорость образования студней

Взвесьте на технохимических весах три навески по 0,4 г желатина, поместите их в колбочки и прилейте по 10 мл воды. После истечения 30 мин набухания желатина опустите в водяную кипящую баню до образования растворов.

В полученные растворы желатина добавьте по 10 мл следующих веществ: в первую колбочку 10 мл 1н раствора хлорида калия, во вторую 10 мл 1н раствора роданида калия, в третью 10 мл 1н раствора сульфата калия.

Определите время застудневания и отметьте, как влияют анионы Cl^- , SO_4^{2-} , CNS^- на скорость образования студней.

2.33 Лабораторная работа №33 (2 часа)

Тема: «Синтетические ВМС и полимерные материалы на их основе. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики некоторых ВМС»

2.33.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по синтетическим ВМС и полимерным материалам на их основе.

2.33.2 Задачи работы:

1. Дать определение синтетическим ВМС и полимерным материалам на их основе
2. Указать на особенности синтетических ВМС и полимерных материалов на их основе
3. Показать примеры синтетических ВМС и полимерных материалов на их основе
4. Изучить физические и химические свойства

2.33.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Реактивы: бензин, керосин, петролейный эфир, а также спирты, кетоны, например, ацетон; эфиры, например, бутилацетат, этилацетат

Оборудование: технохимические весы, водяная баня или термостат, штатив для пробирок, пинцет, фильтровальная бумага, бюкс, часовое стекло, стеклянная палочка, стакан, колбы на 50 – 100 мл

2.33.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Растворимость пластмасс

Целлулоид – это натуральный полимер. В качестве растворителей полимеров применяют жидкие органические углеводороды – бензин, керосин, петролейный эфир, а также спирты, кетоны, например, ацетон; эфиры, например, бутилацетат, этилацетат и др.

Налейте в пробирку 3-4 мл ацетона и при помешивании стеклянной палочкой растворите несколько кусочков целлулоида. Когда раствор станет вязким, смочите им ватку и протрите часовое стекло или натрите гладкий кусочек дерева. После улетучивания ацетона наблюдайте образование пленки на часовом стекле, а на кусочке дерева появление слоя лака.

Два кусочка целлулоида смочите с концов ацетоном и через 1-2мин наложите их концы друг на друга и слегка сдавите. После высыхания они прочно склеиваются.

Запишите данные опыта. Отметьте наблюдаемые явления.

Опыт 2. Отверждение эпоксидной смолы.

Приготовление клеевой композиции на основе эпоксидной смолы

Полимерную банку с эпоксидной смолой погружают на 7-10мин в сосуд с водой, температура которой 80-90°C. В фарфоровой чашке взвешивают 3 г эпоксидной смолы и в остывшую смолу добавляют 0,8 г отвердителя, содержащего полиэтиленполиамин с пластификатором. Композицию тщательно перемешивают, и она пригодна к применению в течение 30 мин с момента введения отвердителя.

Склеивание деталей эпоксидным клеем

Вначале необходимо подготовить поверхности склеивания, для этого шлифовальной шкуркой поверхность детали следует зачистить, затем протереть бумагой или ветошью, смоченной в бензине или ацетоне, подсушить. Клеевая композиция наносится на подготовленную поверхность шпателем или любой пластинкой слоем толщиной не менее 2 мм. Склеиваемые детали следует закрепить на время отверждения, нагрузка не должна превышать 3 кг/см^2 , время отверждения композиции при температуре 18°C – 16 ч.

2.34 Лабораторная работа №34(2 часа)

Тема: «Поверхностно-активные вещества (ПАВ) и синтетические моющие средства (СМС). Органические красители»

2.34.1 Цель работы: проверить и закрепить знания по поверхностно-активным веществам (ПАВ) и синтетическим моющим средствам (СМС), органическим красителям

2.34.2 Задачи работы:

1. Указать на особенности строения и поведения поверхностно-активных веществ
2. дать понятие синтетическим моющим средствам (детергентам)
3. определить понятие органических красителей
4. выявить токсические и санитарно-гигиенические характеристики ПАВ, СМС и некоторых органических красителей

2.34.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы: сульфаниловая кислота – 2,9 г; нитрит натрия – 1 г; b - нафтол – 1,9 г; серная кислота – 1,3 мл; едкий натр – 2,6 г.
2. Оборудование: стаканы вместимостью 200 и 500 мл; баня ледяная; термометр; весы лабораторные технические; воронка фильтровальная

2.34.4 Описание (ход) работы:

В стакане вместимостью 200 мл растворяют сульфаниловую кислоту и нитрит натрия в 25 мл дистиллированной воды. Полученный раствор охлаждают в бане со льдом до 0°C . При перемешивании вливают полученный раствор в заранее охлаждённую до 0°C разбавленную серную кислоту (1,3 мл концентрированной кислоты + 12,5 мл воды) При этом образуется кристаллическая кашица диазосоединения, которую затем постепенно при охлаждении добавляют к раствору b - нафтола, растворённого в разбавленной щёлочи (2,6 г NaOH в 30 мл воды), находящемуся в стакане вместимостью 500 мл. Через некоторое время краситель выпадает в виде золотистых листочков.

Осадок отфильтровывают и оставляют на фильтре до следующего занятия

На следующем занятии краситель взвешивают и рассчитывают выход его в % от теоретического.

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПРОВЕДЕНИЮ СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ

3.1 Семинарское занятие №1(2 часа)

Тема: «Стехиометрические законы»

3.1.1 Вопросы к занятию:

1. Понятие химический элемент. Простое и сложное вещество. Определение относительных атомных и молекулярных масс. Основные положения атомно-молекулярного учения.
2. Количество вещества, моль. Молярная масса.
3. Закон сохранения массы веществ. Расчеты по уравнениям химических реакций.
4. Закон Авогадро. Молярный объем. Определение молекулярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии.
5. Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.

3.1.2 Краткое описание проводимого занятия:

1. Прочитайте и осмыслите основные положения занятия.
 - Обратите внимание на экологические проблемы химизации.
 - Осмыслите основополагающие теории и законы, на основании которых необходимо научиться проводить вычисления:
 - а) молекулярной массы и молярной массы вещества;
 - б) количества вещества (массы) по количеству вещества (массе) одного из веществ, участвующих в реакции;
 - в) эквивалента и эквивалентной массы вещества;
 - г) количественных характеристик газообразных веществ;
 - д) нахождения молекулярной формулы газообразного вещества по его плотности, массовой доле элементов или по продуктам сгорания.
2. Подготовьте доклад, сообщение (по выбору студента).
 - 1 Физические и химические явления.
 - 2 Литосфера. Химические элементы и их минералы в земной коре.
 - 3 Гидросфера.
 - 4 Атмосфера. Химия атмосферы.
 - 5 Биосфера. Фотосинтез.

3. Выполните контрольные домашние задания:
Составьте сравнительную таблицу, отражающую характеристики вещества и поля.

4. Решите задачи:

-Что означают следующие записи: $m(\text{H}_2\text{O}) = 18$ а.е.м.; $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль?

- В реторту насыпали порошок цинка, закрыли газоотводную трубку зажимом, реторту взвесили и содержимое прокалили. Когда реторта остыла, ее вновь взвесили. Изменилась ли ее масса и почему? Затем открыли зажим. Остались ли чаши весов в равновесии и почему?

- Сколько молей составляют и сколько молекул содержат 22г углекислого газа? Вычислите объем, занимаемый данным газом при нормальных условиях.

- При сгорании 5,00г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определите эквивалентную массу металла.

- При 17°C некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100°C, если давление его останется неизменным?

- Вычислите массу 1 м. куб. воздуха при 17°C и давление 83,2 КПа (624 мм рт.ст.)

3.2 Семинарское занятие №2 (2 часа)

Тема: «Теоретические положения и общие вопросы органической химии. Сырьевые источники органических соединений»

3.2.1 Вопросы к занятию:

1. Природные источники углеводородов и продукты их переработки.
2. Экологические проблемы, связанные с переработкой природного сырья

3.2.2 Краткое описание проводимого занятия:

1.Рассмотрите коллекции «Нефть и продукты ее переработки» и расскажите о физических свойствах нефти.

2.Определите крупнейшие месторождения нефти, используя карту полезных ископаемых Российской Федерации, и напишите их название в тетрадь.

3.Назовите основные фракции нефти и их состав, используя содержание лекции
Расскажите о физическом свойстве вещества, на котором основан первичный метод переработки нефти.

4.Можно ли утверждать, что легкокипящие фракции содержат жидкие углеводороды? Обоснуйте свое мнение.

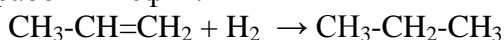
5.Проведите исследование состава каждой фракции и напишите его результаты в таблице:

<http://nsportal.ru/shkola/khimiya/library/2015/10/12/tehnologicheskaya-karta-temy-prirodnye-istochniki-uglevodorodov>
<http://nsportal.ru/shkola/khimiya/library/2015/10/12/tehnologicheskaya-karta-temy-prirodnye-istochniki-uglevodorodov>

Название фракции	Температура кипения	Состав фракции	Применение
------------------	---------------------	----------------	------------

6.Перечислите основные химические способы переработки нефти.

Можно ли утверждать, что данное выражение является химическим способом переработки нефти:



7. Можно ли утверждать, что пиролиз является физическим методом переработки нефти? Обоснуйте свое мнение.