

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

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ  
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

**Б1.Б.08 Химия**

**Направление подготовки (специальность): 20.03.01 – Техносферная безопасность**

**Профиль образовательной программы: Безопасность жизнедеятельности в техносфере**

**Форма обучения: заочная**

## **СОДЕРЖАНИЕ**

### **1. Конспект лекций**

- 1.1 Лекция № 1** Предмет и задачи химии. История развития химических знаний
- 1.2 Лекция № 2** Основные классы неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания. Получение и свойства
- 1.3 Лекция № 3** Строение атома и периодический закон
- 1.4 Лекция № 4** Энергетика и направление химических процессов
- 1.5 Лекция № 5** Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.
- 1.6 Лекция № 6** Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР.
- 1.7 Лекция № 7** Теоретические положения и общие вопросы органической химии. Сырьевые источники органических соединений

### **2. Методические указания по выполнению лабораторных работ**

- 2.1 Лабораторная работа № ЛР-1** Химическая кинетика. Катализ
- 2.2 Лабораторная работа № ЛР-2** Гидролиз солей. Ионное произведение воды, рН. Методы определения рН.
- 2.3 Лабораторная работа № ЛР-3** Комплексные соединения
- 2.4 Лабораторная работа № ЛР-4** Алканы, алкены, алкины, алкадиены. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики
- 2.5 Лабораторная работа № 5** Спирты, альдегиды, кетоны
- 2.6 Лабораторная работа № 6** Гидроксикислоты, органические производные угольной кислоты, альдегидо- и кетонокислоты (оксокислоты)
- 2.7 Лабораторная работа № ЛР-7** Углеводы (сахара). Монозы, дисахариды, полисахариды. Древесина и продукты ее переработки
- 2.8 Лабораторная работа № ЛР-8** Ароматические соединения (арены). Ароматические соединения с одним бензольным ядром. Производные ароматических углеводородов
- 2.9 Практическое занятие 1 (ПР-1).** Поверхностно-активные вещества (ПАВ) и синтетические моющие средства (СМС). Органические красители. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики.

# **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 всём 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. Стхиометрические 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 природе 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:monoоксид углерода (угарный газ) CO — 3 весовых части углерода и 4 весовых части кислорода; диоксид углерода (углекислый газ) CO<sub>2</sub> — 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 (2 часа)

**Тема: «Основные классы неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания. Получение и свойства»**

### 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:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
2. Основания:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3$ .
3. Соли:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
4. Окислители:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
5. Восстановители:  $\text{Zn}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}$ .
6. Комплексообразователи:  $\text{CuCl}_2(\text{Cu}^{2+})$ ,  $\text{PtCl}_4(\text{Pt}^{4+})$ .
7. Лиганды:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{Cl}^-$ .
8. Координационные соединения.  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ,  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ .
9. Радикалы:  $\text{NO}_2$ ,  $\text{ClO}_3$ .
10. Ассоциаты:  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_6$  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
$\text{CO}$	оксид углерода (II)	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	оксид железа (III)
$\text{NO}$	оксид азота (II)	$\text{CrO}_3$	оксид хрома
(VI)			
$\text{N}_2\text{O}_5$	оксид азота (V)	$\text{Mn}_2\text{O}_7$	оксид
марганца (VII)			

#### a) Получение оксидов.

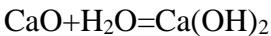
- ✓ Окисление кислородом
- ✓ простых веществ     $2\text{MgO} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$

- ✓ 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  $\text{Na}_2\text{CO}_3+\text{SiO}_2=\text{Na}_2\text{SiO}_3+\text{CO}_2$

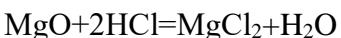
### **б) Классификация и химические свойства оксидов.**

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

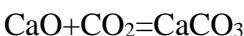
1. Взаимодействие с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов)



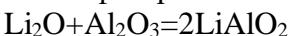
2. Все с кислотами



3. С кислотами оксидами

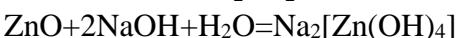
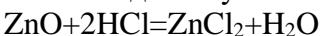


4. С амфотерными оксидами

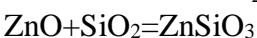
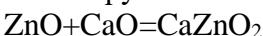


Амфотерные ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ )

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

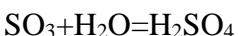


2. Реагируют с основными и кислотными оксидами



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

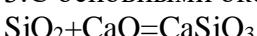
1. Большинство взаимодействуют с водой



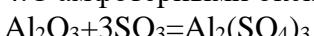
2. Со щелочами



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 ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ );
- кислородсодержащие ( $\text{HNO}_3$ ).

По основности — количество кислых атомов водорода:

- Одноосновные ( $\text{HPO}_3$ );
- Двухосновные ( $\text{H}_2\text{SeO}_4$ , Азелаиновая кислота);
- Трёхосновные ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

### По силе:

- Сильные — диссоциируют практически полностью, константы диссоциации больше  $1 \cdot 10^{-3}$  ( $\text{HNO}_3$ );

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

### По устойчивости:

- Устойчивые ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ );
- Неустойчивые ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

### По принадлежности к классам химических соединений:

- Неорганические ( $\text{HBr}$ );
- Органические ( $\text{HCOOH}$ );

### По летучести:

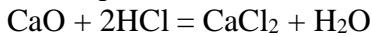
- Летучие ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ );
- Нелетучие;

### По растворимости в воде:

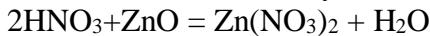
- Растворимые ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ );
- Нерастворимые ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ );

## **б) Химические свойства кислот**

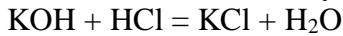
Растворы кислот взаимодействуют с оксидами металлов с образованием соли и воды:



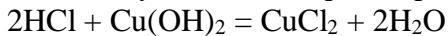
Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами с образованием соли и воды:



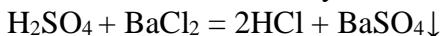
Кислоты взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды:



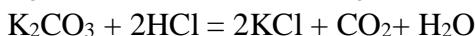
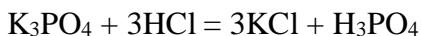
Кислоты взаимодействуют с нерастворимыми основаниями с образованием соли и воды, если полученная соль растворима:



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

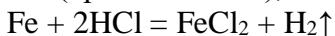


Более сильные кислоты вытесняют более слабые из их солей:

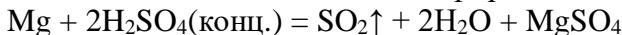


(в данном случае непрочная угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  распадается на воду и углекислый газ)

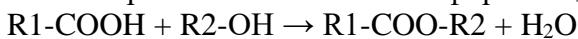
Металлы, стоящие в ряду активности до водорода, вытесняют водород из раствора кислоты (кроме азотной), если полученная соль растворима:



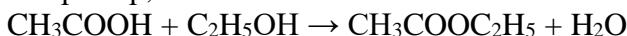
С азотной кислотой или концентрированными кислотами реакция идёт иначе:



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)  $-\text{OH}$ . В водном растворе диссоциируют с образованием катионов и анионов  $\text{OH}^-$ . Название основания обычно состоит из двух слов: «гидроксид металла/аммония». Хорошо растворимые в воде основания называются щелочами.

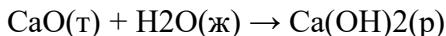
2 Согласно другому определению, основания — один из основных классов химических соединений, вещества, молекулы которых являются акцепторами протонов.

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*

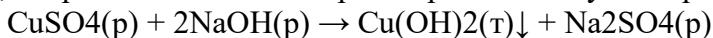
Так как только сильноосновные оксиды способны реагировать с водой, этот способ можно использовать исключительно для получения сильных оснований или щелочей.



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

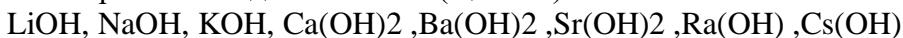
- *Косвенное получение основания (гидроксида) при реакции соли со щелочью*

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.

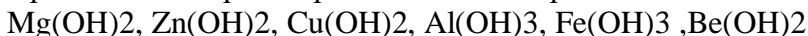


#### **б) Классификация оснований**

Растворимые в воде основания (щёлочи)



Практически нерастворимые в воде гидрооксиды



Другие основания



#### **в) Химические свойства**

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

2. Основание + кислота = Соли + вода  $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

3. Щёлочь + кислотный оксид = соли + вода  $2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

4. Щёлочь + соли = (новое)основание + (новая) соль  $\text{Ba(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaOH}$

### **1.3 Лекция № 3 (2 часа)**

**Тема: «Строение атома и периодический закон»**

#### **1.3.1 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.

#### **1.3.2 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 (неопределенность 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  $^{12}\text{C}$ .

## 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  $m_l$  и  $m_s$ . Вскоре после выхода работы Паули молодые физики Джордж Юджен 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 тоже 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**

Прообразом 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), tantalа (Pa).

### **1.4. Лекция №4 (2 часа)**

#### **Тема: «Энергетика и направление химических процессов»**

##### **1.4.1. Вопросы лекции:**

1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции.  
Термохимические уравнения.
2. Внутренняя энергия и энталпия.
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.

##### **1.4.2. Краткое содержание вопросов**

##### **1 Термодинамика химических процессов. 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, энталпий и энтропий веществ

##### **2. Внутренняя энергия и энталпия**

Основным экспериментальным метод 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  $\Delta H_{\text{обр}}^\circ$  собраны в фундаментальные термохимические справочники.

В середине XIX века Томсен и Бергло 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 Бергло-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 ( $\Delta H$  – изменение энтальпии,  $\Delta S$  – 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  $\Delta H_{\text{сгор}}^\circ$ , 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 (энталпия) 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  $\Delta t$  с учетом теплообмена можно рассчитать аналитическим или графическим способом.

При графическом определении  $\Delta t$  на миллиметровой бумаге на оси абсцисс откладывают время в масштабе 1 мин = 1 см, на оси ординат — температуру, выбор масштаба которой зависит от величины  $\Delta t$ . При  $\Delta t \leq 1^\circ$  1°=10 см;  $\Delta t \geq 1^\circ$  1° — 5 см. После

того как на график нанесены все экспериментальные точки, получается кривая ABCD. Участок АВ называется начальным периодом, ВС — главным, СD — 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  $\Delta t$ , 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  $\Delta t$  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  $\Delta t \approx 1^\circ$  погрешность  $\Delta t_{\text{оп}}$  составляет  $\pm 1\%$ , при  $\Delta t = 0,1^\circ$  она равна  $\pm 10\%$ .

## **1.5 Лекция №5 (2 часа)**

**Тема: «Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов»**

### **1.5.1 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. Оsmос.
6. Замерзание и кипение растворов.
7. Способы выражения концентрации растворов. Титrimетрический метод определения концентрации растворов

### **1.5.2 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 частицы глины, а дисперсионной средой — вода; в тумане дисперсная фаза — частички жидкости, дисперсионная среда — воздух; в дыме дисперсная фаза — твердые частицы 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 является более растворимыми. Зависимость от давления при постоянной Т определяется законом Генри по которому . - давление над жидкостью, - коэффициент пропорциональности, константа Генри. Закон Генри записывается . Закон Генри может быть легко получен из условий гетерогенного равновесия

### **4. Пересыщенные растворы**

При нагревании смеси соли с водой до 1000С произойдёт растворение 39,8 г NaCl в 100 г воды. Если теперь удалить из раствора нерастворившуюся соль, а раствор осторожно охладить до 200С, 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 растворенного 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. Титrimетрический 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 растворенного 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 ( $M(NaOH) = 40$  г/моль).

## **1.6 Лекция №6 (2 часа)**

**Тема: «Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР»**

### **1.6.1. 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 составление уравнений реакций ОВР методом электронно-ионного баланса.
6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.

### **1.6.2. Краткое содержание вопросов**

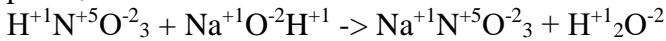
#### **1 Понятие об окислении-восстановлении. Степень окисления элементов.**

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

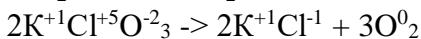
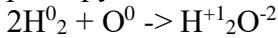
А степень окисления – это заряд, который имел бы атом, если бы все образованные им полярные связи стали ионными. Если связи действительно ионные, то с.о. совпадает с зарядом элементарного иона, например,  $K^+F^-$ . Если не все связи ионные, то степень окисления – это условное понятие, не имеющее строгого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

#### **2 Классификация окислительно-восстановительных реакций.**

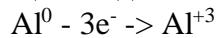
Все химические реакции можно разделить на два типа. К первому из них относятся реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например, в реакции обмена ни один элемент в результате реакции не изменяет степени окисления:



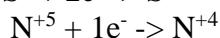
Ко второму типу относятся реакции, идущие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ. Например



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 ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  и др.), у которых все орбитали заполнены и могут только отдавать электроны.

Окислители: а) неметаллы ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{O}_2$  и др.) - чем больше сродство к электрону, тем сильнее окислительные свойства; б) ионы металлов в высоких степенях окисления ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{4+}$ ,  $\text{Mn}^{4+}$  и др.); в) соединения элементов в высших степенях окисления ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NaBiO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) и др.), у которых уже отданы все валентные электроны и могут быть только окислителями.

Соединения элементов в промежуточных степенях окисления ( $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$  и др.) могут проявлять окислительные и восстановительные свойства в зависимости от окислительно-восстановительных свойств второго реагента.



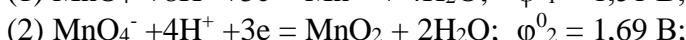
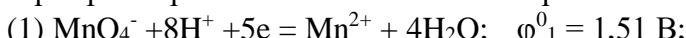
окисл. восст.



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.



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

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

Аналогично  $\varphi_2 = 1,69\text{B} - 0,0788\text{pH}$ , 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.

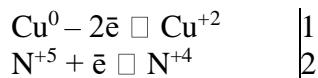
1. Записывается левая часть молекулярного уравнения ОВР, определяется окислитель и восстановитель.
2. Записываются полуреакции отдельно для процессов восстановления и окисления в виде ионно-молекулярных уравнений, в которых левая и правая часть (избыток или недостаток кислорода в левой части) уравниваются с учетом pH раствора с помощью молекул H<sub>2</sub>O, ионов H<sup>+</sup> или OH<sup>-</sup>:

#### **6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.**

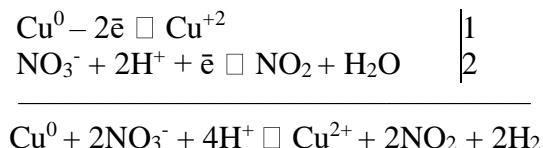
Окислителем в молекуле (см. также "Азотная кислота") азотной кислоты является N<sup>+5</sup>, который в зависимости от концентрации HNO<sub>3</sub> и силы восстановителя (например, активности металла - см. также тему "Азотная кислота") принимает от 1 до 8 электронов, образуя



электронный баланс:



метод полуреакций:



### **1.7 Лекция №7 (2 часа)**

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

#### **1.7. 1. Вопросы лекции:**

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

#### **1.7.2. 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 C, могут входить H, O, S, N, P, As, Si, Ge, Sn, Pb, B, 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<sup>^</sup> картона) получаются 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 присухой 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 амиака, 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, получаются темные «обугленные» сложные вещества. Так, например, в торфяных болотах образуется торф, тем более темный и богатый углеродом, чем больше 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 крекинга), 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 ожигания 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 ( $H_2 + CO$ ), 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, грязненская, дрогобычская, румынская, пенсильванская (США) и некоторые виды мексиканской нефти; нафтеновые углеводороды (нафтены) 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.

## 2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

### 2.1 Лабораторная работа 1 (2 часа) Тема: «Химическая кинетика. Катализ»

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

#### 2.1.2 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

#### 2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

##### 1. Реактивы:

- *Кристаллические*: нитрат калия KNO<sub>3</sub>, цинк Zn, нитрит калия KNO<sub>2</sub>, оксид марганца (IV) MnO<sub>2</sub>;
- *Растворы*: серная кислота H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2 н), тиосульфат натрия Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (2 н), гидроксид натрия NaOH (1 н), хлорид аммония NH<sub>4</sub>Cl (2 н), перманганат калия KMnO<sub>4</sub> (0,1 н), пероксид водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (3%-ный).

##### 2. Оборудование:

штатив с пробирками, секундомер, спиртовка, лучинки.

#### 2.1.4 Описание (ход) работы:

*Опыт 1.* Влияние концентрации веществ на скорость химической реакции.

Заполните три пробирки согласно табличным данным:

Раствор	1	2	3
тиосульфат натрия Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (2н)	1 мл	2 мл	3 мл
вода дистиллированная H <sub>2</sub> O	2 мл	1 мл	-
серная кислота H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (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 засеките 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.

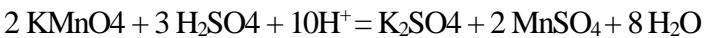
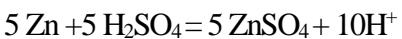
К 1 мл раствора хлорида аммония прибавьте 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Ощутите слабый запах аммиака. Нагрейте содержимое пробирки на спиртовке - чувствуется сильный запах аммиака.

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

*Опыт 3.* Гомогенный катализ.

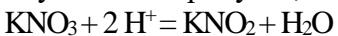
В три пробирки налейте по 2 мл 2н раствора серной кислоты и по 2 мл 0,1н раствора перманганата калия. В первую пробирку насыпьте несколько крупинок нитрата калия, затем в первую и во вторую прибавьте по три кусочка гранулированного цинка. Третья пробирка служит эталоном исходной окраски раствора.

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  $\text{KNO}_2$ , 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.

## 2.2 Лабораторная работа №2 (2 часа) Тема: «Гидролиз солей. Водородный показатель»

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

### 2.2.2 Задачи работы:

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

### 2.2.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

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

2. *Оборудование:* прибор Михаэлиса, потенциометр, стеклянный и хлорсеребряный электроды, встраивательная 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.

### 2.2.4 Описание (ход) работы:

*Опыт 1. Изменение реакции среды при гидролизе солей.*

Налейте в три прбрки 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 (α-динитрофенолом, γ-динитрофенолом, p-нитрофенолом, m-нитрофенолом), 35 запаянных ампул с буферными растворами – эталонами, компаратора с пробирками, цветной шкалы, акварельной чаши.

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

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

2 ряд: γ-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 pH исследуемого раствора.

### 2.3 Лабораторная работа №3 (2 часа) Тема: «Комплексные соединения»

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

#### 2.3.2 Задачи работы:

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

#### 2.3.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

##### 1. Реактивы:

Растворы (2н): карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , серной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и соляной  $\text{HCl}$  кислоты, гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  и калия  $\text{KOH}$ , сульфат меди  $\text{CuSO}_4$ , хлорид аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , хлорид бария  $\text{BaCl}_2$ , хлорид висмута  $\text{BiCl}_2$ , гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$ , нитрат ртути  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , иодид калия  $\text{KI}$ , 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  $\text{KCSN}$ .

##### 2. Оборудование:

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

#### 2.3.4 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 амиака до полного его растворения. Образование амиака меди, содержащего комплексный катион  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ , 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  $[HgI_4]^{2-}$ . 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 реагента (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.

## **2.4 Лабораторная работа №4 ( 2 часа) Тема: «Алканы, алкены, алкины, алкадиены. Токсические и санитарно-гигиенические характеристики»**

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

### **2.4.2 Задачи работы:**

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

### **2.4.3 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 ( $J_2$  в КJ), 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  $CH_2OH(CH_2OH)CH_2OH$

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

### **2.4.4 Описание (ход) работы:**

#### **Опыт 1. Получение метана и изучение его химических свойств.**

а) В пробирку поместите 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 трубы 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 нагреть. Что наблюдаете?

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

г) Полученный газ у основания газоотводной трубы 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?

## 2.5 Лабораторная работа №20 (2 часа) Тема: Спирты, альдегиды, кетоны

**2.5.1 Цель работы:** проверить и закрепить знания по спиртам, альдегидам, кетонам. Освоить методы их получения, химические свойства.

### 2.5.2 Задачи работы:

1. Дать классификацию спиртам, альдегидам, кетонам

2. указать на методы получения

3. прописывать уравнениями реакций особенности химических свойств

### 2.5.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

а) Кристаллические: ацетат натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , натронная известь  $\text{CaO} + \text{NaOH}$ , хлоралгидрат  $\text{CCl}_3\text{OH} * \text{H}_2\text{O}$ , натрий  $\text{Na}$ , сульфат меди  $\text{CuSO}_4$ .

б) Растворы: раствор Люголя ( $\text{J}_2$  в  $\text{KJ}$ ), перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  (1 %-ный), гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  (30 %-ный и 5 %-ный), хлороформ  $\text{CHCl}_3$ , нитрат серебра  $\text{AgNO}_3$  (1 %-ный), йодид калия  $\text{KJ}$  (5%-ный), этанол  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , хромовая смесь, сульфат меди  $\text{CuSO}_4$  (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  $\text{H}_2\text{O}$ .

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

### 2.5.4 Описание (ход) работы:

Исследование свойств спиртов.

а) В пробирку налейте 2 мл этанола и добавьте 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?

## **2.6 Лабораторная работа №6 (2 часа) Тема: «Гидроксикислоты, органические производные угольной кислоты, альдегидо- и кетонокислоты (оксокислоты)»**

**2.6.1 Цель работы:** проверить и закрепить знания по гидроксикислотам, органическим производным угольной кислоты, альдегидо- и кетонокислотам

### **2.6.2 Задачи работы:**

1. Указать на основы номенклатуры, классификации
2. Показать основные методы получения
3. Химические свойства

### **2.6.3 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  $\text{NaHCO}_3$ , раствор гидроксида натрия  $\text{NaOH}$ , этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , хлорид натрия  $\text{NaCl}$ , насыщенный раствор диэтиловый эфир щавелевой кислоты, раствор аммиака  $\text{NH}_4\text{OH}$ , дистиллированная вода

2. Оборудование: пробирки спиртовки спички держатели штативы предметные стекла газоотводные трубы индикаторная бумага стеклянные палочки пипетки

### **2.6.4 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  $\text{NaHCO}_3$ . 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 га- зоотводной трубы 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 ката-лизатора 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 реакции 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 ametистово-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 (Сегнетовая 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?

## **2.7 Лабораторная работа №7 (2 часа)**

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

**2. 7.1 Цель работы:** проверить и закрепить знания по углеводам: монозы, дисахарины, полисахариды.

**2. 7.2 Задачи работы:**

1. Указать на основы номенклатуры, классификации
2. Показать основные методы получения
3. Химические свойства

**2. 7.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:**

1. Реактивы. Растворы: сернокислый кобальт  $\text{CoSO}_4$  (2%-ный), соляная кислота  $\text{HCl}$  (конц. и 10%-ный), сульфат меди  $\text{CuSO}_4$  (1% и 10%), гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  (10, 15 и 20%-ный), ацетат свинца (15%-ный), нитрат ртути (II)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  (конц.), азотная кислота  $\text{HNO}_3$  (конц.), аммиачный раствор гидроксида серебра  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$  (1%-ный), хлорид натрия  $\text{NaCl}$  (насыщ.), перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  (1%-ный), карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (10%-ный), гидроксид калия  $\text{KOH}$  спиртовой раствор (10% - ный), раствор Люголя ( $I_2$  в  $\text{KI}$ ),

крахмал (1%-ный), лактоза  $C_{12}H_{22}O_{11}$  (1%-ный), ацетат натрия  $CH_3COONa$  (0,1н), уксусная кислота  $CH_3COOH$  (0,1н), этиловый спирт  $C_2H_5OH$ , глюкоза  $C_6H_{12}O_6$  (1%-ный), раствор Фелинга, лизин  $NH_2(CH_2)_4CH(NH_2)COOH$  (1%-ный), гликокол  $H_2NCH_2COOH$  (1%-ный), глютаминовая кислота  $COOH - (CH_2)_2CH(NH_2)COOH$  (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. 7.4 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 водянную баню, нагретую до 37-38° С на 10 минут. После чего пробирку охладите под краном. Проделайте реакции Троммера и с йодом, для чего содержимое пробирки разделите пополам. Сделайте соответствующие выводы по результатам опыта.

### **2.8 Лабораторная работа №8 (2 часа) Тема: «Ароматические соединения (арены). Ароматические соединения с одним бензольным ядром. Производные ароматических углеводородов»**

**2.8.1 Цель работы:** проверить и закрепить знания по ароматическим соединениям

**2.8.2 Задачи работы:**

1. Дать определение ароматическим соединениям (арены)
2. Указать на особенности ароматических соединений с одним бензольным ядром
3. Показать примеры производных ароматических углеводородов

### **2.8.3 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  $NH_4OH$  (2H), этиловый спирт  $C_2H_5OH$ , толуол  $C_6H_5CH_3$ , перманганат калия  $KMnO_4$  (5%-ный), нитробензол  $C_6H_5NO_2$ , соляная кислота  $HCl$  (конц.), хлорная известь (насыщенный), дихромат калия  $K_2Cr_2O_7$  (0,5H), анилин  $C_6H_5NH_2$  (водная эмульсия 1:5), резорцин  $C_6H_4(OH)_2$  – 1,3 (1%-ный), гидрохинон  $C_6H_4(OH)_2$  – 1,4 (1%-ный), пирогаллол  $C_6H_3(OH)_3$  – 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.

### **2.8.4 Описание (ход) работы:**

Опыт 1. Исследование свойств ароматических углеводородов.

- 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 выпейте 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 хлорида 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 2н 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.

### **2.9 Практическое занятие №1 (2 часа)**

**Тема: «Поверхностно-активные вещества (ПАВ) и синтетические моющие средства (СМС). Органические красители»**

#### **2.9.1 Задание для 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

#### **2.9.2 Краткое описание проводимого занятия:**

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 б - 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 листочек.

Осадок отфильтровывают и оставляют на фильтре до следующего занятия

На следующем занятии краситель взвешивают и рассчитывают выход его в % от теоретического.

#### **2.9.3 Результаты и выводы:**

Проверены и закреплены знания о поверхностно-активных веществах (ПАВ) и синтетических моющих средствах (СМС), органических красителях.