

Министерство образования и науки РФ  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
**«АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**  
(ФГБОУ ВО «АмГУ»)

**ХИМИЯ**

**сборник учебно-методических материалов**

для направления подготовки 29.03.05 – Конструирование изделий легкой  
промышленности

Благовещенск, 2017

*Печатается по решению  
редакционно-издательского совета  
инженерно-физического факультета  
Амурского государственного  
университета*

*Составитель: Гужель Ю.А.*

Химия: сборник учебно-методических материалов

для направления подготовки 29.03.05. – Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2017.

Рассмотрен на заседании кафедры химии и естествознания 25.05.2017, протокол № 9

© Амурский государственный университет, 2017

© Кафедра химии и естествознания, 2017

© Гужель Ю.А., составление

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
Краткое содержание теоретического материала	5
Методические рекомендации к лабораторным занятиям	51
Методические рекомендации к практическим занятиям	61
Методические рекомендации к самостоятельной работе	65

## ВВЕДЕНИЕ

Целью изучения дисциплины «Химия» является формирование у студентов целостного естественнонаучного мировоззрения, развитие химического мышления, необходимого в решении различных вопросов практической деятельности.

Задачами дисциплины являются:

- изучение основных химических явлений;
- овладение фундаментальными понятиями, законами и теориями химии, углубление и систематизация химических знаний;
- овладение методами и приемами решения конкретных задач из различных областей химии;
- формирование навыков проведения химического эксперимента;
- формирование способности использовать химические знания для решения прикладных задач учебной и профессиональной деятельности.

В процессе освоения данной дисциплины студент формирует и демонстрирует следующие общепрофессиональные компетенции:

- - способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследований (ОПК-2).

В результате освоения дисциплины обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

1) Знать: электронное строение атомов и молекул, основы теории химической связи, основные закономерности протекания химических процессов, химические свойства элементов различных групп периодической системы и их важнейших соединений, основные уравнения химической термодинамики.

2) Уметь: использовать основные элементарные методы химического исследования веществ и соединений, использовать основные химические законы для решения профессиональных задач.

3) Владеть: теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в периодической системе химических элементов; навыками аналитического и критического мышления; естественнонаучным мировоззрением.

## КРАТКОЕ СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОГО МАТЕРИАЛА

### Основные понятия и законы химии

Материя – это философская категория для обозначения объективной реальности, которая дана человеку в его ощущениях, которая копируется, фотографируется, отображается этими ощущениями, существуя независимо от них. Виды материи: вещество и поле. Материя существует в движении. Формы движения материи: механическая, физическая, химическая, биологическая и социальная. Каждый вид движения материи изучает соответствующая наука. Химическую форму движения материи изучает химия. Химия – наука о веществах, их свойствах, строении и методах получения. Предметом изучения химии являются химические элементы и их соединения. Химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Химическое вещество – это совокупность ионов, атомов или молекул, имеющих определенный качественный и количественный состав и границу раздела с другим веществом. Химические вещества могут находиться в трех агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом. Любое вещество не является чем-то сплошным, а состоит из частиц, т.е. имеет прерывное или дискретное строение. Принцип дискретности лежит в основе атомно-молекулярного учения (АМУ), выдающаяся роль в развитии которого принадлежит М.В. Ломоносову (1741 г.).

#### ***Основные положения атомно-молекулярного учения:***

Все вещества состоят из молекул, атомов или ионов. Молекула является мельчайшей частицей вещества, сохраняющей его химические свойства.

1. Молекулы находятся в постоянном движении. С повышением температуры скорость движения молекул увеличивается.

2. Молекулы различных веществ различаются размерами, массой, строением и химическими свойствами.

3. Молекулы могут состоять как из атомов одного элемента (простые вещества), так и из атомов разных элементов (сложные вещества).

4. Атомами называют мельчайшие частицы химического элемента, сохраняющие его химические свойства. Атомы нельзя разложить химическим путем.

Атомные и молекулярные массы выражают в относительных единицах. В 1961 г. принята единая шкала относительных атомных масс, которые измеряют в атомных единицах массы (а.е.м.). За одну атомную единицу массы принимают  $1/12$  часть массы атома изотопа  $^{12}\text{C}$  ( $1 \text{ а.е.м.} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ ). Относительная атомная масса ( $A_r$ ) – это масса атома, выраженная в атомных единицах массы. Относительная молекулярная масса ( $M_r$ ) – это масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы.

Наряду с единицами массы и объема в химии используется единица количества вещества – моль. Моль ( $n$ ,  $\nu$ ) – это количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 граммах изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Количество частиц в одном моле любого вещества одинаково и равно  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль $^{-1}$  (постоянная Авогадро). Масса одного моля вещества называется его молярной массой. Она равна отношению массы вещества к его количеству:  $M = m/\nu$  (г/моль).

Для веществ в газообразном состоянии удобнее пользоваться молярным объемом – это объем, который занимает 1 моль газообразного вещества при нормальных условиях (н.у.):  $V_m = V/\nu$  (л/моль). Нормальными считаются условия, если  $p = 101,325 \text{ кПа}$ ,  $t = 0^\circ\text{C}$ . Так как в 1 моль вещества содержится постоянное число частиц, то любое газообразное вещество при н.у. будет занимать один и тот же объем:  $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$ .

Химические элементы, входящие в состав соединений, находятся в определенных и постоянных отношениях. Взаимодействие элементов в определенных количественных

соотношениях происходит в соответствии с законом эквивалентов. Закон эквивалентов имеет несколько формулировок:

- Если массы двух элементов реагируют без остатка с одной и той же массой третьего вещества, то они реагируют без остатка и между собой.
- Количества эквивалентов всех веществ в реакции одинаковы.
- Вещества реагируют между собой в эквивалентных соотношениях.

Эквивалентом элемента называется такое его количество, которое в химической реакции может замещать или присоединять 1 моль атомов водорода или 1/2 моль атомов кислорода. Количество эквивалентов –  $n_{\text{Э}}$  – есть количество вещества и выражается в молях. В любой химической реакции, согласно закону эквивалентов, количества эквивалентов веществ равны.

Масса одного эквивалента вещества (г/моль) называется его молярной массой эквивалента  $M_{\text{Э}}$ . Она равна отношению массы вещества к количеству эквивалентов  $M_{\text{Э}} = m/n_{\text{Э}}$ . Молярная масса эквивалента вещества может быть найдена по фактору эквивалентности –  $f_{\text{ЭКВ}}$ , который показывает, какая часть реальной молекулы вещества соответствует одному эквиваленту.

Кроме величины молярной массы эквивалента удобно использовать величину молярного объема эквивалента,  $V_{\text{Э}}$  – это объем, который занимает при данных условиях 1 эквивалент газообразного вещества. Молярный объем эквивалента равен произведению молярного объема на фактор эквивалентности  $V_{\text{Э}} = V_{\text{м}} \cdot f_{\text{ЭКВ}}$ .

Количество неорганических соединений огромно. Современная система классификации делит их на две большие группы – простые и сложные.

Простыми называются вещества, состоящие из атомов только одного элемента: сера, кислород, углерод, магний, железо и др. Простые вещества классифицируются на металлы и неметаллы. К типичным металлам относятся щелочные и щелочноземельные элементы, большинство элементов побочных подгрупп.

К неметаллам относятся водород, бор, углерод, кремний, азот, фосфор, мышьяк, кислород, сера, селен, теллур, галогены и инертные газы.

Сложные вещества состоят из атомов разных химических элементов. Их можно разделить по составу на 4 класса: оксиды, гидроксиды, кислоты и соли.

### Строение атома

Долгое время в науке господствовало мнение, что атомы неизменны и неделимы. Однако в конце XIX века были сделаны открытия, которые свидетельствовали о сложном строении атома и о возможности их взаимопревращений. К ним относятся открытие явления радиоактивности в 1896 г. французским физиком А. Беккерелем и открытие электрона английским физиком Дж. Томсоном в 1897 г. Эти открытия послужили основанием для глубокого теоретического и экспериментального изучения строения атома.

Первая модель атома была предложена **Томсоном** в 1903 г., согласно которой атом представляет собой сферу положительного заряда, внутри которой равномерно распределены электроны («пудинг с изюмом»). Позднее, в 1909 г. американский ученый Р.Э. Милликен определил заряд электрона и вычислил его массу. Заряд электрона  $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл – это наименьший в природе отрицательный заряд. Масса электрона  $m_e = 9,1095 \cdot 10^{-28}$  г, что в 1837 раз меньше массы атома водорода.

Для проверки модели Томсона в 1910 г. в лаборатории известного английского физика **Э. Резерфорда** были проведены опыты по рассеянию  $\alpha$ -частиц. На основании полученных данных он в 1911 г. предложил планетарную модель атома, согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него электронов. Положительный заряд ядра нейтрализуется суммарным отрицательным зарядом электронов, так что в целом атом электронейтрален. Возникающая в результате вращения

электронов центробежная сила уравнивается силой электростатического притяжения электронов к ядру. Размеры ядра очень малы по сравнению с размерами атома: диаметр атома – величина порядка  $10^{-8}$  см, а диаметр ядра – порядка  $10^{-12} - 10^{-13}$  см. Вся масса атома практически сосредоточена в ядре, поэтому его плотность очень велика – порядка  $10^{14}$  г/см<sup>3</sup>. Развита Резерфордом модель атома стала крупным шагом в познании строения атома. Однако в некоторых случаях она противоречила экспериментальным фактам. Модель не могла объяснить устойчивость атомов и линейчатый характер их спектров.

Выдающийся датский физик **Н. Бор** преодолел недостатки, свойственные планетарной модели. Он использовал представления Резерфорда и созданную немецким физиком **М. Планком** (1900 г.) квантовую теорию для создания в 1913 г. теории атома водорода и первой квантовой модели атома. Теория Бора может быть представлена в виде трех постулатов:

1. Электрон в атоме вращается вокруг ядра только по определенным стационарным орбитам.
2. Находясь на стационарной орбите, электрон не излучает и не поглощает энергию.
3. Излучение и поглощение энергии происходит при переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую.

В 1924 г. французский ученый **Л. де Бройль** обосновал двойственную природу элементарных частиц, в частности электрона. Распространив идею Эйнштейна о двойственной природе света на вещество, де Бройль постулировал, что поток электронов наряду с корпускулярным характером обладает и волновыми свойствами. При этом справедливо соотношение  $\lambda = h/mV$ , где  $\lambda$  – длина волны,  $h$  – постоянная Планка,  $m$  и  $V$  – масса и скорость частицы. Предположение де Бройля в дальнейшем подтвердилось экспериментально. В 1927 г. американские ученые Джермер и Девиссон обнаружили дифракционную картину для электронов, при этом длина волны, найденная экспериментально, полностью совпала с длиной волны, вычисленной по уравнению де Бройля.

Исходя из учения о корпускулярно-волновой природе элементарных частиц, в 1927 г. была разработана теория движения микрочастиц – волновая механика, которая привела к созданию квантово-механической модели атома. Представления квантовой механики базируются на принципе неопределенности **В. Гейзенберга** (1927 г.) и волновом уравнении **Э. Шредингера** (1927 г.). Волновое уравнение Шредингера играет в квантовой механике ту же роль, что и законы Ньютона в классической механике. Состояние электрона в атоме описывается волновой функцией  $\Psi$ . Квадрат волновой функции  $\Psi^2$  имеет определенный физический смысл – характеризует вероятность нахождения частицы в данном пространстве вокруг ядра. Квантовая механика показывает, что электрон может находиться в любой точке атома, но вероятность его нахождения в различных областях пространства не одинакова. Он чаще бывает в одних местах и реже в других. Поэтому вместо термина «орбита» используют понятие «**атомной орбитали**» (АО), под которой понимают совокупность положений электрона в атоме, где вероятно его нахождение. Для графического изображения электронного облака чаще используют полярные диаграммы, представляющие квадрат волновой функции.

Решение уравнения Шредингера приводит к появлению квантовых чисел, которые характеризуют состояние электрона в атоме и важны для понимания свойств веществ и природы химической связи.

#### 1. Главное квантовое число.

Главное квантовое число  $n$  определяет наиболее вероятное удаление электрона от ядра. Электроны с одинаковым значением  $n$  образуют энергетический уровень. Главное квантовое число принимает целочисленные значения, каждому из которых соответствует буквенное обозначение:

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$$

K, L, M, N, O, P, Q

Главное квантовое число определяет размер атомной орбитали и энергию электрона на энергетическом уровне.

### 2. Орбитальное (побочное, азимутальное) квантовое число.

Орбитальное квантовое число  $l$  определяет величину орбитального момента импульса электрона. Электроны с одинаковым значением  $l$  образуют энергетический подуровень. Орбитальное квантовое число принимает значения от 0 до  $(n-1)$ , каждому значению соответствует буквенное обозначение:

$$l = 0, 1, 2, 3, 4, 5$$

s, p, d, f, g, h

Орбитальное квантовое число характеризует форму электронного облака (рис. 1) и энергию электрона на энергетическом подуровне.

### 3. Магнитное квантовое число.

Магнитное квантовое число  $m_l$  характеризует поведение электронов во внешнем магнитном поле. Оно принимает целочисленные значения от  $-l$  до  $+l$ , включая 0. Магнитное квантовое число определяет ориентацию атомных орбиталей в пространстве и количество атомных орбиталей в пределах энергетического подуровня.

### 4. Спиновое квантовое число.

Спиновое квантовое число  $m_s$  ( $S$ ) характеризует собственный момент импульса электрона. Упрощенно можно сказать, что электрон вращается вокруг своей оси по часовой стрелке или против часовой стрелки. Поэтому спиновое квантовое число принимает только два значения, соответствующих направлениям движения:  $-1/2$  и  $+1/2$ .

Таким образом, четыре квантовых числа полностью определяют состояние электрона в атоме.

Если атом не подвергается никаким внешним воздействиям, то его электроны находятся в таких состояниях, в которых их энергия минимальна. Состояние с минимальной энергией называется основным состоянием атома. При поглощении атомом энергии один или несколько его электронов могут перейти на более высокий энергетический уровень. В этом случае атом становится возбужденным. В возбужденном состоянии атом находится очень короткое время, после чего электрон переходит на более низкий уровень энергии и атом снова переходит в нормальное состояние.

### Правила заполнения атомных орбиталей.

Заполнение атомных орбиталей в невозбужденном состоянии подчиняется следующим правилам.

#### 1. Принцип наименьшей энергии.

**Из всех возможных состояний электрон переходит в то, которому соответствует наименьшая энергия.** Этому состоянию соответствуют следующие значения квантовых чисел:  $n = 1, l = 0, m = 0, S = 1/2$ . Но все электроны атома не могут находиться в этом состоянии одновременно. Распределение электронов по возможным энергетическим состояниям определяется принципом Паули.

#### 2. Принцип Паули.

В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы. Это значит, что если у двух электронов одинаковы  $n, l$  и  $m$  ( $n = 1, l = 0, m = 0$ ), то спины у них должны быть противоположны –  $S = -1/2$  и  $S = +1/2$ . Отсюда следует, что на одной атомной орбитали не может находиться более двух электронов с противоположными спинами. Исходя из принципа Паули, можно определить емкость энергетических уровней и подуровней. Так, на s-подуровне может разместиться 2 электрона; на p-подуровне – 6 электронов; на d-подуровне – 10 электронов и на f-подуровне – 14 электронов. Максимальное число электронов на энергетическом подуровне равно  $2(2l + 1)$ , а максимальное число электронов на энергетическом уровне равно  $2n^2$ .

### 3. Правило Хунда.

Наиболее устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором их суммарный спин максимальный. При заполнении p-, d-, f-подуровней электроны размещаются на атомных орбиталях сначала по одному, и только при отсутствии свободных орбиталей – по второму.

### 4. Правило Клечковского.

Заполнение атомных орбиталей происходит в порядке увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел (n+l). При равенстве суммы (n+l) заполнение атомных орбиталей происходит в направлении увеличения значения главного квантового числа. Без учета «провала» электронов последовательность заполнения атомных орбиталей по мере возрастания их энергии, следующая:

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d < 4f < 6p < 7s < 6d < 5f < 7p$

Пользуясь этой последовательностью, можно составить электронную формулу любого атома.

### Периодический закон и периодическая система элементов

Периодический закон химических элементов был открыт русским ученым **Д.И. Менделеевым** 1 марта 1869 г. Д.И. Менделеев расположил известные тогда химические элементы в таблице, получившей название Периодической системы, в порядке возрастания их атомных масс. Периодический закон, сформулированный Менделеевым, звучал следующим образом: *свойства химических элементов, а также свойства простых и сложных тел, образованных ими, находятся в периодической зависимости от атомных весов элементов*. Однако в 1913 году английский ученый **Мозли** сделал важное открытие, которое привело к совершенствованию периодического закона. Мозли обнаружил, что длины волн главных линий рентгеновского спектра закономерно изменяются от одного элемента к другому. Расставив все элементы в ряд соответственно длинам волн линий спектра, Мозли присвоил каждому элементу порядковый номер. При этом положение элементов в периодической системе не изменилось, а порядковый номер совпал с зарядом ядра атома элемента. Это открытие привело к появлению современной формулировки периодического закона.

*Свойства химических элементов, а также свойства их соединений, находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.*

Периодическая система состоит из 7 периодов и 8 групп. Периоды – это горизонтальные ряды, каждый из которых (кроме первого) начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом. Первый, второй и третий периоды называются малыми. В первом периоде расположено 2 элемента, а во втором и третьем – по 8 элементов. Остальные периоды большие. В четвертом и пятом периоде располагается по 18 элементов, в шестом – 32 элемента, седьмой период не закончен. Группы – это вертикальные столбцы, в которых располагаются элементы со сходными химическими свойствами. Каждая группа делится на две подгруппы – главную и побочную. В главной подгруппе находятся элементы как малых, так и больших периодов, а в побочной – только элементы больших периодов.

Положение химических элементов в периодической системе связано со строением их атомов и порядком заполнения атомных орбиталей. Начало периода совпадает с началом заполнения нового электронного уровня. Каждый период заканчивается благородным газом, у которого (кроме гелия) наружный слой состоит из 8 электронов и имеет электронную конфигурацию  $ns^2np^6$ . Элементы главных и побочных подгрупп отличаются по заполнению электронных подуровней.

У элементов главных подгрупп I и II групп последними заполняются атомные s-орбитали внешнего электронного уровня, т.е. ns-орбитали. Эти элементы называются s-элементами или элементами s-электронного семейства.

У элементов главных подгрупп с III по VIII группу последними заполняются атомные p-орбитали внешнего электронного уровня, т.е. пр-орбитали. Эти элементы называются p-элементами или элементами p-электронного семейства.

У элементов побочных подгрупп всех групп последними заполняются атомные d-орбитали предвнешнего электронного уровня, т.е. (n-1)d-орбитали. Эти элементы называются d-элементами или элементами d-электронного семейства.

У элементов второй побочной подгруппы III группы (лантаноиды и актиноиды) последними заполняются атомные f-орбитали еще более глубокого (n-2) энергетического уровня, т.е. (n-2)f-орбитали. Эти элементы называются f-элементами или элементами f-электронного семейства.

Положение химических элементов в периодической системе определяет их свойства. В зависимости от заряда ядра периодически изменяются такие характеристики элементов, как атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.

Атомный радиус – это расстояние от центра атома до наружного электронного слоя. Измеряется в нанометрах, нм ( $1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$ ). В периодах с ростом заряда ядра сила притяжения электронов к ядру возрастает, а количество электронных слоев остается неизменным. Поэтому в периодах слева направо атомные радиусы уменьшаются. В группах сверху вниз с ростом заряда ядра возрастает количество электронных слоев и атомные радиусы увеличиваются.

Энергия ионизации – это количество энергии, которое необходимо затратить, чтобы оторвать электрон от нейтрального атома и превратить атом в положительно заряженный ион. Измеряется в кДж/моль. В периодах слева направо энергия ионизации увеличивается, а в группах сверху вниз – уменьшается.

Сродство к электрону – это количество энергии, которое выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому с превращением атома в отрицательно заряженный ион. Измеряется в кДж/моль. В периодах слева направо сродство к электрону увеличивается, а в группах сверху вниз – уменьшается.

Электроотрицательность – это способность атома притягивать к себе электроны. Мерой электроотрицательности служит полусумма энергии ионизации и сродства к электрону. Чем больше величина электроотрицательности, тем легче атом элемента притягивает к себе электроны. В периодах величина электроотрицательности увеличивается слева направо, а в группах уменьшается сверху вниз.

### **Химическая связь**

Химическая связь – это результат взаимодействия атомов, которое приводит к образованию устойчивой многоатомной системы: молекулы, иона или кристалла.

Химическая связь характеризуется длиной связи и энергией связи.

Длина связи – это расстояние между центрами взаимодействующих атомов. Измеряется в нм. Длина связи зависит от природы атомов, их количества, порядка связи между атомами. В ряду однотипных соединений длина связи изменяется закономерно, что обусловлено закономерным изменением радиусов атомов в периодической системе:

Энергия связи – это количество энергии, которую необходимо затратить, чтобы разорвать связь. Измеряется в кДж/моль. Энергия связи – это мера ее прочности. Величина энергии химической связи колеблется от 100 до 1000 кДж/моль. Энергия связи зависит от природы атомов, их количества, порядка связи между атомами.

Основные виды химической связи: ковалентная, ионная, металлическая и водородная.

**Ковалентная связь** – это связь, образованная за счет общих электронных пар. При образовании химической связи происходит перекрывание орбиталей атомов, образующих

связь. Одинарную химическую связь образуют два электрона с противоположными спинами, принадлежащие двум атомам. В результате перекрывания АО между ядрами образуется область с повышенной электронной плотностью, что приводит к притяжению ядер и, соответственно, к понижению энергии системы, т.е. к образованию химической связи. Таким образом, химическая связь является двухцентровой и двухэлектронной. Чем сильнее перекрываются АО, тем прочнее связь. Поэтому связь образуется той орбиталью атома, которая сильнее перекрывается орбиталью другого атома, и в том направлении, в котором перекрывание атомных орбиталей максимально.

Рассматривают два механизма образования ковалентной связи – обменный и донорно-акцепторный. Обменный механизм рассматривает образование общей электронной пары из неспаренных электронов двух атомов. По донорно-акцепторному механизму общая электронная пара образуется за счет неподеленной электронной пары (НЭП) одного атома – донора, и вакантной атомной орбитали другого атома – акцептора.

Ковалентная связь характеризуется свойствами: полярность, кратность, поляризуемость, насыщаемость, направленность.

Полярность связи – это асимметрия в распределении электронной плотности. Ковалентная связь может быть полярной и неполярной. Связь между атомами одного и того же элемента всегда неполярна, так как электронное облако общей электронной пары распределено симметрично относительно двух ядер ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$  и др.). Смещение электронной плотности общей электронной пары происходит вследствие разной электроотрицательности элементов. Атом элемента с большей электроотрицательностью сильнее притягивает к себе общую электронную пару, в результате чего электронная плотность распределяется несимметрично.

Кратность связи (порядок связи) – это число общих электронных пар, образующих данную связь. Химическая связь, образованная одной электронной парой, называется простой, одинарной или  $\sigma$ -связью. Химическая связь, осуществляемая более чем одной электронной парой, называется кратной. Кратная связь может быть двойной, тройной, иметь более высокую или даже дробную кратность. Кратная связь состоит из  $\sigma$ -связи,  $\pi$ -связей и иногда  $\delta$ -связей.

Поляризуемость – это свойство ковалентной связи становиться полярной под действием внешнего электрического поля. Поляризующим действием обладают ионы или полярные молекулы. Поляризуемость  $\pi$ -связи выше, чем  $\sigma$ -связи. Поляризуемость зависит главным образом от энергии внешних электронов (чем выше энергия, тем выше поляризуемость), а также от числа электронов в атоме. Чем больше электронов в атоме, тем поляризуемость выше. Поэтому атомы d-элементов и атомы p-элементов с заполненным d-подуровнем обладают высокой поляризуемостью.

Насыщаемость – это свойство характеризует способность атома элемента образовывать определенное количество связей. Способность атома образовывать связи с определенным числом атомов другого элемента характеризуется валентностью. При образовании связи по обменному механизму валентность определяется числом неспаренных электронов. Однако число неспаренных электронов может увеличиваться в результате перехода атома в возбужденное состояние. Кроме обменного механизма образование ковалентных связей возможно и по донорно-акцепторному механизму. Поэтому максимальная валентность, проявляемая атомом элемента, складывается не только из числа неспаренных электронов, но и из числа вакантных атомных орбиталей и числа неподеленных электронных пар. Так, максимальная валентность атома азота равна четырем и обусловлена наличием трех неспаренных электронов и одной неподеленной электронной пары. В общем, максимальная валентность для элемента данного периода равна  $n^2$ , где  $n$  – номер периода.

Направленность. Так как атомные орбитали, образующие химическую связь, определенным образом направлены в пространстве, то химическая связь также обладает

направленностью. Угол между направлениями связей называется валентным углом. Благодаря направленности связи и разнообразным значениям валентных углов, молекулы веществ характеризуются определенным пространственным строением и имеют различную геометрическую форму: линейную, треугольную, ромбическую, пирамидальную и т.д. Различное пространственное строение частиц и характерные значения валентных углов можно объяснить с позиций теории гибридизации атомных орбиталей.

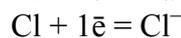
Гибридизация – процесс выравнивания атомных орбиталей по форме и по энергии. В результате образуются гибридные атомные орбитали одинаковой формы и энергии, при этом их симметрия по сравнению с исходными орбиталями уменьшается. Гибридные орбитали располагаются в пространстве таким образом, чтобы отталкивание между ними было минимальным. Число образующихся гибридных орбиталей равно числу исходных атомных орбиталей. Существует множество типов гибридизации, остановимся на рассмотрении трех из них –  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ .

При  $sp$ -гибридизации в гибридизации участвуют одна  $s$ - (в форме шара) и одна  $p$ -орбиталь (в форме правильной объемной восьмерки). В результате образуются две гибридных  $sp$ -орбитали в форме неправильной восьмерки, расположенные друг к другу под углом  $180^\circ$ . Такой тип гибридизации характерен для линейных молекул  $BeCl_2$ ,  $ZnCl_2$ ,  $CdCl_2$ ,  $HgCl_2$  и др.

При  $sp^2$ -гибридизации в гибридизации участвуют одна  $s$ - (в форме шара) и две  $p$ -орбитали (в форме правильной объемной восьмерки). В результате образуются три гибридных  $sp^2$ -орбитали в форме неправильной восьмерки, расположенных под углом  $120^\circ$ . Такая тригональная гибридизация характерна для молекул  $BCl_3$ ,  $BF_3$ .

При  $sp^3$ -гибридизации в гибридизации участвуют одна  $s$ - (в форме шара) и три  $p$ -орбитали (в форме правильной объемной восьмерки). В результате образуются четыре гибридных  $sp^3$ -орбитали в форме неправильной восьмерки, расположенных под углом  $109^\circ 28'$ . Такая тетраэдрическая гибридизация характерна для молекул  $CCl_4$ ,  $CH_4$ ,  $NH_3$ .

**Ионная связь** возникает между атомами, сильно отличающимися по электроотрицательности, между типичными металлами и типичными неметаллами. Вследствие большой электроотрицательности атомов, электронная плотность в значительной степени смещается к более электроотрицательному атому, так что силы, действующие на частицы, можно приближенно считать электростатическими.



Конечным результатом взаимодействия является образование ионного кристалла, в котором катионы и анионы располагаются упорядоченно в узлах кристаллической решетки.

Соединений с ионным типом химической связи существует ограниченное количество. Это объясняется тем, что одноатомные катионы могут иметь заряд только +1 или +2 (так как энергии ионизации при отрыве третьего электрона очень велики). Одноатомные анионы могут иметь заряд только –1 (так как к отрицательному иону присоединить второй электрон невозможно, то одноатомные анионы с зарядом –2 и –3 не существуют). Поэтому ионные соединения образуют только щелочные и щелочноземельные металлы и галогены. Остальные соединения, образуемые металлами и неметаллами и рассматриваемые как ионные, характеризуются примесью ковалентного взаимодействия.

В отличие от ковалентной связи, ионная связь обладает ненаправленностью и ненасыщенностью. Ненаправленность ионной связи объясняется тем, что электрическое поле, создаваемое ионом, распространяется равномерно по всем направлениям. Причина ненасыщенности ионной связи в том, что электрическое поле данного иона действует на все ионы противоположного знака. Вследствие ненасыщенности и ненаправленности

ионные соединения образуют не молекулы, а ионные кристаллы. Количество ионов противоположного знака, которые окружают данный ион в кристаллической решетке, называется координационным числом.

**Металлическая связь** – это химическая связь в металлах. В металлах небольшое количество электронов связывает большое число атомов и ионов, находящихся в узлах кристаллической решетки. Возможность свободного перемещения части электронов по всему объему металлического кристалла объясняет основные свойства металлов – металлический блеск, теплопроводность и электропроводность. Металлы являются электронодефицитными структурами с делокализованными связями, которые можно рассматривать с позиций метода молекулярных орбиталей. ММО в применении к кристаллу представляет собой зонную теорию кристаллов.

В кристалле из  $N$  атомов каждое атомное состояние расщепляется на  $N$  молекулярных состояний, образующих энергетическую зону. В пределах зоны различия в энергии состояний чрезвычайно малы, поэтому зону можно считать непрерывной. Переход электронов между состояниями одной зоны происходит легко. Зона, занятая валентными электронами, называется валентной зоной. Вакантная зона, расположенная по энергии выше валентной зоны, называется зоной проводимости. Между валентной зоной и зоной проводимости может располагаться запрещенная зона, в которой нет разрешенных уровней. Если ширина запрещенной зоны  $\Delta E$  превышает 3 эВ, кристалл является диэлектриком; если  $\Delta E = 0,1 - 3$  эВ, кристалл является полупроводником. При отсутствии запрещенной зоны, т.е. при перекрывании валентной зоны и зоны проводимости, кристалл является проводником и обладает металлическими свойствами.

**Водородная связь** возникает между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и сильно электроотрицательным элементом (F, O, N) другой молекулы. Таким образом, водородная связь является межмолекулярной. Атом водорода, связанный с электроотрицательным атомом, в значительной степени поляризован и поэтому может взаимодействовать с другим сильно электроотрицательным атомом, имеющим неподеленную электронную пару.

Энергия водородной связи невелика и составляет 8 – 40 кДж/моль. Это значительно меньше, чем энергия ковалентной связи. Но, так как количество водородных связей велико, они оказывают существенное влияние на свойства веществ. Вещества с водородными связями имеют высокие температуры кипения и плавления, хорошо растворимы в воде. Образование водородных связей характерно для воды, фтороводорода, жидкого аммиака. Водородные связи обеспечивают образование вторичной структуры белков, нуклеиновых кислот, повышают прочность полимерных материалов, химических волокон.

### **Основы химической термодинамики**

Химическая термодинамика изучает: переход энергии из одной формы в другую; энергетические эффекты, сопровождающие физические и химические процессы; возможность и направление самопроизвольного протекания процессов.

Объектом изучения термодинамики является термодинамическая система – это тело или группа тел, фактически или мысленно отграниченная от окружающей среды. Взаимодействие системы с внешней средой связано с передачей теплоты или совершением работы. В зависимости от характера такого взаимодействия различают системы:

- изолированные – не обмениваются с окружающей средой ни веществом, ни энергией;
- закрытые – не обмениваются с окружающей средой веществом;
- открытые – обмениваются с окружающей средой и веществом, и энергией.

Система может быть гомогенной и гетерогенной. Гомогенная система состоит из одной фазы, гетерогенная система состоит из нескольких фаз.

Всякое изменение параметров состояния системы называется процессом. Все процессы, встречающиеся в природе можно разделить на самопроизвольные и несамопроизвольные. Самопроизвольными называются процессы, которые не требуют затрат энергии извне (например, переход теплоты от горячего тела к холодному). Несамопроизвольные процессы требуют для своего протекания затрат энергии извне.

Если самопроизвольный процесс протекает в изолированной системе, то он доходит до состояния равновесия. Под равновесным понимают такое состояние системы, которое не изменяется во времени и не поддерживается какими-либо внешними факторами. Равновесному процессу свойственны максимальная работа и обратимость. Обратимым называется равновесный процесс, при котором система может возвратиться в первоначальное состояние без каких-либо энергетических изменений в окружающей среде или в самой системе под влиянием бесконечно малой силы.

Любая термодинамическая система состоит из атомов и молекул, находящихся в непрерывном движении. Количественной характеристикой движения является энергия. Внутренняя энергия ( $U$ ) характеризует общий запас энергии системы. Она включает все виды энергии движения и взаимодействия частиц, составляющих систему: кинетическую энергию движения молекул, энергию межмолекулярных взаимодействий, энергию химических связей, энергию внутриядерных сил – т.е. все виды энергии, кроме кинетической энергии системы, как целого, и потенциальной энергии ее положения. Величина внутренней энергии зависит от природы вещества, его массы и параметров состояния системы. Обычно внутреннюю энергию относят к 1 моль вещества и выражают в кДж/моль. Определение полного запаса внутренней энергии системы невозможно, так как нельзя перевести систему в состояние, лишенное внутренней энергии. Поэтому в термодинамике рассматривают изменение внутренней энергии ( $\Delta U$ ), которое представляет собой разность величин внутренней энергии системы в конечном и начальном состояниях:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Величину  $\Delta U$  считают положительной, если внутренняя энергия системы при протекании процесса возрастает, и отрицательной – если убывает.

Передача энергии от системы к окружающей среде и обратно осуществляется в виде теплоты  $Q$  и работы  $A$ . Теплота – форма передачи энергии от части системы к другой вследствие хаотического движения частиц. Положительной называется теплота, которую система получает из окружающей среды, а отрицательной – которую передает в окружающую среду. Работа – форма передачи энергии в результате упорядоченного движения частиц под действием определенной силы. Если работа переходит в теплоту, то направленное, организованное движение молекул становится неупорядоченным.

Теплота и работа связаны с процессом, а не с состоянием системы, поэтому теплота и работа не являются функциями состояния и зависят от пути процесса.

Взаимосвязь между количеством теплоты, полученной или выделенной в процессе, количеством произведенной работы и изменением внутренней энергии устанавливает первый закон термодинамики, который связан с законом сохранения энергии.

Первый закон термодинамики имеет несколько формулировок:

- Энергия изолированной системы постоянна. Если бы энергия изолированной системы могла увеличиваться без взаимодействия с окружающей средой, то можно было бы сконструировать вечный двигатель первого рода, т.е. машину, производящую работу без затрат энергии.

- Вечный двигатель первого рода невозможен. Постоянство энергии изолированной системы не исключает возможность перехода одного вида энергии в другой. При таких переходах энергия не теряется и не создается вновь.

- Энергия не исчезает бесследно и не создается из ничего, переход ее из одной формы в другую происходит в строго эквивалентных количествах. Если некоторая система за счет поглощения теплоты  $Q$  переходит из состояния 1 в состояние 2, то в общем случае

эта теплота расходуется на изменение внутренней энергии системы  $\Delta U$  и совершение работы против внешних сил  $A$ .

$$\Delta Q = \Delta U + A$$

Это уравнение является математическим выражением первого закона термодинамики. Для большинства систем единственная совершаемая работа – это работа расширения. Практическое значение имеет работа расширения газа, поэтому для изобарного процесса ( $P = \text{const}$ )  $A = P\Delta V$ , тогда

$$\Delta Q = \Delta U + P\Delta V = (U_2 - U_1) - P(V_2 - V_1) \text{ или}$$
$$\Delta Q = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$$

Величину  $(U + PV)$  обозначают  $H$  и называют энтальпией. Тогда

$$\Delta Q = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Таким образом, теплота, подведенная к системе при постоянном давлении, расходуется на изменение энтальпии.

Энтальпия, как и внутренняя энергия, является функцией состояния системы. Изменение энтальпии не зависит от пути процесса, а зависит только от начального и конечного состояния системы. Величину  $\Delta H$  выражают в кДж/моль и принимают положительной, если при протекании процесса энтальпия системы возрастает. Энтальпия имеет важное значение в химии, так как большинство химических процессов протекают при постоянном давлении.

Для того, чтобы можно было сравнивать энергетические эффекты различных реакций, термохимические расчеты обычно относят к 1 моль вещества и условиям, принятым за стандартные:  $P = 101 \text{ кПа}$ ,  $T = 298 \text{ К}$ . Энтальпии, измеренные при таких условиях, называют стандартными и обозначают  $\Delta H^\circ_{298}$ .

Химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции, называются термохимическими. В термохимических уравнениях указывают фазовое состояние веществ. Тепловой эффект  $\Delta H$  считают положительным для эндотермических процессов и отрицательным – для экзотермических процессов.

В основе термохимических расчетов лежит закон, сформулированный русским химиком **Г.И. Гессом** (1840 г.): тепловой эффект процесса зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от пути процесса. Закон Гесса справедлив для процессов, протекающих при постоянном давлении или постоянном объеме. Из закона Гесса вытекают два следствия:

1. Тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta H_{x.p.} = \sum \Delta H^\circ_f(\text{прод.}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{исх.})$$

Под теплотой образования,  $\Delta H^\circ_f$ , понимают тепловой эффект реакции образования 1 моль вещества из простых веществ. Для многих веществ стандартные теплоты образования известны и сведены в таблицы (табл. 4). Стандартные энтальпии образования простых веществ принимают равными нулю. Значения энтальпий образования позволяет расчетным путем установить энергетические эффекты различных процессов: растворения, фазовых переходов, диссоциации; энергию кристаллической решетки; энергию химической связи и др.

2. Тепловой эффект реакции равен сумме теплот сгорания исходных веществ за вычетом суммы теплот сгорания продуктов реакции с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta H_{x.p.} = \sum \Delta H^\circ_c(\text{исх.}) - \sum \Delta H^\circ_c(\text{прод.})$$

Под теплотой сгорания,  $\Delta H^\circ_c$ , понимают тепловой эффект реакции сгорания 1 моль вещества до высших оксидов.

Большинство процессов представляют собой два одновременно происходящих явления: передачу энергии и изменение в упорядоченности расположения частиц.

Частицам присуще стремление к беспорядочному движению, поэтому система стремится перейти из более упорядоченного состояния в менее упорядоченное. Количественной мерой беспорядка является энтропия,  $S$ .

Переход системы из менее упорядоченного состояния в более упорядоченное связан с уменьшением энтропии ( $\Delta S < 0$ ). К таким процессам относятся конденсация, кристаллизация, образование осадка. При переходе системы из более упорядоченного в менее упорядоченное состояние энтропия системы возрастает ( $\Delta S > 0$ ). Это происходит в процессах диссоциации, испарения, растворения, плавления.

Изменение энтропии в химических реакциях и в фазовых переходах вычисляют по закону Гесса:

$$\Delta S_{x.p.} = \Sigma \Delta S^{\circ}(\text{прод.}) - \Sigma \Delta S^{\circ}(\text{исх.})$$

Так же, как и энтальпии, энтропии принято относить к стандартным условиям, значения которых приведены в таблицах. Энтропия измеряется в Дж/(моль•К). Для простых веществ значение энтропии не равно нулю.

Возрастание энтропии в системе называется энтропийным фактором. Этот фактор проявляется тем выше, чем выше температура. Количественно энтропийный фактор можно оценить произведением  $T\Delta S$ .

Понижение энергии системы называют энтальпийным фактором. Количественно выражается через тепловой эффект  $\Delta H$ .

В химическом процессе одновременно действуют оба этих фактора: стремление частиц объединиться за счет образования прочных связей, что приводит к уменьшению энтальпии; и стремление частиц разъединиться, что приводит к увеличению энтропии.

Суммарный эффект двух противоположных тенденций в процессах, протекающих при постоянном давлении и температуре, отражает изменение энергии Гиббса,  $G$  – изобарно-изотермический потенциал:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Характер изменения энергии Гиббса позволяет судить о принципиальной возможности или невозможности протекания самопроизвольного процесса. Условием принципиальной осуществимости процесса является уменьшение энергии Гиббса:  $\Delta G < 0$ . Чем больше химическое сродство реагентов, тем сильнее стремление к протеканию процесса, тем больше убыль  $\Delta G$ . Увеличение энергии Гиббса,  $\Delta G > 0$ , свидетельствует о невозможности осуществления процесса в данных условиях. Если  $\Delta G = 0$ , то система находится в состоянии равновесия.

В соответствие с уравнением Гиббса самопроизвольному протеканию процесса способствует уменьшение энтальпии и увеличение энтропии системы, когда  $\Delta H < 0$ , а  $\Delta S > 0$ . При других сочетаниях характера изменений энтальпии и энтропии возможность процесса определяет либо энтальпийный, либо энтропийный фактор.

Изменение энергии Гиббса, так же, как и изменение энтальпии и энтропии, не зависит от пути процесса и определяется по закону Гесса:

$$\Delta G_{x.p.} = \Sigma \Delta G^{\circ}_f(\text{прод.}) - \Sigma \Delta G^{\circ}_f(\text{исх.})$$

Стандартные энергии Гиббса образования веществ приведены в таблицах. Для простых веществ стандартные энергии Гиббса образования принимают равными нулю.

### **Химическая кинетика и равновесие**

Как и любые другие процессы, химические реакции протекают во времени и поэтому характеризуются скоростью. Раздел химии, изучающий скорость химических реакций и факторы, влияющие на нее, называется химической кинетикой.

Химические реакции могут протекать в гомогенной или гетерогенной среде. Гомогенная реакция протекает во всем объеме системы равномерно, в то время как гетерогенная реакция протекает на поверхности раздела фаз.

Скоростью гомогенной реакции называется изменение количества вещества реагирующих веществ или продуктов реакции за единицу времени в единице объема:

$$U_{\text{ГОМ.}} = \Delta n / (V \cdot \Delta t)$$

Скоростью гетерогенной реакции называется изменение количества вещества реагирующих веществ или продуктов реакции за единицу времени на единице площади раздела фаз:

$$U_{\text{ГЕТ.}} = \Delta n / (S \cdot \Delta t)$$

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации веществ, давления, температуры, поверхности раздела фаз, катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ определяется законом действующих масс (Гульдберг, Вааге, 1867 г.): скорость гомогенной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведённых в степень их стехиометрических коэффициентов.

Для реакции  $aA + bB = dD$ , математическое выражение закона действующих масс записывается:  $U = kC_a^A C_b^B$ .

Коэффициент пропорциональности,  $k$ , называется константой скорости реакции. Константа скорости равна скорости химической реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л (физический смысл). Константа скорости зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависит от концентрации.

Скорость реакции зависит от температуры. Эта зависимость определяется эмпирическим правилом Вант – Гоффа (1884 г.): повышение температуры на каждые 10 градусов увеличивает скорость реакции в 2-4 раза:

$$U_2 = U_1 \cdot \gamma^{\Delta t / 10}, \text{ где}$$

$U_1$  – скорость реакции при температуре  $t_1$ ;

$U_2$  – скорость реакции при температуре  $t_2$ ;

$\Delta t$  – разность температур;

$\gamma$  – температурный коэффициент

Температурный коэффициент показывает, во сколько раз увеличится скорость химической реакции при увеличении температуры на 10.

Энергия активации – это минимальная энергия взаимодействующих частиц, достаточная для того, чтобы все частицы вступили в химическую реакцию.

При повышении температуры увеличивается число активных молекул, способных к взаимодействию, и скорость реакции возрастает.

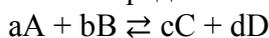
Химические реакции бывают обратимыми и необратимыми. Необратимыми называются реакции, которые протекают только в одном направлении и до конца.

Большинство реакций являются обратимыми. Это процессы, в которых одновременно протекают две взаимно противоположные реакции – прямая и обратная. Такие реакции до конца не доходят и характеризуются установлением химического равновесия.

В самом начале процесса скорость прямой реакции максимальна, а скорость обратной вообще незаметна. По мере уменьшения концентрации исходных веществ, скорость прямой реакции уменьшается. Одновременно, по мере накопления продуктов прямой реакции, начинает развиваться обратная реакция. Через некоторое время наступает состояние, когда обе реакции – прямая и обратная – протекают с одинаковыми скоростями. Такое состояние системы называется химическим равновесием.

Концентрации всех веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются равновесными концентрациями.

Представим обратимую реакцию в общем виде:



На основании закона действующих масс выразим скорость прямой и обратной реакций:

$$U_1 = k_1[A]^a[B]^b$$

$$U_2 = k_2[C]^c[D]^d,$$

где  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$ ,  $[D]$  – равновесные концентрации веществ.

Т.к.  $k_1$  и  $k_2$  для данной системы являются величинами постоянными, их отношение также будет величиной постоянной. Обозначив  $k_1/k_2 = K_C$ , получим:

$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

где  $K_C$  – константа химического равновесия. Она зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентраций веществ. Константа равновесия показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной реакции, если концентрация исходных веществ и продуктов равны единице (1 моль/л). В этом физический смысл константы равновесия.

Константа химического равновесия обратимого процесса равна отношению произведения равновесных концентраций конечных продуктов к произведению равновесных концентраций исходных веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам перед формулами соответствующих веществ в уравнении химической реакции.

Смещение равновесия (усиление скорости прямой и обратной реакции) в зависимости от изменения внешних условий – концентрации реагирующих веществ, температуры, давления (в случае газовых реакций) в общем виде определяется принципом Ле Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится таким образом, чтобы оказанное воздействие уменьшилось.

Увеличение концентрации веществ приводит к смещению равновесия в сторону их расходования, а уменьшение концентрации веществ – в сторону их образования.

Изменение давления оказывает влияние только на вещества в газообразном состоянии. При повышении давления равновесие смещается в сторону уменьшения числа молей газообразных веществ, при понижении давления – в сторону увеличения числа молей газообразных веществ.

Изменение температуры влияет на реакции, сопровождающиеся тепловыми эффектами. Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермического процесса, понижение температуры – в сторону экзотермического процесса.

Катализатор не вызывает смещения химического равновесия, а только ускоряет его наступление, т.к. одинаково ускоряет прямую и обратную реакции обратимого процесса.

### **Растворы**

**Растворы** – это однородные гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов. Растворы могут находиться в любом агрегатном состоянии: твердом, жидком или газообразном. Общим признаком для них является однофазность. Компонентами раствора являются растворитель и растворенное вещество, равномерно распределенное в растворителе в виде молекул, атомов или ионов. Под растворителем обычно понимают то вещество, агрегатное состояние которого совпадает с агрегатным состоянием всего раствора. Если агрегатное состояние веществ, составляющих раствор, одинаково, то растворителем считают то вещество, которого больше. Для растворов электролитов растворителем всегда считается вода, даже если ее очень мало. В целом понятие «растворитель» и «растворенное вещество» применимо к разбавленным растворам.

По количеству растворенного вещества растворы можно разделить на разбавленные и концентрированные. К разбавленным растворам относят растворы, содержащие менее 1 моль вещества в 1 литре раствора.

По характеру устанавливающегося в растворе равновесия растворы бывают ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные. Раствор, содержание вещества в котором

меньше, чем в насыщенном при данной температуре растворе, называют ненасыщенным. В ненасыщенном растворе еще может раствориться какое-то количества вещества.

Насыщенным называется раствор, который находится в динамическом равновесии с осадком растворенного вещества при определенной температуре. В насыщенном растворе при данной температуре не может раствориться больше вещества. Насыщенные растворы могут быть и очень концентрированными и очень разбавленными.

Пересыщенные растворы содержат больше растворенного вещества, чем насыщенные при данной температуре. Их можно получить при медленном и осторожном охлаждении насыщенных растворов. Пересыщенные растворы являются неустойчивыми и при любом внешнем воздействии выделяют избыток растворенного вещества в виде осадка, переходя в насыщенные растворы.

Растворимостью вещества называют его способность образовывать с другим веществом, выполняющим функцию растворителя, однородную систему. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе. Растворимость выражают коэффициентом растворимости – массой безводного вещества, способной раствориться при данной температуре в 100 г растворителя.

Растворимость веществ зависит от температуры. В зависимости от теплового эффекта растворения влияние температуры определяется принципом Ле Шателье. Но для большинства веществ с повышением температуры растворимость увеличивается. Зависимость растворимости твердых веществ от температуры изображается графически в виде кривых растворимости.

Растворимость газов в жидкостях различна. В большинстве случаев газы мало растворимы в воде. На их растворимость оказывают влияние температура и давление. При повышении температуры растворимость газов уменьшается, а при кипячении газ практически полностью удаляется из раствора. Зависимость растворимости газов от давления определяется **законом Генри**: масса газа, растворяющаяся в данном объеме жидкости при определенной температуре, прямо пропорциональна его давлению.

$$C = k \cdot P, \text{ где}$$

C – массовая концентрация газа,

k – константа Генри,

P – давление газа.

Закон Генри справедлив только для газов, не вступающих с растворителем в химическое взаимодействие.

Для количественного выражения состава раствора применяют различные виды концентраций: массовая доля вещества в растворе или процентная концентрация  $\omega$  (%); молярная концентрация  $C_M$  (моль/л); эквивалентная или нормальная концентрация  $C_N$  (моль/л). Состав раствора можно также выразить через его плотность  $\rho$  (г/мл).

Свойства растворов всегда отличаются от свойств каждого из его компонентов. Это связано с характером взаимодействия между компонентами и с уменьшением концентрации молекул каждого вещества при распределении в нем другого вещества. Поэтому большой интерес представляют очень разбавленные растворы, в которых взаимодействием частиц можно пренебречь. Разбавленные растворы приближаются к идеальным растворам и их свойства описываются более простыми уравнениями.

#### 1. Давление пара над раствором.

При данной температуре давление насыщенного пара над жидкостью – величина постоянная. При растворении в жидкости какого-либо вещества концентрация растворителя понижается, что приводит к понижению давления пара над раствором. Это понижение будет тем больше, чем выше концентрация растворенного вещества. В 1887 г. Французский физик Рауль установил закон, связывающий понижение давления пара над раствором с его концентрацией. Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества.

$$(P_0 - P)/P_0 = N, \text{ где}$$

$P_0$  – давление насыщенного пара над чистым растворителем;

$P$  – давление насыщенного пара над раствором;

$N$  – молярная доля растворенного вещества.

### 2. Температуры кипения и замерзания растворов.

Индивидуальные вещества характеризуются строго определенными температурами кипения и замерзания. Присутствие растворенного вещества повышает температуру кипения и понижает температуру замерзания раствора, и тем сильнее, чем выше концентрация раствора.

$$\Delta T_{\text{кип.}} = E \cdot C_m$$

$$\Delta T_{\text{зам.}} = K \cdot C_m, \text{ где}$$

$\Delta T_{\text{кип.}}$  – повышение температуры кипения;

$\Delta T_{\text{зам.}}$  – понижение температуры замерзания;

$E$  – эбуллиоскопическая константа;

$K$  – криоскопическая константа;

$C_m$  – молярная концентрация раствора.

Эбуллиоскопическую и криоскопическую константы определяют экспериментально.

Они не зависят от природы растворенного вещества и характеризуют только растворитель.

### 3. Осмотическое давление.

В растворе частицы растворенного вещества находятся в беспорядочном тепловом движении и равномерно распределены в растворе. Если к концентрированному раствору любого вещества добавить растворитель, то через некоторое время концентрации в любой точке раствора сравняются, что является следствием диффузии. При этом частицы движутся из области с большей концентрацией в область с низкой концентрацией. Если два раствора с различными концентрациями разделить полупроницаемой мембраной, которая пропускает только растворитель, то начнется процесс самопроизвольного перехода растворителя через полупроницаемую мембрану, называемый осмосом. Давление, которое нужно приложить, чтобы осмос прекратился, называется осмотическим давлением. Осмотическое давление разбавленных растворов не зависит от природы компонентов, и возрастает пропорционально концентрации растворенного вещества и абсолютной температуре, причем коэффициентом пропорциональности является универсальная газовая постоянная  $R$ .

$$P_{\text{осм.}} = C \cdot R \cdot T$$

Если подставить в это уравнение выражение для молярной концентрации, то уравнение примет вид:

$$P_{\text{осм.}} \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Это уравнение совпадает с уравнением состояния идеального газа. Это позволило Вант-Гоффу (1887 г.) сформулировать закон:

*Осмотическое давление разбавленного раствора численно равно тому давлению, которое производило бы данное количество растворенного вещества, занимая в виде газа при данной температуре объем, равный объему раствора.*

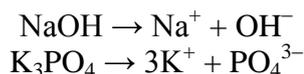
Осмотические явления широко распространены в природе и технике. Благодаря осмосу осуществляется подъем воды по стеблям растений, питание клеток. Осмос применяется для очистки сточных вод, опреснения морской воды.

### **Теория электролитической диссоциации**

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, были названы электролитами. А вещества, не обладающие в растворе или расплаве электрической проводимостью, – неэлектролитами.

Причиной электропроводности является наличие подвижных ионов в расплаве и растворе электролита. В расплаве под действием температуры, а в растворе под влиянием

полярных молекул растворителя электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы:



Процесс распада электролита на ионы под действием полярных молекул растворителя называется электролитической диссоциацией.

Согласно теории электролитической диссоциации (ТЭД) **С. Аррениуса**, молекулы электролита в воде распадаются на ионы – положительные (катионы) и отрицательные (анионы). Но Аррениус не учитывал взаимодействия между ионами и молекулами растворителя. По современным представлениям электролитическая диссоциация происходит в результате сложного физико-химического процесса взаимодействия молекул электролита и полярных молекул растворителя.

Процесс диссоциации может быть количественно охарактеризован рядом величин: степенью электролитической диссоциации, константой диссоциации, изотоническим коэффициентом.

Степень диссоциации  $\alpha$  – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул:

$$\alpha = (N_{\text{дис.}}/N_{\text{общ.}}) \cdot 100\%$$

Степень диссоциации измеряется в процентах или долях единицы. Если  $\alpha = 0$ , то диссоциация отсутствует, если  $\alpha = 1$  или 100%, то диссоциация полная.

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные ( $\alpha > 30\%$ ), слабые ( $\alpha < 3\%$ ) и электролиты средней силы ( $3 < \alpha < 30\%$ ).

Сильные электролиты: многие неорганические кислоты – HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub> и др., гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, почти все соли. Электролиты средней силы: некоторые органические и неорганические кислоты – H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, HCOOH, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. Слабые электролиты: кислоты – H<sub>2</sub>S, HCN, CH<sub>3</sub>COOH, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и др., гидроксиды d-металлов, NH<sub>4</sub>OH, Al(OH)<sub>3</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>, некоторые соли – Mg(CN)<sub>2</sub>, HgCl<sub>2</sub>.

Степень диссоциации зависит от природы растворителя, температуры, концентрации раствора. При разбавлении раствора степень диссоциации возрастает.

При диссоциации слабых и средних электролитов в растворе устанавливается равновесие:



где прямой процесс – диссоциация на ионы, обратный процесс – ассоциация ионов в молекулы. Применяя к данному равновесию закон действующих масс, получим:

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{K}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{KA}]}, \text{ где}$$

$K_{\text{д}}$  – константа равновесия, называемая константой диссоциации.

Чем больше величина  $K_{\text{д}}$ , тем сильнее электролит. Константа диссоциации зависит от природы электролита и от температуры, но не зависит от концентрации.

Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.

Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации не образуют других катионов, кроме катионов водорода. Число ионов водорода, образующихся при диссоциации одной молекулы кислоты, определяет ее основность. Многоосновные кислоты могут диссоциировать ступенчато. Диссоциация по первой ступени происходит легче.

Способность многоосновных кислот диссоциировать ступенчато объясняет их склонность к образованию кислых солей. Образование катионов водорода при диссоциации обуславливает общие свойства кислот – кислый вкус, изменение окраски индикатора.

Основания – это электролиты, которые при диссоциации не образуют других анионов, кроме гидроксид-ионов. Подобно многоосновным кислотам, основания

многозарядных катионов диссоциируют ступенчато. Этим объясняется способность многокислотных оснований к образованию основных солей. Образование гидроксид-ионов при диссоциации обуславливает общие свойства оснований – «мылкий» вкус и изменение окраски индикаторов.

Соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы, отличные от катионов водорода, и анионы, отличные от гидроксид-ионов. Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато. Поэтому растворы кислых солей имеют слабокислую среду, а растворы основных солей – слабощелочную среду.

Химическая активность воды проявляется не только в ее высокой растворяющей способности, но и в химических превращениях растворимых веществ под действием воды. Вода способна разлагать растворенные вещества, действуя, как кислота или как основание. Реакции обменного разложения с участием воды называются гидролизом. Гидролитическому разложению подвергаются различные органические и неорганические соединения. В неорганической химии важное значение имеют реакции гидролиза солей. Условием протекания гидролиза солей является образование слабого электролита.

В зависимости от силы кислоты и основания, образующиеся соли можно разделить на 4 типа.

1. **Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием:**  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$  и др. Эти соли гидролизу не подвергаются, так как при их взаимодействии с водой не могут быть получены слабые электролиты. Смещения равновесия диссоциации воды не происходит, среда раствора остается нейтральной,  $\text{pH} = 7$ .

2. **Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием:**  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и др. Такие соли гидролизуются по аниону. Гидролиз многозарядных анионов происходит ступенчато. Количество ступеней гидролиза определяется величиной заряда. В результате гидролиза накапливаются гидроксид-ионы, поэтому среда раствора становится щелочной,  $\text{pH} > 7$ .

3. **Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием:**  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и др. Такие соли гидролизуются по катиону. В результате гидролиза накапливаются катионы водорода, поэтому среда раствора становится кислой,  $\text{pH} < 7$ .

4. **Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием:**  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$  и др. Такие соли гидролизуются и по катиону и по аниону. Большинство солей данного типа полностью разлагаются водой. В зависимости от константы диссоциации образующихся слабой кислоты и слабого основания среда раствора может быть слабокислой или слабощелочной.

Процесс гидролиза можно количественно охарактеризовать степенью гидролиза,  $h$ . **Степень гидролиза** – это отношение числа гидролизованных молекул к общему числу молекул вещества в растворе,  $h = [\text{N}(\text{гидр.})/\text{N}(\text{общ.})] \cdot 100\%$ . Так как процесс гидролиза является обратимым процессом, равновесие гидролиза можно смещать действием внешних факторов. В соответствии с принципом Ле Шателье гидролиз усиливается при разбавлении раствора (увеличении концентрации воды). Гидролиз является эндотермической реакцией, так как обратная реакция нейтрализации является экзотермической. Поэтому степень гидролиза возрастает при нагревании. В горячих растворах гидролиз может настолько усилиться, что произойдет полное разложение соли. Поэтому для предохранения растворов от разрушения вследствие гидролиза следует избегать их чрезмерного разбавления и нагревания.

Процесс гидролиза может быть усилен или ослаблен в присутствии других электролитов. Так, для солей, гидролизующихся по катиону, и имеющих в растворе кислую среду, добавление щелочи приведет к усилению гидролиза, а добавление кислоты – к его подавлению. Для солей, гидролизующихся по аниону и имеющих в растворе щелочную среду, усиление гидролиза произойдет при добавлении кислоты, а ослабление гидролиза – при добавлении щелочи.

Гидролиз может усиливаться при совместном присутствии солей. Если соли создают разную реакцию среды в растворе, то они будут взаимно усиливать гидролиз друг друга.

### **Дисперсные системы. Коллоидные растворы**

Коллоидные системы (от греческого «колла» - клей) представляют пример дисперсных систем. Дисперсными называются системы, состоящие из частиц дисперсной фазы (раздробленного вещества) равномерно распределенных между частицами дисперсионной среды. К ним относятся думы, туманы, взвеси различных частиц, например глины в воде и т.д.

Дисперсные системы классифицируются по размеру частиц дисперсной фазы или по степени дисперсности. По этому признаку различают истинные растворы с размером частиц  $10^{-9}$ – $10^{-7}$  м, коллоидные растворы с размером частиц  $10^{-7}$ – $10^{-5}$  м, грубодисперсные системы с размером частиц более  $10^{-5}$  м.

Грубодисперсные системы, например, взвесь глины в воде, не обладают осмотическим давлением, фильтруются через бумажные фильтры и являются неустойчивыми, т.е. не остаются долго во взвешенном состоянии в жидкой среде, а оседают под действием силы тяжести на дно сосуда. Это кинетически неустойчивые системы.

В коллоидных системах в связи с уменьшением размера частиц появляются новые качества. Частицы коллоидных систем значительно больше молекул, так как они представляют агрегаты из сравнительно большого числа молекул или атомов. Но если в суспензиях частицы можно наблюдать при помощи микроскопа и тем самым обнаружить поверхность раздела, то коллоидные частицы из-за незначительных размеров нельзя обнаружить при помощи микроскопа. Поэтому коллоидные системы, в отличие от суспензий, называются микрогетерогенными системами.

Коллоидные растворы могут быть получены двумя методами:

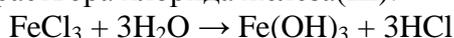
- диспергационными – раздроблением крупных частиц на более мелкие;
- конденсационными – путем агрегации молекул или ионов в более крупные частицы.

Получение коллоидных растворов (золей) диспергационными методами осуществляется механическим измельчением твердого вещества в ступке или при помощи мельницы, путем электрического или ультразвукового диспергирования. Сюда же можно отнести и метод пептизации (химическое диспергирование), основанный на превращении осадков, образующихся при коагуляции (слипанию) коллоидных систем, в коллоидный раствор (при промывании осадков с помощью пептизаторов).

К методам конденсации относятся укрупнение частиц в результате конденсации пара, замены растворителя или в результате протекания химических реакций.

Однако во всех этих случаях коллоидные системы получаются только тогда, когда дисперсная фаза обладает ничтожно малой растворимостью в дисперсионной среде. При несоблюдении этого условия возможно образование молекулярных растворов. Кроме того, необходимо, чтобы между частицами и средой существовало взаимодействие, препятствующее связыванию друг с другом. Для получения устойчивой коллоидной системы необходимо присутствие веществ, которые, адсорбируясь на поверхности коллоидных частиц, создавали бы достаточно интенсивное взаимодействие между поверхностью частиц и окружающей их средой. Вещества, обуславливающие устойчивость коллоидных растворов, называют стабилизаторами.

Рассмотрим строение коллоидных частиц на примере золя гидроксида железа, полученного при гидролизе раствора хлорида железа(III):



Основу коллоидной частицы составляют монокристаллы труднорастворимого  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , которые называют агрегатами. В результате избирательной адсорбции ионов  $\text{Fe}^{3+}$  на поверхности агрегата возникает положительно заряженный слой. В соответствии с эмпирическим правилом, на поверхности агрегата адсорбируются те ионы, которые

входят в состав агрегата. Ионы  $Fe^{3+}$  являются потенциалобразующими ионами (ПОИ). Агрегат вместе с ПОИ является частицей твердой фазы и его называют ядром. Под действием электростатических сил к ядру притягиваются ионы противоположного знака, компенсирующие заряд ядра. Эту роль выполняют ионы  $Cl^-$ . Часть противоионов  $3(n-x)Cl^-$  наиболее близко расположена к ядру. Они удерживаются не только электростатическими силами, но и силами Ван-дер-Ваальса и образуют адсорбционный слой противоионов. Весь этот комплекс передвигается в растворе как единое целое и его называют коллоидной частицей или гранулой. Так как положительных зарядов в адсорбционных слоях больше, чем отрицательных коллоидная частица заряжена положительно. Оставшиеся противоионы  $3xCl^-$  образуют диффузный слой и связаны с ядром слабее. Гранула вместе с диффузным слоем образует мицеллу.

Наименьшей структурной единицей коллоидного раствора – золя – является мицелла. Мицелла является электронейтральной. Но коллоидные частицы заряжены одноименно, что препятствует их слипанию. Каждая заряженная частица сольватируется, т.е. окружается обложкой из молекул растворителя. Таким образом, одноименный заряд частиц в золе и наличие сольватных (в воде – гидратных) оболочек мешают укрупнению частиц, а значит, повышают агрегативную устойчивость зольей, оказывая защитное действие.

На границе между диффузным и адсорбционным слоями при движении частиц в электрическом поле обнаруживается так называемый электрокинетический, или дзета-потенциал ( $\xi$ ). Величина дзета-потенциала характеризует агрегативную устойчивость зольей: чем выше этот потенциал, тем сильнее силы взаимного отталкивания частиц.

По устойчивости коллоидные системы могут сильно различаться. Некоторые из них сохраняются без изменений длительные периоды времени, другие оказываются сравнительно нестойкими, третьи могут быть получены с трудом. Существует два вида процессов, приводящих к разрушению коллоидных систем.

В процессах первого рода частицы дисперсной фазы могут выделяться путем оседания или всплывания. Это процессы седиментации.

В процессах второго рода происходит укрупнение частиц в результате их слияния и слипания. Это процессы коагуляции.

Поэтому существует понятие о кинетической и агрегативной устойчивости коллоидных систем, т.е. устойчивости в отношении процессов седиментации и коагуляции.

Кинетическая устойчивость обусловлена гетерогенностью и высокой дисперсностью коллоидных систем. Тепловое движение частиц дисперсной фазы (броуновское движение) сохраняет их во взвешенном состоянии и препятствует седиментации.

Агрегативная устойчивость объясняется наличием у коллоидных частиц одноименных зарядов и сольватных оболочек, что мешает им соединиться в более крупные агрегаты. Уменьшение величины заряда способствует укрупнению частиц и вызывает их коагуляцию.

Коагуляцию коллоидов могут вызвать электролиты, изменение температуры, механические воздействия, изменение концентрации дисперсной фазы, старение систем. Особенно важную роль в коагуляции играют электролиты. При добавлении электролитов происходит изменение строения двойного электрического слоя частиц. Часть противоионов диффузного слоя переходит в адсорбционный слой, т.е. идет сжатие диффузного слоя. Этот процесс сопровождается также десольватацией частиц, а значит, уменьшением толщины сольватной оболочки. Чем выше концентрация добавляемого электролита, тем сильнее сжимается диффузный слой, тем меньше становится значение  $\xi$ -потенциала, и следовательно, тем быстрее начинается процесс коагуляции.

Защита коллоидов от коагуляции (повышение устойчивости к действию электролитов и других коагулирующих факторов) осуществляется при введении

стабилизаторов. Стабилизаторами могут быть поверхностно-активные вещества (например, мыла, высокомолекулярные спирты, сульфокислоты и их соли и т.д.) и высокомолекулярные соединения (ВМС) – такие, как белки (желатин, казеин, альбумин) и углеводы (крахмал, пектиновые вещества и др.). В основе защитного действия таких стабилизаторов лежит адсорбция их на поверхности частиц дисперсной фазы и дополнительная сольватация их молекулами растворителя.

### **Окислительно-восстановительные реакции**

Окислительно-восстановительными называются реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.

Степень окисления – это условный заряд атома в соединении, вычисленный из предположения, что все связи в соединении являются ионными.

Любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой совокупность двух взаимосвязанных противоположных процессов – окисления и восстановления.

Окисление – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. При окислении степень окисления элемента повышается. Вещества, которые окисляются, являются восстановителями.

Восстановление – это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. При восстановлении степень окисления элемента понижается. Вещества, которые восстанавливаются, являются окислителями.

О способности веществ проявлять окислительные или восстановительные свойства можно судить по степени окисления элементов.

Окислителями могут быть нейтральные атомы любых элементов, атомы элементов в высшей положительной степени окисления, атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления.

Восстановителями могут быть нейтральные атомы всех элементов, кроме фтора (особенно атомы с низкой энергией ионизации – металлы), атомы неметаллов в отрицательной степени окисления, атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления.

Таким образом, атом элемента в высшей положительной степени окисления может проявлять только окислительные свойства. Он уже не может отдавать электроны, а может лишь принимать электроны, понижая степень окисления.

Атом элемента в низшей отрицательной степени окисления может проявлять только восстановительные свойства, так как не может принимать электрон. Он способен только отдавать электроны и повышать степень окисления.

Если элемент находится в промежуточной степени окисления, то он способен и принимать и отдавать электроны, т.е. проявлять и окислительные и восстановительные свойства в зависимости от условий реакции.

Можно выделить три типа окислительно-восстановительных реакций:

1. Реакции межмолекулярного окисления-восстановления. Окислитель и восстановитель находятся в молекулах различных веществ.

2. Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления. Окислитель и восстановитель входят в состав одной и той же частицы. Это могут быть атомы разных элементов или атомы одного элемента в разных степенях окисления.

3. Реакции самоокисления-самовосстановления или реакции диспропорционирования. Окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента. Степень окисления одной части атомов понижается за счет повышения степени окисления другой части атомов. Диспропорционировать могут атомы элементов в промежуточной степени окисления.

Существует два способа составления уравнений и расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса и метод электронно-ионных уравнений.

В реакциях, протекающих в растворах, участвуют не атомы с формальными степенями окисления, а реально существующие молекулы и заряженные ионы.

Протекание окислительно-восстановительных реакций зависит от среды раствора, и в случае разного уровня рН могут образоваться различные продукты.

Окисленная и восстановленная формы часто отличаются по содержанию кислорода. Поэтому в уравнениях полуреакций окисления и восстановления принимают участие катионы водорода, гидроксид-ионы и молекулы воды.

При восстановлении исходная форма теряет свои оксид-ионы, которые в кислой среде связываются с катионами водорода с образованием молекул воды, а в щелочной среде – с молекулами воды с образованием гидроксид-ионов.

При окислении недостаток в исходной форме оксид-ионов компенсируется в кислой среде добавлением молекул воды с образованием катионов водорода, а в щелочной среде – добавлением гидроксид-ионов с образованием молекул воды.

### Электрохимические системы

Система, состоящая из металлической пластинки, погруженной в раствор электролита, называется электродом. Электрод – это система из двух токопроводящих тел: проводников первого и второго рода. К проводникам первого рода относятся металлы, их сплавы, оксиды с металлической проводимостью, а также неметаллические материалы (графит); носителями заряда в таких системах являются электроны. К проводникам второго рода относятся растворы и расплавы электролитов; носителями заряда являются ионы.

Если металлическую пластинку опустить в раствор, то начнется переход ионов металла в раствор и обратный переход ионов из раствора на пластинку. При этом скорость перехода в одном из направлений будет преобладать до тех пор, пока не наступит равновесие. Процесс перехода металла пластинки в раствор связан с потерей его атомами электронов и образованием положительно заряженных ионов:  $Me - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$ , т.е. происходит окисление. Обратный процесс – восстановление:  $Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me$ .

При преобладающем переходе ионов металла в раствор, на пластинке останутся избыточные электроны. Пластинка зарядится отрицательно по отношению к раствору и притянет к своей поверхности положительные ионы раствора, которые образуют положительно заряженную ионную обкладку пластины. Это слой в растворе называется диффузным слоем. В случае, когда преобладает переход ионов металла из раствора на пластинку, поверхность металла заряжается положительно, а диффузный слой отрицательно.

Таким образом, переход ионов из раствора на пластинку и обратно приводит к образованию двойного электрического слоя (ДЭС). Разность потенциалов, возникающая на границе металл-раствор, называется электродным потенциалом.

Электродный потенциал зависит от свойств металла, концентрации его ионов в растворе, температуры. Эта зависимость выражается уравнением **Нернста**:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln C(Me^{n+}), \text{ где}$$

$\varphi$  – электродный потенциал металла;

$\varphi^{\circ}$  – стандартный электродный потенциал металла;

R – универсальная газовая постоянная;

T – абсолютная температура;

n – заряд иона металла;

F – постоянная Фарадея;

$C(Me^{n+})$  – активная концентрация ионов

Подставив значения констант в формулу и переведя ln в lg, получим:

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C(\text{Me}^{n+})$$

Следовательно, стандартный электродный потенциал – это потенциал, который возникает на границе металл-раствор при концентрации ионов металла в растворе 1 моль/л.

Стандартный электродный потенциал – это основная характеристика электрода. Экспериментальных методов определения абсолютного значения электродного потенциала нет. Поэтому их измеряют относительно потенциала водородного электрода в стандартных условиях, при которых активная концентрация ионов водорода в растворе 1 моль/л, а давление водорода равно нормальному атмосферному давлению.

Часть поглощенного платиной водорода переходит в атомарное состояние; поэтому в поверхностном слое пластины устанавливается равновесие:  $\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}$ , а на границе платины и серной кислоты – равновесие  $\text{H} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \bar{e}$ . На границе металл-раствор возникает электродный потенциал, который принят равным нулю.

По сравнению со стандартным значением водородного электрода можно определить электродный потенциал любого электрода. Стандартные электродные потенциалы (измеренные при стандартной температуре  $T = 298 \text{ K}$ ) в порядке их возрастания приведены в таблицах. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов называют также рядом напряжений металлов. Убывающее значение отрицательного потенциала и возрастающее значение положительного потенциала отвечает уменьшению восстановительной и росту окислительной активности металла.

Каждый металл в ряду напряжений вытесняет из растворов солей все металлы, которые следуют за ним, и сам вытесняется металлами, стоящими до него. Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из растворов кислот.

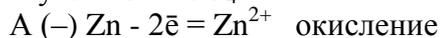
Чем меньше окислительно-восстановительный потенциал, тем больше восстановительная способность вещества, чем больше окислительно-восстановительный потенциал, тем выше окислительная способность вещества.

На основе величин окислительно-восстановительных потенциалов можно определить Э.Д.С. окислительно-восстановительной реакции, а, следовательно, ее направление. Окислительно-восстановительная реакция в данном направлении может протекать при условии положительного значения Э.Д.С.

$$\text{Э.Д.С.} = \varphi_{\text{ОКИСЛИТЕЛЯ}} - \varphi_{\text{ВОССТАНОВИТЕЛЯ}}$$

Если пространственно разделить процессы окисления и восстановления, то можно получить электрический ток. В этом случае окислительно-восстановительная реакция осуществляется на электродах, а химическая энергия превращается в электрическую.

Медно-цинковый гальванический элемент состоит из цинкового и медного электродов, погруженных в растворы  $\text{ZnSO}_4$  и  $\text{CuSO}_4$ . Сосуды соединены тонкой стеклянной трубкой, заполненной раствором электролита – солевым мостиком. Если цепь замкнуть, начнется окислительно-восстановительная реакция. На цинковом электроде (аноде) происходит потеря электронов и постепенное растворение металла – окисление. На медном электроде (катоде) происходит осаждение меди – восстановление. Анод при этом заряжается отрицательно, а катод – положительно. За счет окислительно-восстановительной реакции по внешней цепи от анода к катоду движутся электроны, а по внутренней цепи движутся ионы  $\text{SO}_4^{2-}$ .



Э.Д.С. гальванического элемента определяется как разность электродных потенциалов катода и анода.

Гальванические элементы нашли широкое применение в качестве источников напряжения микрокалькуляторов, электронных часов, карманных фонарей и других электронных устройств.

### **Коррозия**

Коррозия – самопроизвольно протекающий необратимый процесс разрушения металлов вследствие их взаимодействия с окружающей средой. Различают химическую и электрохимическую коррозию.

**Химическая коррозия** протекает в отсутствие электролитов при высоких температурах. Ей подвержены детали и узлы машин, работающих при высокой температуре (ракетные двигатели, турбины).

Различают несколько видов химической коррозии:

– газовая – протекает под действием агрессивных газов (оксиды азота, оксиды серы, хлор);

– атмосферная – протекает под действием кислорода, оксида углерода(IV), паров воды;

– коррозия в неэлектролитах – протекает под действием нефти, нефтепродуктов (в двигателях внутреннего сгорания).

Электрохимическая коррозия возникает при соприкосновении различных металлов в присутствии электролита (воды, растворов кислот, щелочей, солей), вследствие чего образуются местные гальванические элементы. По мере их действия металл с более отрицательным потенциалом разрушается. Скорость коррозии тем больше, чем больше разность электродных потенциалов металлов. На скорость коррозии влияет и характер электролита. Чем выше его кислотность, чем больше в нем окислителей, тем быстрее протекает коррозия. Коррозия усиливается и с ростом температуры.

Методы защиты от коррозии:

1. Нанесение металлических защитных покрытий. Металл покрывают другим металлом, образующим защитную оксидную пленку (алюминий, хром, никель и др.), или пассивным металлом (серебро, медь, золото).

2. Оксидирование – создание оксидной пленки, препятствующей дальнейшему окислению.

3. Металлические изделия смазывают неокисляющимися маслами, которые при застывании образуют слой на поверхности металла.

4. На поверхность металла наносят раствор высокомолекулярного соединения. После испарения растворителя на поверхности образуется полимерная пленка.

5. Защита внешним потенциалом основана на том, что при наложении извне отрицательного потенциала большего, чем потенциал активного металла, поток электронов прекратится, и коррозия протекать не будет. Для этого защищаемый металл соединяют с отрицательным полюсом внешнего источника постоянного тока, а положительный полюс заземляют.

6. Протекторная защита. К изделию подсоединяют деталь-протектор из более активного металла, который легко окисляется и тем самым предохраняет изделие от коррозии.

### **Химия элементов**

**Неметаллы.** В периодической системе химических элементов неметаллы расположены в правой верхней части. По сравнению с металлами атомы неметаллов характеризуются высокими энергиями ионизации и высоким сродством к электрону. Поэтому они легко присоединяют электроны, проявляя окислительные свойства.

Неметаллы не обладают характерным для металлов блеском, хрупки, очень плохо проводят теплоту и электрический ток. Некоторые из них при обычных условиях газообразны. Неметаллы образуют простые вещества молекулярного и немолекулярного строения, отличающиеся своими физическими свойствами.

Простые вещества с немолекулярным строением – **C, B, Si** имеют атомные кристаллические решетки, поэтому обладают высокой твердостью и очень высокими температурами плавления. Простые вещества с молекулярным строением – **F<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, S<sub>8</sub>** при обычных условиях газы, жидкости или твердые вещества с низкими температурами плавления. В твердом состоянии все они образуют молекулярные кристаллические решетки.

Рассмотрим типы и структуру различных простых веществ. Молекулы благородных газов одноатомны и в твердом состоянии кристаллы молекулярные. Для галогенов объединение атомов приводит к образованию двухатомных молекул, образующих молекулярные кристаллические решетки. По мере увеличения числа неспаренных электронов в атоме для элементов становится возможной аллотропия состава. Сера, имеющая два не спаренных электрона, образует молекулу в форме зигзагообразной цепочки, замкнутой в восьмичленное кольцо **S<sub>8</sub>**. Кроме такой формы существуют молекулы серы в виде зигзагообразных открытых цепей **S<sub>∞</sub>** и в виде колец **S<sub>6</sub>, S<sub>4</sub>** и гантелевидные молекулы **S<sub>2</sub>**. Фосфор, имеющий три неспаренных электрона, образует полимерные двумерные слои **P<sub>2∞</sub>** с пирамидальным распределением связей – это, так называемый, красный фосфор. Молекулы состава **P<sub>4</sub>** тетраэдрической формы образуют модификацию – белый фосфор. Известен и черный фосфор, который получают при высоких температурах и давлении из белого фосфора. Кремний за счет  $sp^3$ -гибридизации атомных орбиталей образует трехмерную структуру **Si<sub>3∞</sub>** типа алмаза. Углерод за счет  $sp^2$ -гибридизации атомных орбиталей образует слоистую структуру графит, а за счет  $sp^3$ -гибридизации – тетраэдрическую структуру алмаз. Все эти структуры имеют атомную кристаллическую решетку.

В соответствии с характером изменения структуры и типа химических связей закономерно изменяются и свойства простых веществ – плотность, температуры плавления и кипения, электро- и теплопроводность и др. В периоде слева направо уменьшаются металлические свойства и усиливаются неметаллические. Так, в третьем периоде **Si** – полупроводник, а **S, Cl, Ar** в твердом состоянии являются диэлектриками. В этом же ряду понижаются температуры кипения и плавления простых веществ. В группах металлические свойства сверху вниз возрастают, а неметаллические – усиливаются. Так, в подгруппе галогенов **F, Cl, Br, I** с увеличением атомных радиусов увеличивается поляризуемость двухатомных молекул и усиливается их способность к межмолекулярным взаимодействиям. Это приводит к возрастанию температур кипения и плавления простых веществ. При обычных условиях фтор и хлор представляют собой газообразные вещества, бром – красно-коричневая жидкость, а йод – кристаллическое вещество с металлическим блеском.

В химических реакциях неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства и характеризуются как положительными, так и отрицательными степенями окисления. Фтор всегда является окислителем и в соединениях проявляет только отрицательную степень окисления.

Характер изменения восстановительной и окислительной активности простых веществ в группах и периодах определяется изменением электроотрицательности элементов. В группах сверху вниз с увеличением заряда ядра окислительные свойства ослабевают, а восстановительные нарастают. В периодах слева направо ослабевают восстановительные и усиливаются окислительные свойства.

Взаимодействуя с металлами, типичные неметаллы образуют соединения с ионной связью: **NaCl, KBr** и др. Неметаллы взаимодействуют друг с другом, образуя соединения как полярные – **HCl, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>**, так и неполярные – **CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>**. С водородом неметаллы образуют летучие соединения – фтороводород **HF**, сероводород **H<sub>2</sub>S**, аммиак **NH<sub>3</sub>**, метан **CH<sub>4</sub>**. С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды: **SO<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, CO<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>** и др.

Металлы главных и побочных подгрупп. Подавляющее большинство химических элементов в свободном состоянии представляют собой металлы. Если в периодической системе элементов провести диагональ от бора к астату, то в правой верхней части будут находиться неметаллы (кроме элементов побочных подгрупп), а в левой нижней – металлы. Элементы, расположенные вблизи диагонали (Al, Ti, Ga, Sb и др.), обладают двойственными свойствами. При этом нельзя проводить резкую черту между металлами и неметаллами. Некоторые элементы (Tl, As, Sb, Ge) ведут себя как металлы в одних условиях и как неметаллы – в других.

Все металлы в обычных условиях являются твердыми веществами, кроме ртути, и обладают характерными свойствами: металлический блеск, электропроводность, теплопроводность, пластичность. Свойства металлов обусловлены металлическим типом химической связи.

Металлы – проводники тепла и электрического тока. Лучшими проводниками являются серебро, медь и алюминий. Металлы с высокой электропроводностью характеризуются и высокой теплопроводностью.

Основное механическое свойство металлов – пластичность. Они способны под давлением изменять свою форму, не разрушаясь. Это свойство позволяет прокатывать металлы в листы и вытягивать их в проволоку. Первое место по пластичности занимает золото.

Основные физические свойства металлов: твердость, температура плавления, плотность.

По степени твердости металлы значительно отличаются друг от друга. Калий, натрий – мягкие металлы, их можно резать ножом. Самый твердый металл – хром, по степени твердости приближается к алмазу.

Температура плавления металлов изменяется в широких пределах. Самый легкоплавкий металл – ртуть ( $t_{пл} = -38,87^{\circ}\text{C}$ ), самый тугоплавкий металл – вольфрам ( $t_{пл} = 3370^{\circ}\text{C}$ ).

Атомы металлов могут отдавать электроны внешнего электронного слоя, образуя положительно заряженные ионы. В отличие от неметаллов, атомы металлов не присоединяют электроны и не образуют отрицательно заряженных ионов. Т.е. металлы являются электроположительными и восстановителями. Мерой активности металлов является величина их электродного потенциала. Чем более отрицательна величина стандартного электродного потенциала, тем выше восстановительная активность металла. Металлы способны взаимодействовать с простыми веществами – неметаллами (водородом, галогенами, углеродом, азотом, серой, кислородом и др.) с образованием соответствующих бинарных соединений – гидридов, галогенидов, карбидов, нитридов, сульфидов, оксидов и др. Возможность протекания подобных реакций определяется изменением величины энергии Гиббса ( $\Delta G$ ).

Многие металлы вступают в окислительно-восстановительные реакции с кислотами.

В ряде случаев при взаимодействии металлов с кислотами образуются нерастворимые или малорастворимые продукты, которые препятствуют протеканию реакции. При взаимодействии металлов с кислородсодержащими кислотами-окислителями окисление металла происходит не за счет катионов водорода кислоты, а за счет анионов кислотных остатков.

Подавляющее большинство металлов получают путем химической обработки их соединений, входящих в состав руд. В зависимости от окислителя, с которым металл связан в соединении, руды бывают оксидные, карбонатные, силикатные, сульфидные, фосфатные, галидные, сульфидные. Выделение металлов из природных руд производится различными методами:

1. Пирометаллургический метод – восстановление металлов из руд при повышенной температуре с помощью угля, монооксида углерода, алюминия или водорода.

2. Гидрометаллургический метод – извлечение соединений металлов из руд с помощью химических реагентов ( $H_2SO_4$ , KCN и др.) в виде растворимых соединений, с последующим электролизом или обработкой растворов для извлечения металлов. Этим методом получают Ag, Zn, Cd, Mo, U.

3. Электротермический метод – восстановление активных легких металлов (K, Na, Ca, Mg, Al) из расплавленных оксидов, хлоридов, гидроксидов электролизом.

Таким образом, в основе всех методов получения металлов лежат окислительно-восстановительные реакции.

### Теоретические основы органической химии

Органическая химия – это химия соединений углерода. Органические соединения очень многообразны. В настоящее время известно более 8 миллионов органических веществ. Поэтому для изучения строения, свойств, методов получения органических соединений необходимо выделение отдельной отрасли науки. Причиной многообразия органических веществ являются уникальные свойства атома углерода – основного элемента всех органических соединений. Углерод характеризуется высокой валентностью, способен образовывать связи разной кратности: простые, двойные, тройные. Связи характеризуются прочностью и, в то же время, подвижностью. Атомы углерода могут образовывать цепи – линейные и разветвленные, а также образовывать циклы. Самыми простейшими органическими соединениями являются углеводороды, состоящие из атомов только двух элементов – углерода и водорода. Основные сырьевые источники углеводородов: каменный уголь, нефть, природный и попутный газы.

Фундаментальной теорией в органической химии является теория строения органических соединений **А.М. Бутлерова** (1861). В молекулах органических веществ существует определённая последовательность связывания атомов, которая называется химическим строением. Свойства веществ зависят от вида и количества атомов, а также от химического строения. Если молекулы веществ имеют одинаковый качественный и количественный состав, но разное химическое строение, то возникает явление изомерии, а вещества называются изомерами. В молекулах органических веществ существует взаимное влияние атомов друг на друга.

В органических соединениях углерод может находиться в трех валентных состояниях. Им соответствует тетраэдрическая, тригональная и диагональная гибридизация. Тетраэдрическая гибридизация характерна для предельных углеводородов, с одинарными связями. Тригональная гибридизация характерна для этиленовых углеводородов, в которых образуются двойные связи. Диагональная гибридизация характерна для ацетиленовых углеводородов с тройной связью. Каждый тип гибридизации характеризуется длиной, энергией углерод-углеродных связей.

Взаимное влияние атомов в молекулах органических веществ происходит по индукционному или мезомерному эффекту. Индуктивный эффект – это смещение электронной плотности по системе одинарных связей. Он зависит от электроотрицательности элементов и может быть положительный и отрицательный. Индуктивный эффект затухает по цепи. Мезомерный эффект – это смещение электронной плотности по системе кратных связей. Он может быть положительный, отрицательный и неполярный. Индукционный и мезомерный эффекты влияют на физико-химические свойства веществ.

Ковалентная связь неполярна, если связывает одинаковые атомы (H–H, Cl–Cl и др.). Если ковалентная связь образуется между различными по природе атомами, то электронная пара связи смещена к более электроотрицательному атому. Такая связь называется полярной.

Для органических соединений характерны два явления, редко встречающиеся или не встречающиеся среди неорганических соединений – изомерия и гомология. Гомология – явление существования длинных рядов органических соединений (гомологических рядов),

обладающих однотипным химическим строением и сходными химическими свойствами. Каждый член гомологического ряда отличается от соседнего по составу на постоянную структурную единицу (гомологическую разность), чаще всего группу  $-\text{CH}_2-$ . Члены гомологического ряда называются гомологами. Например, гомологический ряд алканов. Общая формула для углеводородов этого ряда  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ , где  $n = 1, 2, 3$  и т.д. Члены этого ряда:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$  и т.д.

Явление изомерии заключается в том, что при одинаковом качественном и количественном составе органические вещества могут иметь разное химическое строение. Например, этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  и диметиловый эфир  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$  имеют одинаковую общую формулу  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ , но разное химическое строение и, следовательно, разные химические и физические свойства. Этиловый спирт реагирует с органическими кислотами, легко окисляется. Этими свойствами не обладает диметиловый эфир, являясь малореакционноспособным веществом. Изомерия может быть пространственная и структурная. Структурная изомерия: углеродного скелета, положения кратной связи, положения функциональной группы. Пространственная изомерия подразделяется на геометрическую и оптическую. Геометрическая изомерия на примере 2-бутена. Физические и химические свойства геометрических изомеров. Оптическая изомерия. Понятие о хиральности. Соединения с одним асимметрическим атомом углерода, энантиомеры (антиподы), рацематы. Проекционные формулы Фишера, знак вращения и конфигурация. Правила для определения относительной конфигурации. Физические и химические свойства оптических изомеров.

Классификация органических реакций. По направлению: присоединение (A), замещение (S), отщепление (E), перегруппировка. По характеру реагирующих частиц: гомолитические (радикальные) и гетеролитические (нуклеофильные и электрофильные). Понятие о субстрате и реагенте, радикальных, нуклеофильных и электрофильных частицах. Понятие о моно-, би- и полимолекулярных реакциях.

**Радикальный механизм.** В этом случае при разрыве связи у каждого атома остается по одному электрону. Образуются радикалы – незаряженные частицы, имеющие неспаренный электрон. Такой разрыв связи называют гомолитическим. Реакции, протекающие по радикальному механизму, инициируются действием высоких температур, давления, ультрафиолетовым облучением и др. При осуществлении радикально-цепного механизма образование радикалов приводит к протеканию большого числа реакций, в которых происходит регенерация радикала.

**Ионный механизм.** В этом случае при гетеролитическом разрыве связи электронная пара остается у одного из атомов, образуются заряженные частицы – ионы:  $\text{A}\cdot\cdot\text{B} \rightarrow \text{A}^+ + \text{B}^-$ . Эти реакции протекают чаще всего в присутствии различных катализаторов. В реакциях, протекающих по ионному механизму, одни реагенты являются электроноакцепторами. Это катионы или реагенты, содержащие атом с вакантной орбиталью. Такие реагенты называют электрофильными (от греч. «philos» – любящий что-либо, расположенный к чему-либо). Анионы или реагенты, содержащие атом с неподеленной электронной парой, называются электронодонорными или нуклеофильными (латинск. «nucleus» – ядро).

### **Предельные углеводороды**

Алканами (или насыщенными, предельными углеводородами) называют такие соединения углерода с водородом, в молекулах которых каждый атом углерода затрачивает на соединение с любым соседним атомом не более одной валентности, причем все свободные (не затраченные на соединение с углеводородными атомами) его валентности насыщены водородом. В алканах все атомы углерода находятся в  $\text{sp}^3$ -гибридном состоянии (существуют только  $\sigma$ -связи). Общая формула гомологического ряда алканов  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ . Зная общую формулу, можно легко вывести формулу любого представителя гомологического ряда. Для названия предельных углеводородов

используются тривиальная, рациональная и систематическая номенклатура. Первые четыре представителя гомологического ряда имеют тривиальные названия (метан, этан, пропан, бутан). Названия последующих алканов производят от греческих числительных с добавлением суффикса **-ан**: пентан, гексан, гептан, октан, нонан, декан. Суффикс **-ан** является систематическим для предельных углеводородов.

При отрыве от молекулы алкана одного атома водорода образуются *алкильные* радикалы, названия которых образуются от названий соответствующих углеводородов путем замены суффикса **-ан** на **-ил**. Атомы углерода в молекуле углеводорода не равноценны по своему положению. В зависимости от количества связей с другими углеродными атомами они могут быть *первичными, вторичными, третичными и четвертичными*. Таким образом, углеводородные радикалы, содержащие свободную связь у первичного, вторичного или третичного атома углерода, являются соответственно *первичными, вторичными или третичными*.

Для названия разветвленных алканов по систематической номенклатуре (или номенклатуре ИЮПАК) вначале выбирают самую длинную цепь углеродных атомов, которая считается главной. Если существует несколько одинаковых по длине цепей, то главной является та, в которой больше разветвлений. Цепь нумеруют с того конца, где ближе расположен заместитель. Положение заместителя указывают цифрой, количество одинаковых заместителей обозначают приставками **ди-, три-, тетра-** и т.д. Заместители перечисляют в алфавитном порядке и добавляют название основной цепи.

Природными источниками предельных углеводородов являются нефть, природный и попутный газы. Алканы в промышленности получают крекингом фракций нефти. Крекинг – это термическое разложение углеводородов нефти без доступа кислорода. Среди лабораторных способов получения различают следующие:

- а) синтез без изменения углеродного скелета;
- б) синтез с уменьшением углеродного скелета;
- в) синтез с увеличением углеродного скелета.

Для алканов характерны реакции замещения (S) с разрывом связи C-H и реакции расщепления молекулы с разрывом как C-H, так и C-C-связей.

Место вступления заместителя в молекулу предельного углеводорода определяется в первую очередь вероятностью образования и стабильностью возникающего радикала. Реакции замещения идут избирательно, наиболее легко – у третичного атома углерода. Под действием радикальных реагентов – таких как атомы галогенов, оксиды азота, кислород и т.д. – происходит гомолитический разрыв C-H-связей. Реакции замещения обычно идут по цепному радикальному механизму (S<sub>R</sub>), давая соответствующие продукты замещения. Особенностью радикальных реакций является образование смеси продуктов замещения – моно-, ди-, полизамещенных.

Окисление предельных углеводородов протекает также по радикально-цепному механизму. Процесс окисления высших алканов проводят при температуре 110-130°C в присутствии катализатора (солей марганца). В этих условиях можно добиться получения только одного определенного продукта (с небольшими примесями). При обычных условиях и с использованием обычных окислителей (водный раствор перманганата калия) алканы не окисляются.

Крекинг и пиролиз алканов. Крекинг означает расщепление (cracking – англ.). Пиролиз – это расщепление (разложение) при более высокой температуре (от греческих слов : πυρ– огонь, lysis – разложение). Крекинг и пиролиз – это процессы распада алканов при высокой температуре в инертной атмосфере. Принято считать, что процессы крекинга осуществляются до 600°C, а процессы пиролиза – выше 600°C. До 350°C алканы термически устойчивы, выше 1000°C они разлагаются. Наиболее термически устойчив метан:



Чем длиннее углерод-углеродная цепь алкана, тем меньше его термическая устойчивость. Процессы крекинга и пиролиза являются ведущими в нефтепереработке и нефтехимии. В нефтеперерабатывающей промышленности осуществляют каталитический крекинг газойля и мазута с использованием алюмосиликатных катализаторов. В этом процессе получают высокооктановый бензин. Пиролиз нефтяного сырья осуществляют в промышленности только термически. Термокаталитические варианты пиролиза исследованы в лабораторных условиях, но не используются в технологии из-за значительно меньшей экономичности в сравнении с термическими процессами. На старых установках пиролиз осуществляют при 790°C, на современных – при 825°C, 840°C и давлении, близком к атмосферному. Целевыми продуктами пиролиза являются низшие олефины: этилен, пропилен. Кроме того, образуются 1,3-бутадиен (дивинил), ароматические углеводороды. Пиролизная смола используется для получения кокса. Пиролизу подвергают чаще всего легкие бензины. Процесс осуществляется по радикально-цепному механизму. Вторичные термические превращения алкенов приводят к образованию диеновых и ароматических углеводородов, которые при глубоких термических превращениях образуют высокомолекулярные продукты – смолу пиролиза.

### Этиленовые углеводороды

Алкенами называют такие углеводороды, которые в открытой цепи содержат одну двойную связь. В таких молекулах углеродный атом затрачивает на соединение с соседним углеродным атомом две валентности с образованием двойной >C = C< связи, состоящей из одной  $\sigma$ -связи и одной  $\pi$ -связи. Алкены образуют гомологический ряд  $C_nH_{2n}$ . Родоначальником этого ряда является этилен:  $H_2C=CH_2$ . По систематической номенклатуре названия алкенов образуются от систематических названий предельных углеводородов заменой суффикса **-ан** на суффикс **-ен**. Двойная связь входит в основную цепь; нумерация цепи производится с того края, где ближе располагается кратная связь; положение кратной связи указывается цифрой.

В промышленности этиленовые углеводороды получают крекингом фракций нефти или каталитическим дегидрированием предельных углеводородов; в лабораторных условиях – отщеплением галогенов или галогеноводородов от галогенопроизводных углеводородов, а также отщеплением воды от спиртов.

В алкенах атомы углерода находятся во втором валентном состоянии ( $sp^2$ -гибридизация). Из четырех орбиталей атома углерода гибридизированы только три, а одна оставшаяся  $2p$ -орбиталь остается негибридной. Эта орбиталь образует со второй  $2p$ -орбиталью другого атома углерода  $\pi$ -связь. Химическая активность алкенов связана с наличием в их молекуле двойной связи и способностью присоединять другие атомы и группы. Двойная связь в молекуле алкенов образована  $\sigma$ - и  $\pi$ -связями.  $\pi$ -Связь менее прочная и более реакционная, чем  $\sigma$ -связь, поэтому в определенных условиях  $\pi$ -связь обладает способностью разрываться. Для алкенов наиболее характерны реакции присоединения; они легко окисляются и полимеризуются. Присоединение к двойной углерод-углеродной связи в большинстве случаев носит электрофильный характер ( $A_E$ ), при этом двойная связь, являясь донором электронов, проявляет нуклеофильные свойства.

Непредельные углеводороды, содержащие в молекуле две двойные связи, называются **диеновыми** углеводородами. Состав этих углеводородов может быть выражен формулой  $C_nH_{2n+2}$ . Индивидуальные диеновые углеводороды называют, пользуясь принципами международной номенклатуры для алкенов, но количество двойных связей указывают числительным **ди-**. Так образуется характерное для этих углеводородов окончание **-диен**. Положение двойных связей указывают цифрами. Для некоторых диеновых углеводородов сохраняются также тривиальные названия.

В зависимости от взаимного расположения двойных связей в молекуле диеновые углеводороды подразделяются на:

- кумулированные, в которых двойные связи находятся рядом и не разделены

простыми связями;

- изолированные, в которых двойные связи разделены двумя или большим числом одинарных связей;
- сопряженные, в которых две двойные связи разделены одной простой связью.

Способы получения алкадиенов в большинстве случаев не отличаются от способов получения алкенов, только соответствующие реакции необходимо проводить дважды или в качестве исходного вещества применять соединение, уже содержащее двойную связь. Свойства диеновых углеводородов определяются их строением, взаимным расположением двойных связей в молекуле.

Наибольшее значение имеют диены с сопряженными двойными связями. Диеновые углеводороды с сопряженными двойными связями обладают своеобразными свойствами: исключительно высокой реакционной способностью и значительной устойчивостью по сравнению с другими диенами. Эти соединения присоединяют реагент не только по одной или двум отдельным двойным связям (1,2-присоединение), но и к противоположным концам молекулы (1,4-присоединение). Очень важной в практическом отношении является способность диеновых углеводородов вступать в реакции полимеризации с образованием каучукоподобных продуктов. Такие реакции протекают под действием катализаторов, света и даже самопроизвольно. Образующиеся каучуки широко применяются в производстве промышленных товаров, в технике, в военном деле. Реакции полимеризации протекают с присоединением в 1,2- и 1,4-положения.

#### Ацетиленовые углеводороды

Алкинами называются углеводороды, в молекулах которых углеродные атомы затрачивают на соединение с соседним углеродным атомом три своих валентности, т.е. у одной пары углеродных атомов содержится, наряду с  $\sigma$ -связью, две  $\pi$ -связи (тройная связь). Атомы углерода, связанные тройной связью, находятся в  $sp$ -гибридном состоянии, и молекула алкина имеет линейную форму. Общая формула алкинов  $C_nH_{2n-2}$ . Простейшим представителем является ацетилен  $C_2H_2$ . По систематической номенклатуре ацетиленовые углеводороды называют от соответствующего предельного углеводорода заменой суффикса **-ан** на суффикс **-ин**. Цепь нумеруют с того края, где ближе тройная связь. Положение тройной связи указывают цифрой.

Наибольшее промышленное значение имеет ацетилен. В технике его получают пиролизом метана или действием воды на карбид кальция. Химическая активность алкинов обусловлена наличием кратной – тройной связи, поэтому для алкинов, как и для алкенов, характерны реакции присоединения по тройной связи.

Электронные облака  $\pi$ -связей в алкинах (2  $\pi$ -связи) рассредоточены в большем объеме по сравнению с алкенами (1  $\pi$ -связь), поэтому они менее прочны и, следовательно, более реакционноспособны. Все реакции присоединения, свойственные алкенам, наблюдаются и у алкинов и протекают даже несколько легче, но в целом реакционная способность алкенов и алкинов близка. У алкинов после присоединения первой молекулы реагента остается еще одна  $\pi$ -связь, которая может вступить в реакцию присоединения со второй молекулой реагента. Механизм реакции присоединения к алкинам в общих чертах тот же, что и у алкенов – электрофильный ( $A_E$ ) и идет по той же схеме:  $\pi$ -комплекс  $\rightarrow$  ониевый ион  $\rightarrow$  продукт присоединения (присоединение галогенов, галогеноводородов). Так как атомы углерода в алкинах находятся в  $sp$ -гибридном состоянии, вследствие чего электронная плотность повышена в области связи  $C \equiv C$ , то для алкинов более характерны реакции с нуклеофильными реагентами  $A_N$  (присоединение воды, спирта), чем с электрофильными.

Другой особенностью алкинов является наличие у некоторых из них так называемого ацетиленового атома водорода ( $\equiv C-H$ ). Так как атом углерода в алкинах находится в состоянии  $sp$ -гибридизации, то  $\sigma$ -связь между атомом углерода и водорода

образована s-орбиталью атома водорода и sp-орбиталью атома углерода. В орбитали sp по сравнению с орбиталями sp<sup>2</sup> и sp<sup>3</sup> доля s-орбитали значительно выше – соответственно 50, 33 и 25%. s-Электроны находятся ближе к ядру, чем p-электроны, поэтому электроны sp-орбитали значительно прочнее связаны с ядром, чем электроны sp<sup>2</sup>- и тем более sp<sup>3</sup>-орбиталей. Вследствие этого электронная пара связи ≡C-H сильно "оттянута" в сторону атома углерода (≡C-H) и потому возможен гетеролитический разрыв этой связи с отщеплением протона и образованием карбаниона (R-C ≡ C<sup>-</sup>), т.е. проявление у незамещенных алкинов кислотных свойств. Ацетилен – более слабая "кислота", чем вода, но более сильная, чем аммиак. Поэтому для алкинов, имеющих ацетиленовый атом водорода, возможны реакции замещения атома водорода на другие группы.

### Ароматические углеводороды

К классу ароматических углеводородов относятся бензол, его полиядерные аналоги и их алкильные производные. Бензол, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, был получен впервые в 1825 году и спор о структуре и характере связей в этом соединении длился около тридцати лет.

*Ароматичность* – признак органических соединений, обладающих совокупностью следующих особых свойств:

- равномерное распределение π-электронной плотности в молекуле, наличие единой замкнутой системы π-электронов в молекуле. Это основной признак ароматичности;
- преимущественное вступление в реакции замещения, а не присоединения (несмотря на формальную насыщенность);
- высокая устойчивость к окислителям.

Связь между углеродными атомами в молекуле бензола называется *ароматической связью*.

Общая формула гомологического ряда бензола C<sub>n</sub>H<sub>2n-6</sub>, при n > 6. Теория строения предусматривает существование только одного изомера с формулой C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, а также только одного его ближайшего гомолога с формулой C<sub>7</sub>H<sub>8</sub>. Изомерия в ароматическом ряду связана как с величиной и числом, так и с положением радикалов в кольце. Два радикала в ядре могут занимать три разных положения. При названии ароматических углеводородов их рассматривают как производные бензола. Положение заместителей можно указывать цифрами или, если заместителей только два, буквами: **о**- (орто-), **м**- (мета-) и **п**- (пара-), которые соответствуют положениям 1,2, 1,3 и 1,4. Правилами ИЮПАК допускается употребление тривиальных названий – толуол, ксилол, стирол – и их производных.

В промышленности ароматические углеводороды получают путем сухой перегонки каменного угля и из нефти. Синтетическим путем бензол может быть получен при каталитическом (Pt, Pd) дегидрировании циклогексана, а также тримеризацией ацетилена. Несмотря на формальную ненасыщенность, бензол проявляет химические свойства, характерные для предельных углеводородов, т.е. вступает в реакции замещения и устойчив в реакциях присоединения и окисления. Реакции замещения в ароматическом ряду протекают по электрофильному механизму, являющемуся полярным ступенчатым процессом. По механизму электрофильного замещения (S<sub>E</sub>) протекают реакции алкилирования, галогенирования, нитрования, сульфирования. При этом могут быть получены гомологи бензола и его функциональные производные.

Правила ориентации в бензольном кольце. Молекула бензола симметрична, и все шесть атомов углерода совершенно равноценны. Поэтому в реакциях электрофильного замещения электрофильная частица может атаковать с равной вероятностью любой из шести атомов углерода. Совсем по-другому идет замещение водорода в бензольном ядре, если там уже имеется заместитель. В соединениях такого типа нарушена симметрия π-электронного облака и электрофильная частица будет атаковать атом углерода, который имеет наибольшую электронную плотность. В зависимости от природы заместителя в монозамещенных ароматических углеводородах в реакциях замещения могут

образовываться три типа дизамещенных продуктов.

На основании большого фактического материала, а также с помощью квантово-механических методов расчета можно предсказать, какое из доступных для замещения положений ядра будет замещаться предпочтительно. Сформулированы закономерности влияния заместителей на направление протекания реакций замещения (правила ориентации).

Многоядерными называют ароматические углеводороды, содержащие в молекулах два или более бензольных ядер. Среди них различают: а) ароматические углеводороды с *неконденсированными* (изолированными) бензольными ядрами, в которых каждое ядро изолировано, т.е. не имеет общих с другими ядрами углеродных атомов; б) ароматические углеводороды с *конденсированными* бензольными ядрами; в них два или несколько ядер имеют общие углеродные атомы.

Углеводороды первого типа в свою очередь подразделяются на группы в зависимости от способа соединения друг с другом их бензольных ядер:

А) Углеводороды с непосредственно связанными бензольными ядрами. Простейший многоядерный ароматический углеводород содержит два непосредственно связанных друг с другом остатка бензола, т.е. два фенильных радикала, и называется дифенилом. Он имеет состав  $C_{12}H_{10}$ , а строение его выражается формулой  $C_6H_5 - C_6H_5$ .

Б) Углеводороды с бензольными ядрами, связанными посредством углеродных атомов, не входящих в цикл. Такие углеводороды рассматривают как производные ациклических углеводородов, в которых водород замещен ароматическими радикалами. Простейший из них дифенилметан. Наибольшее значение имеют производные трифенилметана. Большую группу производных этого углеводорода представляют трифениламиновые красители и индикаторы: фенолфталеин, аурин, малахитовый зеленый, кристаллический фиолетовый.

Простейшим ароматическим соединением с конденсированными ядрами является **нафталин** – углеводород, состав которого, как установил А.А. Воскресенский (1858), выражается формулой  $C_{10}H_8$ . Нафталин содержится в каменноугольной смоле, при перегонке которой отгоняется с фракциями, кипящими в пределах 160-270°C. При охлаждении он выделяется в виде твердой кристаллической массы; его отжимают от жидких продуктов и подвергают очистке.

В чистом виде нафталин образует блестящие чешуйки с характерным запахом. Не растворяется в воде, растворим в органических растворителях. Обладает инсектицидным действием; на этом основано применение его как средства против моли при хранении шерстяных вещей, пушнины и т.д. В реакциях нафталин и его производные проявляют, подобно бензолу, ароматические свойства. Для него более характерны реакции замещения.

Антрацен – ароматический углеводород состава  $C_{14}H_{10}$ . Содержится в каменноугольной смоле. В молекуле три конденсированных бензольных ядра. Чистый антрацен – бесцветное кристаллическое вещество. Не растворим в воде, растворяется при нагревании в бензоле. По химическим свойствам антрацен благодаря наличию в его молекуле трех конденсированных ядер еще больше отличается от бензола, чем нафталин. Наибольшую активность в реакциях проявляет центральное ядро антрацена, и реакции замещения и присоединения идут в первую очередь за счет мезо-положений. Почти весь добываемый из каменноугольной смолы антрацен путем окисления перерабатывается в антрахинон – исходное вещество для синтеза красителя ализарина и других антрахиноновых красителей.

В высших фракциях каменноугольной смолы, кроме нафталина и антрацена, содержатся и другие многоядерные ароматические углеводороды с конденсированными ядрами. Так, изомером антрацена является фенантрен – углеводород состава  $C_{14}H_{10}$ , содержащий три конденсированных ядра и отличающийся от антрацена лишь

расположением ядер. Углеводороды с четырьмя конденсированными ядрами – это пирен и хризен. Установлено, что некоторые многоядерные ароматические соединения оказывают вредное действие на организм, вызывая злокачественные опухоли; они были названы канцерогенными веществами (от латинского слова cancer – рак). Примером могут служить бензпирен и дибензантрацен с пятью и шестью конденсированными ядрами соответственно.

Гетероциклическими называют циклические соединения, содержащие в циклах, кроме атомов углерода, один или несколько других атомов (гетероатомов), валентность которых больше или равна двум. Чаще всего роль гетероатомов выполняют атомы кислорода, азота и серы. К этому ряду веществ не относят циклические производные соединений открытого ряда: циклические ангидриды кислот, циклические амиды, циклические простые эфиры и др. Гетероциклические соединения распространены в природе, они входят в структуру сложных белков. Гетероциклические соединения входят в структуру важнейших лекарственных препаратов, различных красителей.

### Спирты

Спирты (алкоголи) – это производные углеводов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на соответствующее число гидроксильных групп –ОН. По строению углеводородного радикала различают предельные, непредельные и ароматические спирты. По числу гидроксильных групп в молекуле различают одно- и многоатомные спирты. Последние подразделяются на двухатомные (гликоли), трехатомные (глицерины) и т.д. В зависимости от характера углеродного атома (первичный, вторичный, третичный), с которым связана гидроксильная группа, различают первичные, вторичные и третичные спирты.

Для названия спиртов используют тривиальную, рациональную (карбинольную), радикально-функциональную, систематическую номенклатуры. Некоторые спирты имеют тривиальное (исторически сложившееся) название. Например, простейший спирт  $\text{CH}_3\text{—OH}$  называют древесным спиртом, так как раньше его получали сухой перегонкой древесины. Этиловый спирт  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$  содержится в виноградном вине, отсюда его тривиальное название – винный спирт. Трехатомный спирт  $\text{HOCH}_2\text{—CH(OH)—CH}_2\text{OH}$  по тривиальной номенклатуре называют глицерином (греч. glykeros – сладкий). Традиционно тривиальными названиями называют многие высшие спирты. По карбинольной номенклатуре одноатомные спирты рассматриваются как производные метилового спирта, называемого карбинолом. Название спирта составляется из названий радикалов, связанных с ближайшим к гидроксилу углеродным атомом, и добавлением слова «карбинол». По рациональной номенклатуре спирты называют по радикалу, связанному с гидроксильной группой, добавляя слово «спирт». Двухатомные спирты, гидроксогруппы которых находятся у соседних атомов углерода, можно рассматривать как производные простейшего двухатомного спирта этиленгликоля. Для названия спиртов по систематической номенклатуре выбирают самую длинную углеводородную цепь, нумеруя с того конца, где ближе расположена гидроксогруппа. Спирт называют как производное соответствующего алкана с добавлением суффикса «ол» (для двухатомных спиртов – «дио́л», трехатомных – «трио́л»), положение гидроксогруппы указывают цифрой.

Общая формула гомологического ряда предельных одноатомных спиртов  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ .

Спирты могут быть получены каталитическим присоединением воды к этиленовым углеводородам (гидратация алкенов). Реакция присоединения протекает по правилу В.В. Марковникова. В качестве катализатора используют концентрированную серную кислоту. Одноатомные спирты также получают при щелочном гидролизе моногалогенопроизводных углеводов при нагревании. При гидролизе полигалогенопроизводных углеводов образуются многоатомные спирты. Еще одним способом получения спиртов является восстановление карбонильных соединений. В

присутствии катализаторов (Ni, Pt, Pd) альдегиды восстанавливаются до первичных спиртов, а кетоны – до вторичных спиртов. Окислением этиленовых углеводородов в водных растворах можно получить двухатомные спирты (реакция Вагнера). Этиленовые углеводороды окисляют также кислородом воздуха на серебряных катализаторах до органических окисей (эпоксидов), которые гидролизуются до гликолей. Гидролиз сложных эфиров в присутствии щелочных или кислых катализаторов также является одним из методов получения спиртов. Трехатомный спирт глицерин получают гидролизом природных жиров и масел (сложных эфиров глицерина и высших карбоновых кислот).

Предельные одноатомные спирты от C<sub>1</sub> до C<sub>12</sub> – жидкости, высшие спирты от C<sub>13</sub> до C<sub>20</sub> – мазеобразные вещества, от C<sub>21</sub> и выше – твердые тела. Низшие спирты имеют специфический (алкогольный) запах, спирты с C<sub>4</sub> и C<sub>5</sub> – сладковатый удушливый запах, а от C<sub>6</sub> до C<sub>11</sub> – неприятный запах. Высшие спирты запаха не имеют. Все спирты легче воды. Температура кипения спиртов нормального строения повышается с увеличением молекулярной массы. Спирты нормального строения кипят при более высокой температуре, чем спирты изостроения. Температура кипения спиртов выше, чем у галогеналканов или углеводородов с тем же числом углеродных атомов. Это свойство обусловлено тем, что спирты являются ассоциированными жидкостями за счет возникновения водородных связей.

Спирты – вещества нейтральные, но в незначительной степени они проявляют амфотерные свойства. Атом водорода гидроксильной группы, обладая некоторой подвижностью, способен замещаться на активный металл; спирты при этом проявляют кислые свойства. Металлические производные спиртов называются алкоголятами.

Спирты проявляют и основные свойства, реагируя на холоду с сильными минеральными кислотами, образуя соли алкиллоксония. Катион водорода неорганической кислоты присоединяется к атому кислорода спирта по донорно-акцепторному механизму. Основные свойства спиртов в ряду (первичные, вторичные, третичные) возрастают благодаря усилению положительного индукционного эффекта радикала, что способствует повышению электронной плотности на атоме кислорода и облегчает присоединение протона. Однако сильными основаниями спирты не являются и при взаимодействии их солей с минеральными кислотами они выделяются в свободном состоянии.

При действии на спирты концентрированных галогеноводородных кислот при нагревании или галогенидов фосфора (PCl<sub>3</sub>, PCl<sub>5</sub>), гидроксильная группа спирта замещается на галоген.

Спирты взаимодействуют с органическими и кислородсодержащими минеральными кислотами с образованием *сложных эфиров*. Эту реакцию называют реакцией *этерификации*.

Метиловый спирт широко применяется в производстве формальдегида, полимерных материалов, используется в качестве растворителя для лаков, красителей, как добавка к бензину (он обладает высоким октановым числом).

Этиловый спирт в больших количествах потребляется в производстве синтетических каучуков, этилового эфира, хлороформа, этилацетата, уксусной кислоты, а также фотопленки, пороха, пластмасс. В качестве растворителя этанол применяется в производстве фармацевтических, душистых (духи, одеколон, туалетная вода) и красящих веществ. Он является хорошим антисептическим средством. Этанол добавляют в бензин и дизельное топливо для увеличения энергетических характеристик и снижения вредных веществ в выхлопных газах. Значительное количество этанола используют для приготовления спиртных напитков.

Этиленгликоль применяется в производстве синтетического каучука, полиуретановых смол, синтетических волокон (лавсан), в качестве пленкообразующих веществ для лаков и красок, входит в состав антифризов (не замерзающих при низкой

температуре жидкостей), печатных красок, взрывчатых веществ. Он находит применение в фармацевтической, парфюмерной, текстильной и табачной промышленности.

Глицерин используется в производстве взрывчатых веществ, лаков и смол (эпоксидные, глифталевые); это компонент эмульгаторов, антифризов, смазок, клеев, мыл, крема для обуви. Широко применяется в медицине, консервной, пищевой (добавки к ликерам, кондитерским изделиям, прохладительным напиткам), парфюмерно-косметической (для смягчения кожи, для предотвращения высыхания изделий), кожевенной, текстильной (для приготовления шлихты – клея для обработки основы тканей; аппретов – составов для окончательной обработки пряжи и тканей), полиграфической (компонент печатных красок для предохранения от высыхания) промышленности.

К высшим спиртам относятся спирты, которые в радикале содержат более десяти углеродных атомов. В свободном состоянии они практически не встречаются, а распространены в природе в виде сложных эфиров органических кислот – в восках, кашалотовом жире и жиропоте овечьей шерсти. Важнейшими из природных высших спиртов являются гераниол (главная составная часть розового масла)  $C_{10}H_{17}OH$ , лауриловый спирт  $C_{12}H_{25}OH$ , цетиловый спирт  $C_{16}H_{33}OH$  (его выделяют из спермацета, добываемого из черепных полостей кашалота), олеиловый спирт  $C_{18}H_{35}OH$ , стеариловый спирт  $C_{18}H_{37}OH$ , цериловый спирт  $C_{26}H_{53}OH$ , мирициловый спирт  $C_{31}H_{63}OH$ . Последние два спирта входят в состав пчелиного воска.

Высшие спирты применяются во многих отраслях промышленности (горнорудной, текстильной, кожевенной, парфюмерной и др.). Важнейшие из них – пластификаторы ( $C_{16}$ - $C_{18}$ ), пеногасители ( $C_6$ - $C_{18}$ ), вещества для предотвращения испарения воды (например, из водоемов) ( $C_{10}$ - $C_{20}$ ), медицинские препараты ( $C_{18}$ - $C_{20}$ ), добавки к текстильным препаратам ( $C_{12}$ - $C_{20}$ ), смазочные масла, гидравлические жидкости, парфюмерно-косметическая продукция ( $C_{12}$ - $C_{18}$ ), антикоррозионные смазки ( $C_{16}$ - $C_{20}$ ), растворители ( $C_{16}$ - $C_{18}$ ). Но в основном высшие спирты линейного строения применяются для производства поверхностно-активных веществ (ПАВ) – алкилсульфатов ( $R-CH_2-OSO_3Na$ ) – главной составной части синтетических моющих средств (СМС).

Если гидроксильная группа в молекуле спирта связана с непредельным радикалом, то такой спирт называют *непредельным*, или ненасыщенным. Спирты, содержащие кратную связь, могут иметь различное строение. В первом случае гидроксогруппа может находиться непосредственно при углеродном атоме с двойной связью, а во втором – при углероде, не связанном двойной связью. Этиленовые спирты неустойчивы и в свободном состоянии не встречаются. Образовавшись, они сразу изомеризуются в более устойчивые соединения – альдегиды или кетоны. Простые и сложные эфиры непредельных спиртов – устойчивые соединения. Эти эфиры можно получить взаимодействием ацетиленов со спиртами или карбоновыми кислотами. Виниловые эфиры легко полимеризуются, поэтому их применяют в качестве мономеров в производстве пластмасс. Поливиниловый спирт невозможно получить полимеризацией винилового спирта, поскольку последний неустойчив и в свободном виде не существует. Для получения поливинилового спирта подвергают гидролизу поливинилацетат. Поливиниловый спирт применяется для получения поливинилспиртовых волокон (винол, винилон, куралон). Интересны волокна на его основе, обладающие бактерицидными (биолан) и негорючими (фосрол) свойствами.

Ароматические спирты – это гидроксильные производные ароматических углеводородов, в которых гидроксогруппа связана с углеродом боковой цепи. По химическим свойствам ароматические спирты очень похожи на предельные алифатические спирты; для них также характерны реакции электрофильного замещения в бензольном ядре. Эфиры бензилового спирта с кислотами входят в состав эфирных масел многих цветов. Их получают синтетическим путем, применяют в парфюмерии. Фенилэтиловый спирт – главная составная часть розового масла. Применяется в

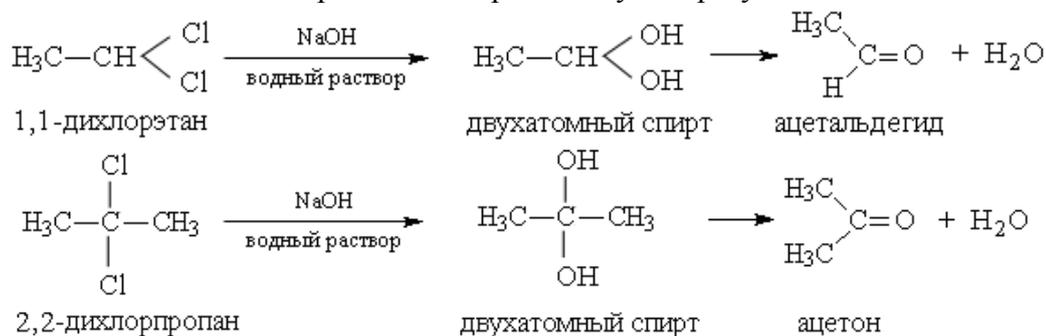
парфюмерии в качестве стабилизатора запахов (искусственное розовое масло).

### Альдегиды и кетоны

Альдегиды и кетоны относятся к карбонильным соединениям – органическим веществам, в молекулах которых имеется группа  $>C=O$  (карбонил или оксогруппа). В альдегидах карбонильная группа связана с одним углеводородным радикалом  $R-CH=O$ . Функциональная группа  $-CH=O$  называется альдегидной. В кетонах карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами:  $R_2C=O$ ,  $R-CO-R'$ . Функциональная группа  $>C=O$  называется кето-группой. По строению углеродной цепи карбонильные соединения могут быть предельными, непредельными и ароматическими.

Для названия альдегидов и кетонов используют тривиальную, рациональную и систематическую номенклатуры. Для некоторых альдегидов часто используют тривиальные названия, сложившиеся исторически, которые образуются от тривиальных названий соответствующих карбоновых кислот. Положение заместителей указывают буквами греческого алфавита –  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  и т.д. Систематические названия альдегидов образуются от названия соответствующего углеводорода с добавлением суффикса «аль». Углеродную цепь нумеруют, начиная с карбонильного углерода, положение функциональных групп и различных заместителей указывают цифрами. По рациональной номенклатуре названия образуются от уксусного альдегида путем перечисления радикалов, замещающих атомы водорода в метильной группе. Таким образом, рациональные названия даются, начиная с третьего представителя гомологического ряда. В отличие от альдегидной, кетонная группа  $>C=O$  может находиться также в середине углеводородной цепи, поэтому в систематической номенклатуре углеродную цепь нумеруют с того края, где ближе кето-группа. Название образуют от соответствующего углеводорода, добавляя суффикс «он», положение кето-группы и других заместителей указывают цифрами. При образовании рациональных названий перечисляют радикалы в порядке увеличения и добавляют слово «кетон». Для некоторых кетонов сохранились тривиальные названия.

Для карбонильных соединений характерна изомерия углеродного скелета, который может иметь как нормальную (неразветвленную) цепь, так и разветвленную, а также межклассовая изомерия альдегидов с кетонами. Наиболее универсальный способ – окисление спиртов, при этом из первичных спиртов образуются альдегиды, а из вторичных – кетоны. Другой способ – каталитическая гидратация ацетиленовое промежуточное соединение – виниловый спирт. Если вместо ацетиленового взять другой алкин, получится кетон. Альдегиды и кетоны получают также гидролизом дигалогенопроизводных действием водного раствора щелочи. Если оба атома галогена находятся у первого углеродного атома, образуются альдегиды, а если у других – кетоны. Реакция гидролиза проходит стадию образования двухатомного спирта, содержащего две гидроксильные группы у одного атома углерода. Такие спирты вследствие своей неустойчивости в момент образования теряют воду и образуют альдегиды или кетоны:



Простейший альдегид – муравьиный – газ с весьма резким запахом. Другие низшие альдегиды – жидкости, хорошо растворимые в воде. Альдегиды обладают удушливым запахом, который при многократном разведении становится приятным, напоминая запах

плодов. Альдегиды кипят при более низкой температуре, чем спирты с тем же числом углеродных атомов. Это связано с отсутствием в альдегидах водородных связей. В то же время температура кипения альдегидов выше, чем у соответствующих по молекулярной массе углеводородов, что связано с высокой полярностью альдегидов.

Низшие кетоны – жидкости, легко растворимые в воде. В основном кетоны обладают приятным запахом, напоминающим запах цветов. Как и альдегиды, кетоны кипят при более низкой температуре, чем соответствующие спирты, однако более высокой, чем углеводороды.

Альдегиды и кетоны характеризуются высокой реакционной способностью. Большая часть их реакций обусловлена наличием карбонильной группы.

Альдегиды и кетоны реагируют с синильной кислотой HCN, образуя оксинитрилы – соединения, содержащие у одного атома углерода OH- и CN-группу. Реакция позволяет увеличивать углеродную цепь (возникает новая связь C-C).

При взаимодействии со спиртами альдегиды образуют полуацетали – соединения, содержащие одновременно алкокси- и гидроксигруппу у одного атома углерода. Полуацетали могут далее реагировать с еще одной молекулой спирта, образуя полные ацетали – соединения, где у одного атома углерода находятся одновременно две RO-группы.

Присоединение гидросульфита натрия дает кристаллические вещества, обычно называемые гидросульфитными производными альдегидов и кетонов. Эти производные легко гидролизуются в любых средах, приводя к исходному карбонильному соединению.

Для альдегидов и кетонов возможна конденсация, проходящая между двумя молекулами одного и того же соединения. При такой конденсации альдегидов двойная связь одной из молекул раскрывается, образуется соединение, содержащее одновременно альдегидную и OH-группу, называемое альдолом (альдегидоспирт).

В отличие от альдегидов кетоны более устойчивы к окислению. Кислород воздуха и слабые окислители не окисляют кетоны. Кетоны не дают реакции "серебряного зеркала" и не реагируют с гидроксидом меди(II). При действии сильных окислителей в жестких условиях углеродная цепь молекулы кетона разрушается рядом с карбонильной группой и образуются кислоты (иногда кетоны в зависимости от строения исходного кетона) с меньшим числом атомов углерода.

Формальдегид  $H_2C=O$  (его водный раствор называют формалином) используют как дубитель кожи и консервант биологических препаратов, для дезинфекции зерно- и овощехранилищ, теплиц, парников, для протравливания семян перед посевом, а также в производстве некоторых лекарственных препаратов. Кроме того, он используется для получения карбамидных смол при взаимодействии с мочевиной, на основе которых производятся пластмассы, необходимые для электротехники.

Широкое промышленное применение имеет простейший представитель кетонов – ацетон, который является ценным растворителем, используемым в лакокрасочной промышленности, в производстве искусственного шелка, киноплёнки, бездымного пороха.

Способность альдегидов и кетонов участвовать в различных превращениях определила их основное применение в качестве исходных соединений для синтеза разнообразных органических веществ: спиртов, карбоновых кислот и их ангидридов, лекарственных препаратов (уротропин), полимерных продуктов (фенолоформальдегидные смолы, полиформальдегид), в производстве всевозможных душистых веществ (на основе бензальдегида) и красителей.

### **Карбоновые кислоты**

Карбоновые кислоты – это органические соединения, производные углеводородов, содержащие одну или несколько карбоксильных групп –COOH. Карбоксильная группа содержит две функциональные группы – карбонил  $>C=O$  и гидроксил –OH,

непосредственно связанные друг с другом. Карбоновые кислоты классифицируют по двум структурным признакам.

По числу карбоксильных групп кислоты подразделяются на:

- одноосновные (монокарбоновые)
- многоосновные (дикарбоновые, трикарбоновые и т.д.).

По характеру углеводородного радикала различают кислоты:

- предельные – например,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ ;
- непредельные –  $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{COOH}$ ;
- ароматические –  $\text{RC}_6\text{H}_4\text{COOH}$ .

Для карбоновых кислот часто используют тривиальные названия: муравьиная, уксусная, масляная и др. Карбоновые кислоты с числом атомов углерода выше 6 называют высшими (жирными) кислотами. Название "жирные" эти кислоты получили потому, что большинство из них могут быть выделены из жиров. По рациональной номенклатуре названия образуются от уксусной кислоты, путем перечисления заместителей в метильной группе. Систематические названия предельных монокарбоновых кислот даются по названию соответствующего углеводорода с добавлением суффикса **-овая** и слова **кислота**. Углеводородную цепь нумеруют, начиная с атома углерода карбоксильной группы. Названия непредельных карбоновых кислот образуются от соответствующего непредельного углеводорода (с окончанием **-ен** или **-ин**). Положение кратной связи указывается цифрой. Ароматические карбоновые кислоты называются от соответствующего ароматического углеводорода с окончанием **карбоновая кислота**. Также распространены тривиальные названия. Дикарбоновые кислоты содержат две карбоксильные группы в главной цепи. Поэтому систематические названия образуются путем прибавления к названию соответствующего углеводорода окончания **-диовая** и слова **кислота**. Отняв у карбоновой кислоты группу  $-\text{OH}$ , получают ацильный радикал  $\text{RC}(\text{O})-$ . Названия ацильных радикалов образуют от названий соответствующих систематических или тривиальных названий карбоновых кислот, заменяя окончание на **-ил**.

Низшие представители гомологического ряда предельных одноосновных кислот при обычных условиях представляют собой летучие бесцветные жидкости, обладающие характерным острым запахом. Например, этановая (уксусная) кислота имеет характерный запах уксуса. Безводная уксусная кислота при комнатной температуре представляет собой жидкость; при  $17^\circ\text{C}$  замерзает, превращаясь в льдистое вещество, которое получило название "ледяная" уксусная кислота. Средние представители этого гомологического ряда – вязкие, "маслообразные" жидкости; начиная с  $\text{C}_{10}$ , – твердые вещества. Кислоты, содержащие 1-3 углеродных атома, неограниченно смешиваются с водой. С дальнейшим ростом углеводородного радикала ( $\text{C}_4 - \text{C}_{10}$ ) растворимость монокарбоновых кислот уменьшается, твердые высшие жирные кислоты в воде не растворяются. Ненасыщенные кислоты при комнатной температуре – как правило, жидкости. Низшие их представители растворимы в воде и имеют острый, раздражающий запах. Все ароматические кислоты при комнатной температуре – кристаллические вещества, некоторые из них имеют слабый приятный запах. Ароматические кислоты, как и высшие жирные кислоты, растворяются в органических растворителях – спирте, эфире, бензоле. Дикарбоновые кислоты – кристаллические вещества. Благодаря наличию двух карбоксильных групп они обладают лучшей растворимостью в воде, чем монокарбоновые кислоты.

В жидком состоянии и в неводных растворах молекулы монокарбоновых кислот димеризуются в результате образования между ними водородных связей. Это объясняет гораздо более высокие температуры кипения карбоновых кислот по сравнению со спиртами и альдегидами с тем же числом атомов углерода; температуры плавления и кипения с ростом молекулярной массы возрастают. При одной и той же длине углеводородного радикала температуры плавления (и кипения) зависят от наличия

кратных связей – с ростом их числа соответствующие температуры уменьшаются.

Методы получения карбоновых кислот многочисленны.

1. Окислением первичных спиртов и альдегидов получают карбоновые кислоты с тем же числом атомов углерода. В качестве окислителей применяются  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CuO}$ .

2. Другой общий способ – гидролиз галогензамещенных углеводородов, содержащих три атома галогена у одного атома углерода. При этом образуются спирты, содержащие три группы  $\text{OH}$  у одного атома углерода; такие спирты неустойчивы и отщепляют воду с образованием карбоновой кислоты.

3. Важный метод синтеза карбоновых кислот – гидролиз их нитрилов, легко получаемых взаимодействием галогенопроизводных углеводородов с цианистым натрием или калием. Образующийся нитрил при нагревании с водой легко гидролизуется с образованием карбоновой кислоты. Это важный способ, позволяющий наращивать углеродную цепь.

4. Окисление ненасыщенных углеводородов по месту двойной связи.

5. Окисление насыщенных углеводородов с разрывом углеродной цепи и образованием смеси продуктов, в том числе карбоновых кислот. Этим методом из 1 т парафина обычно получают около 350 кг карбоновых кислот.

6. Окисление монозамещенных гомологов бензола кислым раствором перманганата калия с образованием бензойной кислоты.

7. Существуют специфические способы получения для отдельных кислот.

Муравьиную кислоту получают нагреванием оксида углерода(II) с порошкообразным гидроксидом натрия под давлением и обработкой полученного формиата натрия сильной кислотой. Уксусную кислоту получают каталитическим окислением бутана кислородом воздуха.

8. Некоторые карбоновые кислоты получают из природных продуктов. Так, щелочным гидролизом (омылением) жиров получают соли высших жирных кислот (мыла) и глицерин. Лимонную кислоту получают из ботвы хлопчатника и из стеблей махорки (после выделения из них никотина). Многие карбоновые кислоты получают сбраживанием углеводов в присутствии бактерий определённого вида (маслянокислое, молочнокислое, лимоннокислое и другие виды брожения).

В результате замещения гидроксогруппы образуются функциональные производные карбоновых кислот.

- *Хлорангидриды* получают действием хлорида фосфора(V) на кислоты.

- *Ангидриды* получают при нагревании кислот с водоотнимающими средствами.

Галогенангидриды и ангидриды карбоновых кислот применяют как ацилирующие агенты.

- *Сложные эфиры* образуются при действии на карбоновые кислоты спиртов в присутствии минеральных кислот.

Реакция образования сложного эфира из кислоты и спирта называется реакцией этерификации (от лат. ether – эфир). Реакция этерификации обратима. Обратный процесс – расщепление сложного эфира при действии воды с образованием карбоновой кислоты и спирта – называют гидролизом сложного эфира. Гидролиз в присутствии щелочи протекает необратимо (так как образующийся отрицательно заряженный карбоксилат-анион  $\text{RCOO}^-$  не вступает в реакцию с нуклеофильным реагентом - спиртом). Эта реакция называется омылением сложного эфира. Эфиры низших карбоновых кислот и низших одноатомных спиртов имеют приятный запах цветов, ягод и фруктов. Эфиры высших одноосновных кислот и высших одноатомных спиртов – основа природных восков. Например, пчелиный воск содержит сложный эфир пальмитиновой кислоты и мирицилового спирта (мирицилпальмитат)  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOCH}_2(\text{CH}_2)_{29}\text{CH}_3$ .

- *Амиды* образуются при взаимодействии карбоновых кислот с аммиаком с последующим нагреванием образующихся аммонийных солей. Вместо карбоновых кислот

чаще используют их галогенангидриды.

Функциональные производные низших кислот – летучие жидкости. Все они легко гидролизуются с образованием исходной кислоты.

Карбоновые кислоты широко распространены в природе в свободном состоянии и в виде производных (главным образом сложных эфиров). Так, в летучем масле герани содержится пеларгоновая кислота, в лимонах – лимонная. В состав животных и растительных жиров и масел входят глицериды высших нормальных карбоновых кислот жирного ряда, из которых преобладают пальмитиновая, стеариновая и олеиновая кислоты.

Карбоновые кислоты, их производные, а также многочисленные соединения, содержащие наряду с карбоксильной иными функциональные группы, имеют большое биологическое значение и находят разнообразное практическое применение. Муравьиную и уксусную кислоты, например, применяют при крашении и печатании тканей; уксусную кислоту и уксусный ангидрид – в производстве ацетилцеллюлозы. Высшие жирные карбоновые кислоты широко применяют как сырьё для производства мыла, лаков и красок, поверхностно-активных веществ, как эмульгаторы в производстве каучуков, как пластификаторы в производстве резин и др. Адипиновая кислота – один из исходных продуктов в производстве полиамидного волокна (найлона), терефталевая — в производстве полиэфирного волокна (лавсана, терилена), полимерный нитрил акриловой кислоты (орлон) – как синтетическое волокно, близкое по свойствам к натуральной шерсти. Полимеры и сополимеры эфиров метакриловой кислоты используют как органическое стекло.

#### **Амины. Аминокислоты. Азо-, diaзосоединения**

Аминами называются органические производные аммиака, в котором один, два или все три атома водорода замещены на углеводородные радикалы. В зависимости от строения углеводородного радикала амины бывают предельные, непредельные и ароматические. В зависимости от числа атомов водорода, замещенных в аммиаке на углеводородные радикалы, различают первичные, вторичные и третичные амины. Группа  $\text{NH}_2$  называется аминогруппой. Амины, содержащие две аминогруппы, называются диаминами.

Алифатические амины образуются, когда один или большее количество атомов водорода в аммиаке ( $\text{NH}_3$ ) заменяются одним, двумя или тремя алкильными или алкоксильными радикалами. Амины, содержащие только ароматические радикалы, называют чисто ароматическими. Если в молекуле амина одновременно присутствуют ароматические и алифатические радикалы амины называют жирно-ароматическими. Амины могут быть названы с использованием рациональной и систематической номенклатуры. Рациональные названия образуются путем перечисления радикалов с добавлением окончания –амин. По систематической номенклатуре название образуется от названия соответствующего предельного или ароматического углеводорода с добавлением окончания –амин, положение аминогруппы указывается цифрой. Для ароматических аминов широко распространены тривиальные названия.

Для получения аминов применяют большое число восстановительных методов. В качестве восстановителей используют атомарный водород в момент выделения (например, при взаимодействии натрия с этиловым спиртом), алюмогидрид лития. Наиболее распространено каталитическое восстановление водородом (катализаторы – Ni, Pt, Pd). Восстановительные реакции приводят к образованию первичных аминов. Реакция восстановления нитросоединений имеет особое значение для получения ароматических аминов.

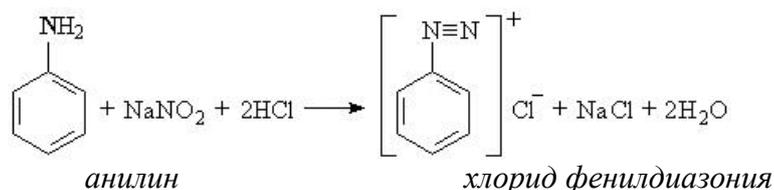
Первичные, вторичные и третичные амины алифатические амины можно получить, проводя алкилирование (введение алкильного радикала) аммиака. При этом происходит постепенное замещение атомов водорода аммиака на радикалы и образуется смесь аминов.

Амины, имеющие, по крайней мере, один атом водорода у атома азота, обладают слабыми кислотными свойствами. Поскольку связь N–H диссоциирует на протон и анион легче, чем связь C–H, но труднее, чем связь O–H, амины являются более слабыми кислотами, чем спирты, но более сильными, чем углеводороды. Кислотность проявляется в реакциях аминов с активными металлами с образованием амидов.

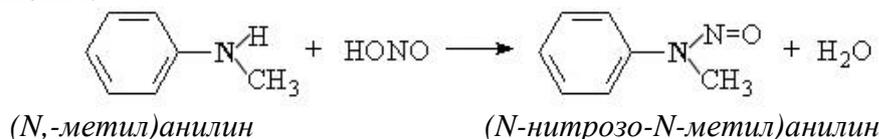
В ряду: аммиак – первичный амин – вторичный амин – третичный амин кислотные свойства уменьшаются.

Реакция алкилирования (введение алкильного радикала) осуществляется при взаимодействии с галогенопроизводными алканов и приводит к образованию вторичных и третичных аминов.

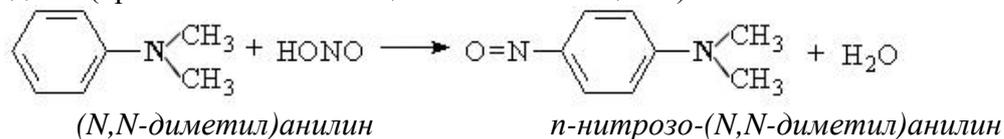
Первичные, вторичные и третичные ароматические амины образуют при взаимодействии с азотистой кислотой разные продукты. Первичные ароматические амины вступают в реакцию при низкой температуре (около 0°C) с образованием диазосоединений. Эта реакция отличает первичные ароматические амины от первичных алифатических аминов.



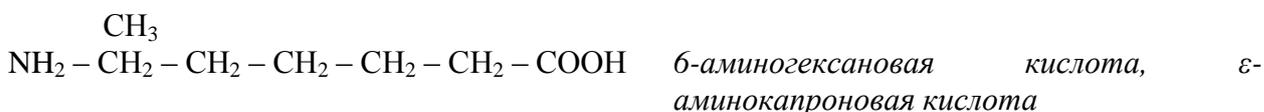
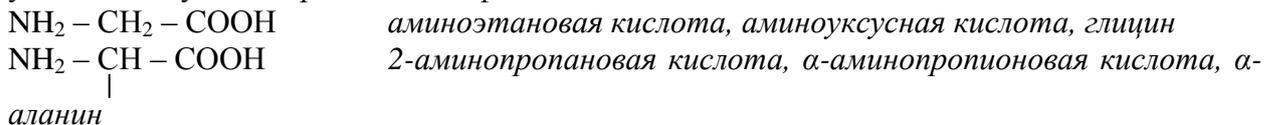
Вторичные ароматические амины под действием HNO<sub>2</sub> превращаются в N-нитрозосоединения:



Третичные ароматические амины при действии азотистой кислоты вступают в реакцию электрофильного замещения по бензольному кольцу и превращаются в паранитропроизводные (кристаллические вещества зеленого цвета):



Аминокислотами называются азотсодержащие органические соединения, в молекулах которых содержатся аминогруппы –NH<sub>2</sub> и карбоксильные группы –COOH. Аминокислоты являются соединениями со смешанными функциями, так как содержат функциональные группы различной природы. Однако главной является карбоксильная группа, поэтому согласно правилам ИЮПАК названия аминокислот производят от названия соответствующей карбоновой кислоты, добавляя приставку «амино-». Положение аминогруппы указывают цифрой, нумеруя цепь от атома углерода карбоксильной группы. Ввиду широкого распространения аминокислот в природе очень часто применяются тривиальные названия. В этом случае положение аминогруппы указывают буквами греческого алфавита.



Изомерия аминокислот может быть связана как со строением углеродного скелета,

так и с положением аминогруппы, в зависимости от которого различают  $\alpha$ -,  $\beta$ -,  $\gamma$ -,  $\delta$ - и другие аминокислоты. Для аминокислот также характерна оптическая изомерия. Так, все  $\alpha$ -аминокислоты за исключением глицина содержат асимметричный атом углерода, являются оптически активными веществами и существуют в виде двух энантиомеров. За редким исключением природные  $\alpha$ -аминокислоты относятся к L-ряду и имеют положительное вращение.

$\alpha$ -Аминокислоты, входящие в состав белков, получают путем их гидролиза, а также микробиологическим способом. Известны также синтетические способы получения аминокислот.

1. Амнирование галогензамещенных кислот.

2. Присоединение аммиака к непредельным кислотам. В случае  $\alpha,\beta$ -непредельных кислот присоединение аммиака происходит против правила Марковникова.

Аминокислоты – белые кристаллические вещества с высокими (выше 250°C) температурами плавления, плавление сопровождается разложением вещества. Многие из них обладают сладким вкусом. Аминокислоты хорошо растворимы в воде и нерастворимы в органических растворителях, чем они похожи на неорганические соединения.

Химические свойства аминокислот определяются присутствием функциональных групп с различными свойствами: карбоксильной группы, обладающей кислотными свойствами, и аминогруппы, обладающей основными свойствами. В водном растворе аминокислот карбоксильная группа диссоциирует с отщеплением катиона водорода, который может присоединиться к аминогруппе, поэтому реакция среды близка к нейтральной. При этом образуется внутренняя соль, которая представляет собой биполярный ион или цвиттер-ион. Цвиттер-ион (биполярный ион) (от нем. *zwitter* – гибрид) – молекула, которая, являясь в целом электронейтральной, в своей структуре имеет части, несущие как отрицательный, так и положительный заряды, локализованные на разных атомах. Цвиттер-ионы относятся к полярным агентам и, как правило, обладают хорошей растворимостью в воде и слабой – в большинстве органических растворителей. В сильнокислой среде карбоксильная группа полностью недиссоциирована, а аминогруппа протонирована. Наоборот, в сильнощелочной среде аминогруппа находится в виде свободного основания, а карбоксильная группа – в виде карбоксилат-аниона. В кристаллическом же состоянии аминокислоты существуют в виде цвиттер-иона (или бетаина), где протон с карбоксильной группы перенесен на аминогруппу. Бетаин, получивший свое название от свеклы (*Beta vulgaris*), в соке которой он содержится, дал название классу соединений, которые являются внутренними солями, содержащими анион и катион в составе одной молекулы.

Аминокислоты необходимы для синтеза белков в живых организмах. Нужные для этого аминокислоты человек и животные получают в виде пищи, содержащей различные белки. Последние в пищеварительном тракте подвергаются расщеплению на отдельные аминокислоты, из которых затем синтезируются белки, свойственные данному организму. Для этой цели успешно используются также искусственно выделенные или синтезированные аминокислоты.  $\alpha$ -Аминокислоты являются основным компонентом синтетической пищи. Многие аминокислоты служат для подкормки животных.

Некоторые из аминокислот применяются в медицинских целях, в лечении некоторых нервно-психических заболеваний ( $\gamma$ -аминомасляная кислота, глутаминовая кислота) и снижения нервного напряжения у здоровых людей (глицин). Аминокислоты могут оказывать множественные эффекты на разные функциональные системы и органы человека, стимулируя или угнетая их деятельность. Глутаминовая кислота широко применяется в пищевой промышленности. Это самая распространенная в мире приправа (после соли), которая добавляется для улучшения вкуса почти всех пищевых концентратов и консервов. Некоторые производные аминокислот (лактамы) используются для производства синтетических волокон, например, капрона, энанта.

Белки представляют собой высокомолекулярные органические соединения, построенные из остатков  $\alpha$ -аминокислот, соединенных между собой пептидными связями. Наличие двух функциональных групп в составе молекулы аминокислоты – аминогруппы и карбоксильной группы – обуславливает возможность их межмолекулярного взаимодействия. В результате таких последовательных взаимодействий образуется полипептидная цепь, построенная из различных аминокислот. Таким образом, белки являются природными полипептидами.

Строение полипептидной цепи одинаково для всего многообразия белков. Неразветвленная цепь состоит из чередующихся метиновых (СН) и пептидных (СО–NH) групп. Цепи различаются боковыми радикалами, связанными с метиновой группой, и характеризующими ту или иную аминокислоту.

Белки имеют большую молекулярную массу ( $10^4$  -  $10^7$ ) и растворяются в воде с образованием коллоидных растворов. Многие белки растворимы в растворах солей, в кислотах, почти все белки растворимы в щелочах и все нерастворимы в органических растворителях.

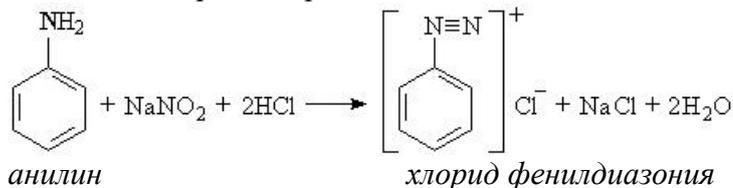
В состав белков входит не более 30 разных  $\alpha$ -аминокислот, 20 из них встречаются чаще других. При образовании молекулы белка  $\alpha$ -аминокислоты могут соединяться в различной последовательности. Возможно огромное количество различных комбинаций. Из 20  $\alpha$ -аминокислот можно образовать более  $10^{18}$  изомеров белковой молекулы, что свидетельствует о существовании неограниченного количества различных белковых цепей. Каждый белок является индивидуальным веществом определенного строения и массы. Вещества белковой природы, имеющие относительно меньшую молекулярную массу и меньшую степень пространственной организации макромолекулы, называются полипептидами. Условно считают, что полипептиды содержат в молекуле до 100 (соответствует молекулярной массе до 10000), а белки – свыше 100 аминокислотных остатков (молекулярная масса от 10000 до нескольких миллионов). Но провести резкую границу между белками и полипептидами трудно.

По составу белки делятся на две большие группы: простые белки, или *протеины*, и сложные белки, или *протеиды*. Протеины состоят только из остатков аминокислот. В состав протеидов, кроме аминокислот, входят небелковые соединения, называемые простетическими группами – углеводы, фосфорная кислота, липиды и др. Как и аминокислоты белки относятся к оптически активным соединениям, большинство из них характеризуется левым вращением. Для белков характерны четыре уровня пространственной организации, которые принято называть первичной, вторичной, третичной и четвертичной структурами. Первичная структура белка – специфическая аминокислотная последовательность, т.е. порядок чередования  $\alpha$ -аминокислотных остатков в полипептидной цепи. Первичная структура определяет уникальность белка. Вторичная структура белка – конформация полипептидной цепи, т.е. способ скручивания цепи в пространстве за счет водородных связей между группами NH и CO. Существует два вида вторичной структуры –  $\alpha$ -спираль и  $\beta$ -структура. На один виток  $\alpha$ -спирали приходится по 3,6 – 3,7 остатков аминокислот. Расстояние между витками 0,54 нм.  $\beta$ -Структура имеет вид складчатого слоя, в котором полипептидные цепи уложены параллельно друг другу. Благодаря вторичной структуре белок является компактным. Третичная структура белка – трехмерная конфигурация закрученной спирали в пространстве, образованная за счет ионных взаимодействий и дисульфидных мостиков – S–S– между цистеиновыми остатками. При образовании третичной структуры образуются клубки – глобулы или нитевидные структуры – фибриллы. Четвертичная структура белка – структура, образующаяся за счет взаимодействия между разными полипептидными цепями. Ассоциация цепей обусловлена межмолекулярными взаимодействиями между боковыми группами. Четвертичная структура характерна лишь для некоторых белков, например гемоглобина.

Ароматическими диазосоединениями называются органические вещества, содержащие в молекуле два атома азота, связанные кратной связью – диазогруппу – в которой один из атомов азота связан с ароматическим радикалом. Важнейшими представителями ароматических диазосоединений являются соли диазония  $[\text{Ar}-\text{N}\equiv\text{N}]^+\text{X}^-$ , где X – остаток кислоты. В состав таких солей входит диазокатион:

Катион диазония является сопряженным ионом, в котором осуществляется сильное взаимодействие между  $\pi$ -электронной системой бензольного кольца и тройной связью диазониевой группы.

Соли аренидазония образуются при взаимодействии первичных ароматических аминов с азотистой кислотой. Эта реакция известная как реакция *диазотирования* была открыта в 1858 г. П. Гриссом и приобрела огромное значение в синтезе ароматических соединений самых разнообразных классов.



Реакцию диазотирования проводят при охлаждении, поддерживая температуру в интервале  $0-5^\circ\text{C}$ . Вместо неустойчивой в свободном состоянии азотистой кислоты применяют ее соль и сильную минеральную кислоту (чаще соляную). Один моль кислоты идет на выделение азотистой кислоты из ее соли, а второй моль – на образование соли диазония. На практике минеральную кислоту берут в избытке, для того чтобы по окончании диазотирования pH не превышало 0,5-1,5. В растворе с низким значением pH подавляется протекание нежелательных процессов. Соли диазония – это бесцветные кристаллические вещества, растворимые в воде. Их никогда не выделяют в индивидуальном виде, так как они нестабильны и взрываются от трения или от нагревания. Поэтому обычно используют водные растворы.

Азосоединения содержат азогруппу  $-\text{N}=\text{N}-$ , связанную с двумя ароматическими радикалами. В реакции азосочетания соль диазония является *диазосоставляющей*, а нуклеофильная молекула (амин, *фенол*) – *азосоставляющей*. В основе всех азосоединений лежит ядро азобензола:  $\text{C}_6\text{H}_5-\text{N}=\text{N}-\text{C}_6\text{H}_5$ , поэтому азосоединения часто называют как его производные. Все азосоединения имеют окраску. В зависимости от структуры молекулы они могут быть окрашены в интенсивно желтый, оранжевый, красный, синий или даже зеленый цвет. Окрашенные вещества поглощают из падающего на них видимого света некоторые лучи и отражают все остальные – цвет отраженных лучей и определяет окраску вещества. Наличие окраски обусловлено присутствием в молекуле ненасыщенных групп атомов – хромофорных групп ( $-\text{C}=\text{C}-$ ,  $-\text{C}=\text{N}-$ ,  $-\text{N}=\text{N}-$ ). Хромофоры поглощают свет в видимой части спектра, возбуждая электроны кратных связей. Поэтому чем длиннее цепь сопряжения, тем глубже окраска вещества. Интенсивность окраски определяется наличием электронодонорных групп – ауксохромных, несущих одну или несколько подвижных электронных пар ( $-\text{N}(\text{CH}_3)_2$ ,  $-\text{OH}$ ,  $-\text{NH}_2$ ). Многие из азосоединений являются индикаторами и красителями. Примерно половина используемых в настоящее время красителей относится к азокрасителям.

Диазосоединения – это важные исходные вещества для синтеза различных классов органических соединений. Соли диазония также применяют в фоточувствительных материалах для светокопирования, которое позволяет получать изображение, минуя обычную галоидосеребряную фотографию. Большая часть ароматических диазосоединений используется в реакции азосочетания для получения азокрасителей. Азокрасители имеют множество цветов и оттенков, просты в производстве и применении и относительно дешевы. Они используются для крашения природных и синтетических волокон, кожи, бумаги, резины, пластмасс, как пигменты для лаков и красок, при

изготовлении цветных карандашей и др.

### Углеводы

Углеводы – это обширная группа органических соединений, входящих в состав всех живых организмов. По современным представлениям углеводами называют полиоксиальдегиды или полиоксикетоны или соединения, превращающиеся в них при гидролизе. Углеводы принято делить на три основных группы: моносахариды, олигосахариды и полисахариды. Моносахариды относятся к простым углеводам и не подвергаются гидролизу. Из остатков моносахаридов построены сложные углеводы – олигосахариды и полисахариды. Сложные углеводы подвергаются гидролизу с образованием моносахаридов.

Моносахариды – гетерофункциональные соединения, в состав их молекул входят несколько гидроксильных групп и одна карбонильная группа (альдегидная или кетонная). Моносахариды, содержащие альдегидную группу, называются альдозами, а кетонную группу – кетозами.

В кристаллическом состоянии моносахариды имеют циклическое строение. Способность моносахаридов существовать в линейной и циклической формах приводит к возникновению кольчато-цепной таутомерии.

Химические свойства моносахаридов обусловлены наличием в молекуле функциональных групп двух видов. Поэтому различают реакции цепных и циклических форм. В цепной форме моносахариды имеют карбонильную группу и могут вступать в характерные реакции присоединения, окисления и восстановления. Реакции присоединения протекают вследствие поляризации и разрыва кратной связи C=O в карбонильной группе. Аналогично альдегидам и кетонам присоединяться могут аммиак и его производные гидросульфит натрия, спирты и др. При восстановлении карбонильной группы моносахариды превращаются в многоатомные спирты. Альдозы, содержащие альдегидную группу, легко вступают в качественные реакции окисления: реакцию серебряного зеркала и реакцию с реактивом Фелинга. Продуктами окисления являются одноатомные альдоновые кислоты.

В циклической форме моносахариды содержат только гидроксильные группы и представляют собой многоатомные спирты. Поэтому они образуют простые и сложные эфиры и комплексные соединения с гидроксидом меди(II).

Олигосахариды содержат 2 – 10 моносахаридных остатков, связанных гликозидными связями. В соответствии с этим различают дисахариды, трисахариды и т.д. Все дисахариды построены по типу гликозидов. При этом в зависимости от способа образования гликозидной связи дисахариды делятся на две группы, различающиеся строением и свойствами: восстанавливающие и невосстанавливающие.

Реакция окисления позволяет различить восстанавливающие и невосстанавливающие дисахариды. Однако реакции по гидроксильным группам: образование простых и сложных эфиров, сахаратов, являются для них общими. Также общей реакцией является процесс гидролиза. Гидролиз осуществляется ферментативно или в присутствии кислых или щелочных катализаторов при нагревании. В результате гидролиза образуются моносахариды.

Полисахариды – высокомолекулярные соединения из класса углеводов – состоят из остатков моносахаридов, связанных гликозидными связями. Одними из самых распространенных в природе полисахаридов являются крахмал и целлюлоза. Они находят и важнейшее практическое применение.

Крахмал – основной резервный углевод растений. Крахмал представляет собой смесь двух полисахаридов: амилозы и амилопектина, общая формула которых –  $(C_6H_{10}O_5)_n$ . Крахмал при действии ферментов или кислотных катализаторов при нагревании вступает в реакцию гидролиза. При частичном кислотном гидролизе крахмала

образуются полисахариды меньшей степени полимеризации – декстрины, затем – мальтоза, при полном гидролизе – глюкоза.

Крахмал и его производные применяются при производстве бумаги, текстильных изделий, клеев, в литейном производстве и других отраслях промышленности. Превращения при спиртовом брожении лежат в основе процессов получения этилового спирта, пивоварения, хлебопечения; другие типы брожения позволяют получить глицерин, молочную, лимонную, глюконовую кислоты и другие вещества. Как лекарственное средство крахмал входит в состав присыпок, мазей и паст.

Целлюлоза (клетчатка) – основное вещество растительных клеток. Макромолекулы целлюлозы состоят из остатков  $\beta$ -глюкозы; основным повторяющимся структурным звеном является  $\beta$ -целлобиоза. Молекулы целлюлозы имеют линейное строение, расположены параллельно друг другу и связаны водородными связями, образуя пучки. Поэтому в отличие от крахмала целлюлоза в воде не растворяется и не набухает. Для целлюлозы характерны реакции образования сложных эфиров. Триацетат целлюлозы растворяется в различных органических растворителях и его используют для получения искусственного волокна – ацетатного шелка – и негорючей кино- и фотопленки.

При взаимодействии целлюлозы с нитрующей смесью (смесь концентрированных серной и азотной кислот) образуются нитраты целлюлозы. Нитраты целлюлозы растворимы в органических растворителях. Мононитрат целлюлозы используют для изготовления нитролаков и нитрокрасок. Из динитрата целлюлозы получают вязкий коллоидный раствор – коллоксилин, который используют для изготовления пленок и целлулоида. Тринитрат целлюлозы (пироксилин) – взрывчатое вещество, на его основе готовят бездымный порох.

Гидролиз целлюлозы происходит при нагревании в кислой среде. Конечным продуктом гидролиза является глюкоза. Целлюлоза служит основой текстильной промышленности, получения искусственных целлюлозных волокон, бумаги, пластмасс, взрывчатых веществ.

## МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К ЛАБОРАТОРНЫМ ЗАНЯТИЯМ

### Техника безопасности. Лабораторное оборудование

Цель работы: получение и исследование свойств представителей основных классов неорганических соединений.

Задание: провести химические реакции, характеризующие свойства оксидов, гидроксидов, кислот и солей.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты, соли, их состав, принципы классификации.
2. Правила номенклатуры основных классов неорганических соединений.
3. Химические свойства основных классов неорганических соединений.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: классификацию и общие химические свойства основных классов неорганических соединений; правила номенклатуры основных классов неорганических соединений.

Уметь: составлять химические уравнения, описывающие свойства оксидов, кислот, оснований, солей.

Владеть: навыками работы с химической посудой и химическими веществами; навыками выполнения элементарных химических экспериментов.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Назовите следующие оксиды:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .
2. Определите характер указанных выше оксидов.

3. Приведите примеры кислотных, основных и амфотерных оксидов. Подтвердите их свойства уравнениями химических реакций
4. Составьте уравнения реакций, подтверждающих амфотерность гидроксида алюминия и гидроксида олова (IV).
5. Перечислите принципы классификации кислот, приведите примеры
6. Напишите графические формулы орто- и метакремниевой кислоты; орто-и метафосфорной кислоты.
7. Напишите уравнения реакций, характеризующих свойства кислот.
8. Какие соединения называют солями? Как их классифицируют?
9. Назовите следующие соли:  $\text{KHSiO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{NiOHCl}$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$  и составьте их графические формулы
10. Приведите примеры реакций получения средних, кислых и основных солей

### **Скорость химических реакций и химическое равновесие**

Цель работы: изучение факторов, влияющих на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

Задание: экспериментально определить кинетические параметры химической реакции; установить влияние температуры и концентрации на скорость гомогенной химической реакции; установить влияние поверхности раздела фаз на скорость гетерогенной химической реакции; экспериментально изучить направление смещения равновесия в гомогенных обратимых химических процессах при изменении внешних условий.

#### Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Скорость химической реакции.
2. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа.
3. Влияние концентрации и давления на скорость химической реакции. Закон действия масс.
4. Влияние катализатора на скорость химической реакции.
5. Химическое равновесие.
6. Принцип Ле Шателье и его применение.

#### В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: влияние различных факторов на скорость химической реакции, закон действующих масс, правило Вант-Гоффа; состояние равновесия и условия его смещения; принцип Ле Шателье.

Иметь представление: о химических, экзо-, эндотермических процессах, химической кинетике, энергии активации, катализе, автокатализе, химическом равновесии.

Уметь: производить расчеты кинетических параметров химических реакций; составлять уравнения и предсказывать направление смещения равновесия при изменении внешних условий, рассчитывать значение константы равновесия и концентрации веществ, участвующих в равновесии; применять знания закономерностей на конкретных примерах.

#### Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Определите понятие скорости гомо- и гетерогенной химической реакции.
2. Назовите факторы, влияющие на скорость гомогенной химической реакции.
3. Назовите факторы, влияющие на скорость гетерогенной химической реакции.
4. Объясните закономерности, отражающие влияние концентрации, температуры, давления, катализатора на скорость химической реакции.
5. Определить понятие химического равновесия.
6. Определить факторы, влияющие на смещение химического равновесия в соответствии с принципом Ле Шателье.
7. Используйте ранее перечисленные закономерности в конкретных химических процессах и условиях по заданию преподавателя.

### **Электролитическая диссоциация**

Цель работы: экспериментальное изучение обратимых и необратимых ионно-обменных реакций в растворах; изучение влияния условий взаимодействия на состояние равновесия.

Задание: изучить способы выражения состава растворов, выполнить расчеты по предложенным вариантам, научиться работать с химическими веществами, химической мерной посудой, химическими весами и ареометром, приготовить растворы указанных концентраций по заданию преподавателя.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Общая характеристика растворов.
2. Растворы электролитов.
3. Электролитическая диссоциация
4. Степень диссоциации.
5. Сильные и слабые электролиты.
6. Константа диссоциации слабых электролитов, ее связь со степенью диссоциации.
7. Ступенчатая диссоциация многокислотных оснований и многоосновных кислот.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: положения теории электролитической диссоциации электролитов.

Уметь: составлять молекулярно-ионные уравнения диссоциации.

Владеть: методикой проведения химического эксперимента.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Дайте определение электролитам и неэлектролитам.
2. Сформулируйте основные положения ТЭД.
3. Запишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения процессов протекающих в растворах между гидроксидом натрия и серной кислотой, хлоридом бария и сульфатом серебра, соляной кислотой и карбонатом калия, гидроксидом калия и хлоридом натрия. Какие из перечисленных реакций будут иметь место? Почему?
4. Дайте определение степени диссоциации.
5. Рассчитайте концентрацию ионов калия в растворе, если в водном растворе с концентрацией 1 моль/л степень диссоциации сульфата калия равна 0,75.
6. Определите концентрацию азотной кислоты (считать  $\alpha = 100\%$ ), если для ее раствора  $pH=2$ .
7. Дайте определение кислотам, основаниям и солям с позиций ТЭД. Приведите примеры.
8. Сравните процессы диссоциации серной и сернистой кислот. Запишите уравнения процессов, приведите константы диссоциации.

### **Гидролиз солей**

Цель работы: изучение влияния состава солей и внешних условий на процесс гидролиза солей.

Задание: экспериментально изучить механизмы гидролиза солей, воздействие внешних факторов на глубину протекания процесса; научиться определять характер среды растворов солей.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Гидролиз солей.
2. Степень гидролиза, ее зависимость от концентрации и температуры.
3. Константа гидролиза.
4. Механизм и типы гидролиза солей.
5. Необратимый гидролиз.
6. Индикаторы (лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый) и области их применимости

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: положения теории гидролиза солей.



Цель работы: практическое ознакомление с основными типами окислительно-восстановительных процессов, изучение влияния среды на глубину протекания окислительно-восстановительных реакций.

Задание: экспериментально изучить окислительно-восстановительную двойственность пероксида водорода; изучить влияние среды на окислительно-восстановительные свойства перманганата калия; ознакомиться на практике с основными типами окислительно-восстановительных процессов.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Окислительно-восстановительные свойства вещества и степени окисления входящих в него атомов.
2. Важнейшие восстановители и окислители.
3. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
4. Типичные реакции окисления-восстановления.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: основные положения теории окислительно-восстановительных реакций; факторы, влияющие на глубину протекания окислительно-восстановительных процессов.

Уметь: составлять уравнения, расставлять коэффициенты, определять направление протекания процесса, окислитель и восстановитель.

Владеть: навыками составления уравнений окислительно-восстановительных процессов.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что такое степень окисления?
3. Какие процессы называются окислением и восстановлением?
4. Какие вещества называются окислителями и восстановителями?
5. Назовите наиболее важные окислители и восстановители.
6. Как изменяется степень окисления при окислении и восстановлении?
7. Как классифицируются окислительно-восстановительные реакции?
8. Какова роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций?

### Коррозия металлов

Цель работы: изучить электрохимические процесс – коррозия.

Задание: рассчитать значения электродных потенциалов по уравнению Нернста; определить катодный и анодный процессы при протекании коррозии.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Классы неорганических соединений.
2. Понятия: окислительно-восстановительные реакции, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, степень окисления.
3. Электролитическая диссоциация, сильные и слабые электролиты.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: строение электрода, электродные процессы; уравнение Нернста; строение гальванического элемента; виды и механизмы коррозии.

Уметь: записывать уравнения катодных и анодных процессов при протекании процесса коррозии, при протекании электролиза; определять продукты, образующиеся в электрохимических процессах; пользоваться таблицей стандартных электродных потенциалов.

Владеть: навыками расчета электродных потенциалов, ЭДС гальванического элемента; навыками расчета параметров процесса электролиза с использованием законов Фарадея.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Что называется электродом? Приведите примеры.

2. Что такое электродный потенциал? От чего он зависит? По какой формуле можно рассчитать значение электродного потенциала?
3. Что такое коррозия? Виды коррозии.
4. Что такое химическая коррозия?
5. Какие существуют виды химической коррозии?
6. При каких условиях протекает электрохимическая коррозия?
7. Как протекает электрохимическая коррозия при нарушении анодного и катодного покрытия?
8. Какие методы применяют для защиты от коррозии?

### **Металлы и неметаллы**

Цель работы: практическое ознакомление со свойствами металлов и неметаллов, качественными реакциями.

Задание: провести реакции взаимодействия металлов с представителями других классов неорганических соединений; экспериментально изучить восстановительные свойства металлов; ознакомиться с лабораторными методами получения и окислительно-восстановительными свойствами важнейших представителей неметаллов.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Металлы. Положение в периодической системе. Электронное строение.
2. Классификация металлов.
3. Химические свойства металлов.
4. Неметаллы. Положение в периодической системе. Электронное строение.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: электронное строение атомов и химические свойства металлов и их соединений; электронное строение атомов и химические свойства неметаллов.

Уметь: составлять химические уравнения, описывающие свойства металлов и неметаллов.

Владеть: навыками проведения химического эксперимента по заданной методике.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. По каким признакам химические элементы относят к металлам?
2. Какое строение имеет металлическая кристаллическая решетка?
3. Как влияет кристаллическая решетка металла и его физические свойства?
4. Чем объясняется изменение физических свойств металлов в побочных подгруппах?
5. Какие металлы реагируют с водой, со щелочами?
6. Какие соединения называются пероксидами? Какими свойствами они обладают?
7. Объяснить взаимодействие металлов с концентрированными кислотами.

### **Предельные углеводороды**

Цель работы: изучить лабораторные методы получения алканов, их физические и химические свойства.

Задание: получить метан и охарактеризовать его физические свойства; исследовать химическую активность алканов в реакциях присоединения и окисления; выявить особенности протекания реакций замещения у алканов; установить взаимосвязь химического поведения алканов и их электронного строения.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия.
2. Типы органических реакций, механизм радикального замещения.
3. Номенклатура алканов: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: методы получения алканов в лаборатории; химические свойства алканов.

Уметь: получать предельные углеводороды в лабораторных условиях; устанавливать взаимосвязь между строением и свойствами предельных углеводородов; записывать

уравнения происходящих реакций; называть предельные углеводороды в соответствии с правилами номенклатуры.

Владеть: методами получения газообразных веществ; приемами нагревания, работы с концентрированными кислотами.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Назвать правила систематической номенклатуры алканов.
2. Объяснить электронное строение алканов (тип гибридизации, тип химической связи, прочность связи).
3. Охарактеризовать химические свойства алканов и сделать вывод о причинах их низкой реакционной способности.

### Этиленовые углеводороды. Ацетиленовые углеводороды

Цель работы: изучить лабораторные методы получения алкенов и алкинов, их физические и химические свойства; изучить качественные реакции на двойную связь.

Задание: получить этилен и ацетилен, охарактеризовать их физические свойства; исследовать химическую активность алкенов и алкинов в реакциях присоединения и окисления; установить взаимосвязь химического поведения алкенов и алкинов и их электронного строения; сравнить химическую активность алкенов, алкинов и алканов.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия.
2. Типы органических реакций, реакции окисления и присоединения.
3. Правило Зайцева, правило Марковникова.
4. Номенклатура алкенов и алкинов: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: методы получения алкенов и алкинов в лаборатории; химические свойства алкенов и алкинов; качественные реакции на кратную связь.

Уметь: получать этиленовые и ацетиленовые углеводороды в лабораторных условиях; устанавливать взаимосвязь между строением и свойствами алкенов и алкинов; записывать уравнения происходящих реакций; называть алкены и алкины в соответствии с правилами номенклатуры.

Владеть: методами получения газообразных веществ; методами распознавания этиленовых и ацетиленовых углеводородов; приемами нагревания, работы с концентрированными кислотами.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Назвать правила систематической номенклатуры алкенов и алкинов.
2. Объяснить электронное строение алкенов и алкинов (тип гибридизации, тип химической связи, прочность связи).
3. Охарактеризовать химические свойства алкенов и алкинов и сделать вывод о причинах их высокой реакционной способности.
4. Сравнить химическую активность алкенов, алкинов и алканов.

### Ароматические углеводороды

Цель работы: изучить физические и химические свойства ароматических углеводородов; исследовать условия и направление протекания реакций замещения.

Задание: охарактеризовать физические свойства бензола и толуола; исследовать химическую активность аренов в реакциях присоединения и окисления; установить взаимосвязь химического поведения аренов и их электронного строения; установить особенности протекания реакций замещения в незамещенных и замещенных аренах; сравнить химическую активность аренов, алкинов, алкенов и алканов.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия, ароматичность.
2. Типы органических реакций, механизм реакции электрофильного замещения.
3. Типы заместителей в бензольном кольце и правила ориентации.

4. Номенклатура аренов: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: влияние заместителей на электронное строение и направление протекания реакций замещения в бензольном кольце; условия протекания химических реакций в бензольном кольце и в боковой цепи.

Уметь: устанавливать взаимосвязь между строением и свойствами ароматических углеводородов; прогнозировать направление протекания реакций замещения в ароматических углеводородах; записывать уравнения происходящих реакций; называть бензол и его гомологи в соответствии с правилами номенклатуры.

Владеть: приемами нагревания, работы с концентрированными кислотами.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Назвать правила систематической номенклатуры аренов.
2. Объяснить электронное строение аренов (тип гибридизации, тип химической связи, прочность связи, кратность связи, энергия сопряжения).
3. Охарактеризовать химические свойства бензола и его гомологов.
4. Назвать типы заместителей в бензольном кольце, объяснить их влияние на распределение электронной плотности и реакционную способность бензольного кольца с позиций теории электронных смещений.
5. Объяснить направление протекания реакций замещения в бензольном кольце.
6. Сравнить химическую активность аренов, непредельных и предельных углеводородов.

### Спирты

Цель работы: изучить физические и химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов; изучить качественную реакцию на многоатомные спирты.

Задание: охарактеризовать физические свойства одноатомных спиртов; исследовать их химическую активность в реакциях замещения, окисления; установить взаимосвязь химического поведения спиртов и электронного строения; сравнить особенности химического поведения одноатомных и многоатомных спиртов.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия, функциональная группа, индукционный эффект, водородные связи, кислотные свойства.
2. Типы органических реакций, замещение, окисление.
3. Номенклатура: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: условия протекания реакций замещения водорода в гидроксогруппе; качественную реакцию на многоатомные спирты.

Уметь: объяснять влияние строения радикала на растворимость спиртов; сравнивать кислотно-основные свойства одноатомных, многоатомных спиртов и воды; записывать уравнения происходящих реакций; проводить качественное определение многоатомных спиртов; называть спирты в соответствии с правилами номенклатуры.

Владеть: приемами нагревания, работы с концентрированными кислотами, щелочными металлами.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Назвать правила систематической номенклатуры спиртов.
2. Объяснить электронное строение спиртов (тип гибридизации, тип химической связи, полярность связи).
3. Объяснить способность спиртов к образованию водородных связей.
4. Охарактеризовать гидрофильные и гидрофобные свойства спиртов, их зависимость от строения радикала и атомности.
5. Охарактеризовать многообразие химических свойств спиртов.
6. Охарактеризовать кислотные свойства спиртов, сравнить их со свойствами воды.

7. Назвать отличия в химическом поведении одноатомных и многоатомных спиртов.

#### Альдегиды и кетоны

Цель работы: изучить физические и химические свойства карбонильных соединений; сравнить химическое поведение альдегидов и кетонов; изучить качественные реакции на альдегидную группу.

Задание: получить уксусный альдегид и охарактеризовать его физические свойства; исследовать химическую активность альдегидов и кетонов в реакциях присоединения и окисления; установить взаимосвязь химического поведения карбонильных соединений и их электронного строения.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия, функциональная группа, индукционный эффект.
2. Типы органических реакций, присоединение, окисление, конденсация.
3. Номенклатура: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: лабораторные методы получения альдегидов и кетонов; качественные реакции на альдегидную группу.

Уметь: получать уксусный альдегид в лаборатории; записывать уравнения происходящих реакций; проводить качественное определение альдегидов; называть альдегиды и кетоны в соответствии с правилами номенклатуры.

Владеть: приемами нагревания, перегонки, работы с концентрированными кислотами, щелочными металлами.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Назвать правила систематической номенклатуры альдегидов и кетонов.
2. Объяснить электронное строение карбонильной группы.
3. Охарактеризовать типы химических реакций для альдегидов и кетонов.
4. Назвать качественные реакции на альдегидную группу и указать признаки протекания реакций.
5. Назвать сходство и отличия в химическом поведении альдегидов и кетонов.

#### Карбоновые кислоты

Цель работы: изучить физические и химические свойства карбоновых кислот; сравнить химическое поведение карбоновых и минеральных кислот.

Задание: исследовать химическую активность карбоновых кислот в реакциях замещения; установить взаимосвязь химического поведения карбоновых кислот и их электронного строения; сравнить кислотные свойства спиртов, одноосновных и многоосновных карбоновых кислот и минеральных кислот.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия, функциональная группа, индукционный эффект, водородные связи, кислотные свойства, водородный показатель.
2. Типы органических реакций, замещение, этерификация.
3. Номенклатура: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: функциональные производные карбоновых кислот.

Уметь: объяснять влияние строения радикала и количества карбоксильных групп на растворимость карбоновых кислот; сравнивать кислотно-основные свойства карбоновых кислот, минеральных кислот, спиртов и воды; записывать уравнения происходящих реакций; называть карбоновые кислоты в соответствии с правилами номенклатуры.

Владеть: приемами нагревания, перегонки, работы с концентрированными кислотами.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Назвать правила систематической номенклатуры карбоновых кислот.

2. Объяснить электронное строение карбоксильной группы.
3. Объяснить способность карбоновых кислот к образованию водородных связей.
4. Охарактеризовать гидрофильные и гидрофобные свойства карбоновых кислот, их зависимость от строения радикала и основности.
5. Охарактеризовать многообразие химических свойств карбоновых кислот.
6. Охарактеризовать кислотные свойства карбоновых кислот, сравнить их со свойствами минеральных кислот, спиртов и воды.
7. Назвать особенности в химическом поведении одноосновных и многоосновных кислот.

### Амины. Аминокислоты. Диазо-, азосоединения

Цель работы: изучить методы получения, физические и химические свойства аминов жирного ряда, выявить отличия в химическом поведении первичных, вторичных и третичных аминов; изучить химические свойства аминокислот, как бифункциональных соединений.

Задание: получить первичные амины различными методами; исследовать основные свойства аминов; установить взаимосвязь химического поведения аминов и их строения; провести качественную реакцию на первичные амины; исследовать основные и кислотные свойства аминокислот; установить взаимосвязь химического поведения аминокислот и их строения; провести качественные реакции на аминокислоты.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия, функциональная группа, индукционный эффект, основность, кислотность.
2. Номенклатура: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: лабораторные методы получения аминов; качественную реакцию на первичные амины; качественные реакции на аминокислоты.

Уметь: получать газообразные амины в лаборатории; сравнивать кислотно-основные свойства аминов и аммиака; объяснять амфотерные свойства аминокислот; сравнивать свойства аминокислот, карбоновых кислот и аминов; записывать уравнения происходящих реакций; проводить качественное определение первичных аминов; называть амины и аминокислоты в соответствии с правилами номенклатуры.

Владеть: приемами нагревания, получения газообразных веществ, работы со щелочными металлами.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Назвать правила систематической номенклатуры аминов.
2. Объяснить электронное строение аминов (тип гибридизации, тип химической связи, полярность связи).
3. Назвать методы получения аминов.
4. Охарактеризовать основные и кислотные свойства аминов, сравнить их со свойствами аммиака.
5. Назвать отличия в химическом поведении первичных, вторичных и третичных аминов.
6. Назвать правила систематической номенклатуры аминокислот.
7. Назвать качественные реакции на аминокислоты.
8. Охарактеризовать основные и кислотные свойства аминокислот, сравнить их со свойствами аминов и карбоновых кислот.

### Моносахариды

Цель работы: изучить физические и химические свойства углеводов, как бифункциональных соединений; изучить качественные реакции.

Задание: доказать наличие в молекулах моносахаридов различных функциональных групп; сравнить свойства моносахаридов и свойства карбонильных соединений и

многоатомных спиртов; установить взаимосвязь химического поведения углеводов и строения.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Классы органических соединений: альдегиды, кетоны, многоатомные спирты.
2. Понятия: гомологический ряд, изомерия (структурная, оптическая), функциональная группа, полимеры.
3. типы органических реакций, окисление, восстановление, гидролиз, комплексообразование.
4. Номенклатура: тривиальная.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать: классификацию углеводов; классификацию моносахаридов; качественные реакции на альдозы и кетозы.

Уметь: доказывать присутствие в молекулах углеводов наличие альдегидной группы, кето-группы, нескольких гидроксогрупп; записывать уравнения происходящих реакций; называть углеводы в соответствии с правилами номенклатуры.

Владеть: приемами нагревания, работы с концентрированными кислотами.

Вопросы к защите лабораторной работы:

1. Назвать принципы классификации углеводов, правила их номенклатуры.
2. Дать характеристику типам изомерии моносахаридов.
3. Дать характеристику понятиям: аномеры, эпимеры, полуацетальный гидроксил, мутаротация, проекционные формулы, перспективные формулы.
4. Назвать способы доказательства присутствия в моносахаридах альдегидной группы, кето-группы, нескольких гидроксогрупп.

## **МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ**

### **Техника безопасности. Классификация и номенклатура органических соединений**

Цель работы: изучить правила поведения и техники безопасности при работе в лаборатории органической химии; теоретические основы методов и приемов выполнения химического эксперимента; изучить виды и правила номенклатуры органических соединений.

Задание: получить сведения о требованиях безопасности при работе с органическими веществами, химической посудой и оборудованием; о правилах поведения в лаборатории и содержании рабочего места; о приемах безопасной работы при нагревании, получении жидких и газообразных веществ; получить сведения о классификации и номенклатуре органических соединений, правилах систематической номенклатуры.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Общие правила поведения и работы в химической лаборатории.
2. Основы техники безопасности при работе с химическими реактивами.
3. Общие сведения и химической посуде и оборудовании.
4. Электронное строение атома углерода.
5. Основы теории гибридизации атомных орбиталей.

В результате выполнения работы студент должен:

Знать: правила поведения, содержания рабочего места и работы в лаборатории органической химии; особенности работы с органическими веществами; правила техники безопасности в лаборатории органической химии; методы получения газообразных и жидких веществ, правила работы с химической посудой, оборудованием, нагревательными приборами; классификацию органических веществ и правила их номенклатуры.

Уметь: собирать установки для получения газообразных и жидких веществ;

проводить нагревание на спиртовке, плитке, водяной и песочной бане; пользоваться химической посудой и оборудованием; записывать структурные формулы органических веществ; называть органические соединения по международной и тривиальной номенклатурам.

Вопросы к защите:

1. Назвать правила безопасной работы со щелочными металлами, концентрированными кислотами и щелочами.
2. Назвать общие правила поведения в лаборатории и содержания рабочего места.
3. Перечислить действия при попадании на кожу концентрированных кислот, концентрированных щелочей, при возникновении возгорания.
4. Назвать правила нагревания на спиртовке, плитке, водяной и песочной бане.
5. Объяснить устройство установки для получения газообразных и жидких веществ и правила безопасной работы с ней.
6. Написать структурную формулу соединения по названию и назвать по другой номенклатуре.
7. Написать структурную формулу углеводородного радикала и дать название.
8. Определить в соединении первичные, вторичные, третичные и четвертичные атомы углерода.

**Теоретические основы органической химии**

Цель работы: изучить теоретические основы органической химии: законы, правила, теории.

Задание: получить сведения об основных теоретических представлениях в органической химии, классификации, классификации органических реакций и реагентов.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Электронное строение атома углерода.
2. Основы теории гибридизации атомных орбиталей.
3. Общие сведения о типах химической связи и свойствах ковалентной связи.

В результате выполнения работы студент должен:

Знать: основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова; три валентных состояния атома углерода; основы теории электронных смещений; понятие об изомерии органических веществ и видах изомерии; классификацию органических реакций и реагентов; классификацию органических веществ.

Уметь: определять тип гибридизации и валентное состояние атомов углерода в соединениях; определять типы заместителей в соединениях; определять знак индукционного и мезомерного эффекта, показывать смещение электронной плотности; записывать формулы изомеров, определять типы изомерии; определять тип химической реакции в соответствие с разными признаками классификации; определять типы реагентов.

Вопросы к защите:

1. Назвать основные положения теории химического строения.
2. Определить механизм органической реакции.
3. Определить тип органического реагента.
4. Назвать характеристики связей в молекулах, содержащих атом углерода в первом, втором, третьем валентном состоянии.
5. Написать формулы структурных, геометрических, конформационных, оптических изомеров; определить принадлежность оптических изомеров к стереохемическому ряду.
6. Показать смещение электронной плотности в соединении, определить тип электронного эффекта и его знак.

**Правила ориентации в бензольном кольце**

Цель работы: изучить типы заместителей в бензольном кольце и их влияние на направление протекания реакций замещения.

Задание: установить взаимосвязь химического поведения аренов и их электронного строения; установить особенности протекания реакций замещения в незамещенных и замещенных аренах.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия, ароматичность.
2. Типы органических реакций, механизм реакции электрофильного замещения.
3. Типы заместителей в бензольном кольце и правила ориентации.
4. Номенклатура аренов: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения работы студент должен:

Знать: заместители первого и второго рода; влияние заместителей на электронное строение и направление протекания реакций замещения в бензольном кольце.

Уметь: устанавливать взаимосвязь между строением и свойствами ароматических углеводородов; прогнозировать направление протекания реакций замещения в ароматических углеводородах; записывать уравнения происходящих реакций; называть бензол и его производные в соответствии с правилами номенклатуры.

Владеть: навыками прогнозирования направления протекания реакций замещения в бензольном кольце.

Вопросы к защите:

1. Объяснить электронное строение аренов.
2. Назвать типы заместителей в бензольном кольце, объяснить их влияние на распределение электронной плотности и реакционную способность бензольного кольца с позиций теории электронных смещений.
3. Объяснить направление протекания реакций замещения в бензольном кольце.

#### **Генетическая связь углеводов**

Цель работы: дать сравнительную характеристику предельным, непредельным, ароматическим углеводородам; рассмотреть их генетическую взаимосвязь.

Задание: охарактеризовать методы получения предельных, непредельных, ароматических углеводородов; дать сравнительную характеристику химического поведения предельных, непредельных, ароматических углеводородов; записать уравнения химических реакций, показывающих взаимосвязь разных классов углеводородов.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия.
2. Типы органических реакций.
3. Номенклатура: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения работы студент должен:

Знать: основные методы получения предельных, непредельных, ароматических углеводородов; характерные реакции предельных, непредельных, ароматических углеводородов; условия протекания химических реакций.

Уметь: устанавливать взаимосвязь между строением и свойствами веществ; записывать уравнения происходящих реакций; называть углеводороды в соответствии с правилами номенклатуры.

Вопросы к защите:

1. Назвать отличия в электронном строении алканов, алкенов, алкинов, аренов.
2. Охарактеризовать химические свойства алканов, алкенов, алкинов, аренов.
3. Осуществить цепочки превращений между разными классами углеводородов.
4. Назвать качественные реакции, с помощью которых можно отличить алканы, алкены, алкины, арены.
5. Сравнить химическую активность аренов, непредельных и предельных углеводородов.

#### **Генетическая связь кислородпроизводных углеводов**

Цель работы: изучить методы получения, физические и химические свойства

кислородсодержащих производных углеводов – спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот.

Задание: охарактеризовать физические свойства кислородсодержащих производных углеводов – спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот; изучить их химическую активность; установить взаимосвязь химического поведения кислородсодержащих производных углеводов и их электронного строения.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия, функциональная группа, индукционный эффект, мезомерный эффект.
2. Типы органических реакций, механизм реакции нуклеофильного замещения.
3. Номенклатура: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения работы студент должен:

Знать: методы получения спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот; объяснять физические свойства (растворимость в воде, температуры кипения и плавления) с позиций электронного строения и возможности образования водородных связей; особенности химического поведения спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот с позиций их электронного строения.

Уметь: устанавливать взаимосвязь между строением и свойствами спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот; прогнозировать направление протекания реакций спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот; записывать уравнения происходящих реакций; называть соединения в соответствии с правилами номенклатуры.

Вопросы к защите:

1. Назвать правила систематической номенклатуры спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот.
2. Объяснить электронное строение спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот, взаимное влияние углеводородного радикала и функциональной группы.
3. Охарактеризовать химические свойства спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот, объяснить их химическую активность.
4. Осуществить цепочки превращений между разными классами кислородпроизводных углеводов.

### Олигосахариды. Полисахариды

Цель работы: изучить методы получения, физические и химические свойства олигосахаридов и полисахаридов; сформировать знания принципов строения и химических превращений важнейших олиго- и полисахаридов.

Задание: охарактеризовать физические свойства олиго- и полисахаридов; изучить их химическую активность; установить взаимосвязь химического поведения олиго- и полисахаридов и их электронного строения.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

1. Понятия: гомологический ряд, изомерия, функциональная группа, индукционный эффект, мезомерный эффект.
2. Типы органических реакций.
3. Номенклатура: тривиальная, систематическая.

В результате выполнения работы студент должен:

Знать: методы получения олиго- и полисахаридов; объяснять физические свойства с позиций электронного строения; особенности химического поведения олиго- и полисахаридов с позиций их электронного строения.

Уметь: устанавливать взаимосвязь между строением и свойствами олиго- и полисахаридов; прогнозировать направление протекания реакций олиго- и полисахаридов; записывать уравнения происходящих реакций; называть соединения в соответствии с правилами номенклатуры.

Вопросы к защите:

1. Приведите строение мальтозы и лактозы. Объясните наличие восстанавливающих свойств.
2. Приведите строение сахарозы и объясните причину отсутствия у нее восстанавливающих свойств. Какую конфигурацию имеют аномерные атомы углерода в остатках D-глюкопиранозы и D-фруктофуранозы?
3. Напишите реакции гидролиза мальтозы и лактозы. В какой среде протекают эти реакции? Укажите гликозидную связь.
4. Напишите реакцию гидролиза сахарозы. Дайте понятие инверсии и объясните причину этого явления.
5. Какие полисахариды называются гомополисахаридами? Приведите примеры.
6. На какие две фракции делится растительный крахмал? Как они различаются по строению?
7. Из каких моносахаридных звеньев построена молекула амилопектина? Напишите строение фрагмента цепи амилопектина.
8. Напишите схему полного расщепления растительного крахмала. Какие вещества называются декстринами?
9. Какие полисахариды называются гетерополисахаридами?

### **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЕ**

Для успешного усвоения материала студент должен кроме аудиторной работы заниматься самостоятельно. Самостоятельная работа является активной учебной деятельностью, направленной на качественное решение задач самообучения, самовоспитания и саморазвития. Самостоятельная работа студентов выполняется без непосредственного участия преподавателя, но по его заданию и в специально отведённое для этого время. Условием эффективности самостоятельной работы студентов является ее систематическое выполнение.

Основными целями и задачами самостоятельной работы студентов являются:

- формирование у студентов компетенции в области самостоятельной подготовки, включая навыки работы с литературой, поиска необходимых данных в сети Internet, умение выбирать из предложенного материала наиболее важную информацию и способности к оперированию знаниями, полученными в ходе аудиторных занятий, для решения задач и выполнения занятий, что способствует уровню компетентностного подхода в решении профессиональных задач;
- расширение общего кругозора студентов за счёт приобретения знаний не входящих в программу аудиторных занятий;
- повышение и углубление качества знаний, приобретаемых студентом при изучении конкретной дисциплины.

Самостоятельная работа студентов включает самостоятельную проработку теоретического материала, работу с литературой, подготовку к лекциям, практическим и лабораторным занятиям, составление конспектов, оформление отчетов по лабораторным занятиям, самостоятельное исследование теоретического материала, не выносимого на лекции или практические занятия, выполнение домашних заданий, контрольных и проверочных работ, решение задач, проведение расчетов, подготовку к экзаменам.

Все формы СРС, а также методы контроля способствуют многократному повторению материала, что, в свою очередь, позволяет студенту лучше запомнить термины и определения, понять изучаемый материал, разобраться в алгоритме решения задач и выполнения лабораторных работ. Таким образом, СРС как одна из активных форм обучения студентов способствует формированию у них знаний, умений и навыков, направленных на самостоятельное, творческое решение задач, возникающих в практической деятельности.

При изучении химии следует обращать внимание на умение записывать электронные формулы атомов элементов, определять тип химической связи в соединениях. Без этих представлений невозможно устанавливать химическую активность веществ, прогнозировать их поведение в химических реакциях. Часть теоретического материала требует заучивания, это касается формулировок законов, расчетных формул. Однако их применение требует вдумчивого подхода. Чтобы определить последовательность действий при решении какой-либо химической задачи, следует ставить себе вопросы, последовательные ответы на которые помогут прийти к правильному решению.

Изучение каждой темы химии надо начинать с уяснения электронного, пространственного и химического строения, свойств функциональных групп органических молекул. Функциональная группа в основном определяет химические свойства данного класса соединений. Знание этих свойств позволяет найти генетическую связь между различными классами органических соединений, понять, как из более простых молекул углеводов путем химических превращений можно получить сложнейшие биоорганические соединения – вещества высшей организованной материи.

Изучение химии представляет определенные трудности из-за большого объема фактического материала, значительного количества новых понятий, своеобразия номенклатуры соединений и самой тесной связи одного раздела с другим. Поэтому, усвоение курса химии требует систематической и последовательной работы. Важно соблюдать последовательность перехода к изучению каждого следующего раздела лишь после того, как усвоен материал предыдущего. Не следует механически запоминать формулы, константы, уравнения реакции и др. Необходимо суметь выделить главное, понять сущность тех или иных превращений, найти взаимную связь различных классов соединений и их значение, применение.

Для успешного освоения курса студенты обязаны самостоятельно выполнить ряд работ:

- изучить предлагаемые преподавателем темы теоретического материала и представить их в виде сжатого конспекта, пройти собеседование;
- выполнить в указанные сроки варианты домашних индивидуальных заданий по предложенным темам;
- подготовиться к выполнению лабораторных работ, оформляя в лабораторной тетради проведение опытов, а затем к защите лабораторной работы, пройдя собеседование;
- подготовиться к выполнению тестирования или контрольной работы на аудиторных и внеаудиторных занятиях по изученным темам.

После изучения темы теоретического материала и выполнения лабораторной работы студентам предлагается выполнить либо письменную проверочную или контрольную работу, либо тест. Контрольная или проверочная работа, тест выполняются на отдельных листах. Для успешной подготовки к текущему контролю студентам предлагаются вопросы для изучения и задания.