

Государственное бюджетное профессиональное образовательное
учреждение Республики Дагестан
«Колледж экономики и предпринимательства»

Конспект лекций для студентов направления подготовки
по дисциплине:

«Химия»

Заочной формы обучения

Г. Буйнакск

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
1 Основы строения вещества	5
1.1 Строение атомов химических элементов и природа химической связи	5
1.2 Периодический закон и таблица Д.И. Менделеева	11
2 Химические реакции	14
2.1 Типы химических реакций	14
2.2 Электролитическая диссоциация и ионный обмен	16
3 Строение и свойства неорганических веществ	18
3.1 Классификация, номенклатура и строение неорганических веществ	18
3.2 Физико-химические свойства неорганических веществ	21
4 Строение и свойства органических веществ	35
4.1. Классификация, строение и номенклатура органических веществ	37
4.2. Свойства органических соединений	71
4.3. Органические вещества в жизнедеятельности человека	71
5 Кинетические и термодинамические закономерности протекания химических реакций	78
5.1 Кинетические закономерности протекания химических реакций	78
6 Дисперсные системы	80
6.1. Дисперсные системы и факторы их устойчивости	80
7 Качественные реакции обнаружения неорганических и органических веществ	84
7.1 Обнаружение неорганических катионов и анионов	84
7.2. Обнаружение органических веществ отдельных классов с использованием качественных реакций	88
8 Исследование и химический анализ объектов биосферы	90
9 Профессионально-ориентированное содержание	94
Список литературы	96
Приложение А Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде	98Б

1 ОСНОВЫ СТРОЕНИЯ ВЕЩЕСТВА

1.1 Строение атомов химических элементов и природа химической связи

Химия - это наука о веществах, их свойствах и превращениях, происходящих в результате химических реакций, а также о фундаментальных законах, которым эти превращения подчиняются.

1.1.1 Современная модель строения атома. Электронная конфигурация атома. Классификация химических элементов (s-, p-, d-элементы). Валентные электроны. Валентность.

Атом – химически неделимая электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов (рис.1.1).

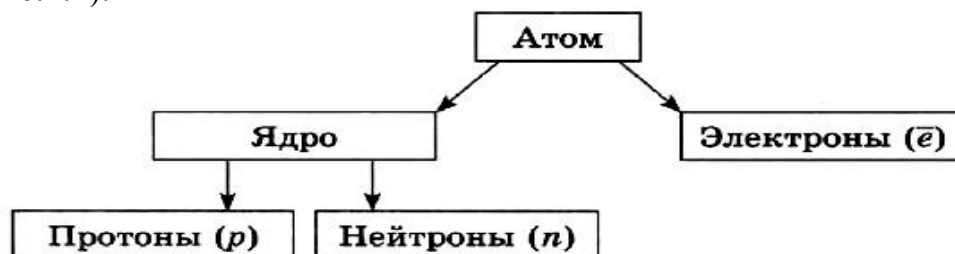


Рисунок 1.1 - Строение атома

Если атом присоединяет один или несколько электронов, он приобретает отрицательный заряд и превращается в **анион**. Если атом теряет один или несколько электронов, он приобретает положительный заряд и превращается в **катион**. Заряд иона указывают арабской цифрой и знаком после символа атома.

Современная модель строения атома базируется на четырех положениях:

1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома (например, радиус атома водорода сост. 0,046 нм, а радиус протона или ядра атома водорода составляет $6,5 \cdot 10^{-7}$ нм).

2. Положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в ядре атома.

3. Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов (общее название нуклоны). Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента, а сумма чисел протонов (p) и нейтронов (n) соответствует его массовому числу.

Состав ядра: $A = Z + n$, где A — массовое число; Z — протонное число (число протонов); n — число нейтронов. **Массовое число** указано в Периодической системе химических элементов (далее ПСХЭ) в ячейке каждого элемента. Массовое число всех атомов, кроме хлора, округляется до целого по правилам математики. Массовое число атома хлора принято считать равным 35,5.

4. Вокруг ядра по орбитали вращаются электроны. Число электронов в невозбужденном (основном) состоянии равно заряду ядра и порядковому номеру элемента в ПСХЭ. Совокупность электронов, которые двигаются вокруг ядра, называется **электронной оболочкой**. **Химические свойства атомов определяются строением электронной оболочки и зарядом ядра.**

В Периодической системе собраны **химические элементы** — атомы с одинаковым зарядом ядра. Различные виды атомов имеют общее название — **нуклиды**. Нуклиды с одинаковым зарядом, различными массовыми числами и числом нейтронов в ядре называется **изотопами**. Нуклиды с одинаковыми массовыми числами, но различными зарядами ядра и числа нейтронов в ядре называются **изобарами**. Нуклиды с одинаковым числом нейтронов, но различным зарядом и массовым числом называется **изотонами**.

Согласно квантовой модели строение атома Нильса Бора, электроны в атоме могут двигаться только по определенным (стационарным) орбитам, удаленным от ядра на определенное расстояние и характеризующиеся определенной энергией. Другое название стационарных орбит — электронные слои или энергетические уровни. Электронные уровни можно обозначать цифрами — 1, 2, 3, ..., n. Номер слоя увеличивается по мере удаления его от ядра. Номер уровня соответствует главному квантовому числу n. В одном слое электроны могут двигаться по разным траекториям. Траекторию орбиты характеризует электронный подуровень. Тип подуровня характеризует орбитальное квантовое число $l = 0, 1, 2, 3 \dots$, либо соответствующие буквы — s, p, d, g и др.

На каждом электронном слое может находиться не более $2N^2$ электронов (где N — номер слоя). Число занятых электронами слоев в атоме элемента совпадает с номером периода, в котором он находится. Последний энергетический уровень называют внешним (максимальное число \bar{e} на внешнем уровне = 8). Обычно на нем находятся валентные электроны, то есть электроны на внешней (валентной) оболочке атома. Число валентных электронов, как правило, совпадает с номером группы, в котором находится элемент.

Пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика, называется **орбиталью**. Орбиталь характеризует вероятность нахождения электрона в определенном пространстве вокруг ядра. Она ограничена в трехмерном пространстве поверхностями той или иной формы. Вероятность нахождения электрона внутри данной области пространства составляет не менее 95 %.

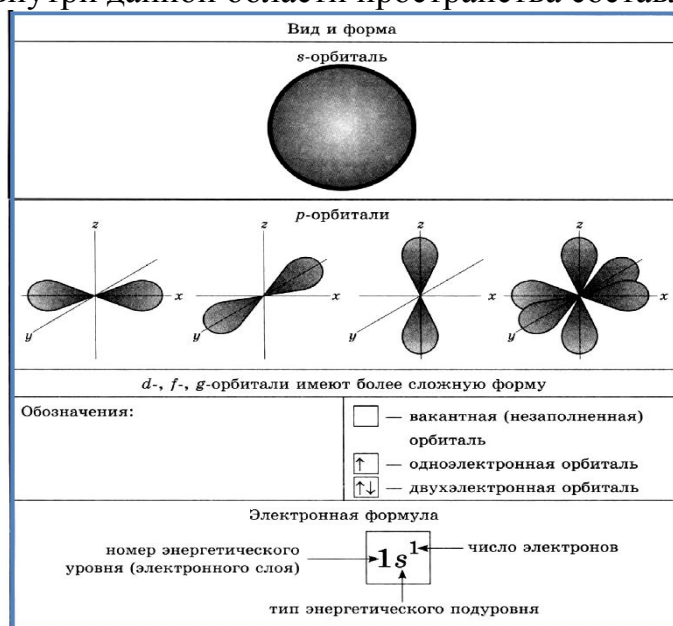


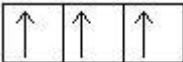
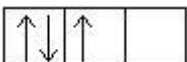
Рисунок 1.2 - Атомные орбитали

Заполнение электронами энергетических орбиталей происходит согласно некоторым основным правилам.

Принцип Паули (запрет Паули): на одной атомной орбитали могут находиться не более двух электронов с противоположными спинами (спин — это квантовомеханическая характеристика движения электрона).

Правило Хунда. На атомных орбиталях с одинаковой энергией электроны располагаются по одному с параллельными спинами. Т.е. орбитали одного подуровня заполняются так: сначала на каждую орбиталь распределяется по одному электрону. Только когда во всех орбиталях данного подуровня распределено по одному электрону, занимаем орбитали вторыми электронами, с противоположными спинами. Таким образом, сумма спиновых квантовых чисел таких электронов на одном энергетическом подуровне (оболочке) будет максимальной.

Например, заполнение 2p-орбитали тремя электронами будет происходить

так: , а не так 

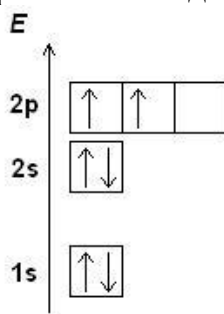
Принцип минимума энергии. Электроны заполняют сначала орбитали с наименьшей энергией.

Таким образом, энергетический ряд орбиталей выглядит так:

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

Электронную структуру атома можно представлять в разных формах — энергетическая диаграмма, электронная формула и др.

Энергетическая диаграмма атома — это схематическое изображение орбиталей с учетом их энергии. Диаграмма показывает расположение электронов на энергетических уровнях и подуровнях. Заполнение орбиталей происходит согласно квантовым принципам. Например, энергетическая диаграмма для атома углерода:



Электронная формула — это запись распределения электронов по орбиталям атома или иона. Сначала указывается номер уровня, затем тип орбитали. Верхний индекс справа от буквы показывает число электронов на орбитали. Орбитали указываются в порядке заполнения. Запись $1s^2$ означает, что на 1 уровне s-подуровне расположено 2 электрона. Например, электронная формула углерода выглядит так: $1s^2 2s^2 2p^2$.

Классификация химических элементов: s-, p-, d-, f-элементы

В зависимости от положения “последнего электрона” бывают s-, p-, d-, f-элементы:

s-элементы: IA и IIA группы;

p-элементы: IIIA-VIIIA группы;

d-элементы: элементы побочных подгрупп;

f-элементы: вынесены в отдельную группу лантаноидов и актиноидов.

У s- и p-элементов валентные электроны находятся на внешнем уровне.

У d-элементов — на внешнем s- и на предвнешнем d-подуровнях.

В зависимости от положения «последнего электрона» бывают s-, p-, d-, f-элементы

s-элементы: IA и IIA группы
p-элементы: IIIA-VIIIA группы
d-элементы: элементы B-подгруппы
f-элементы: вынесены отдельно

У s- и p-элементов валентные электроны находятся на внешнем уровне

У d-элементов – на внешнем s- и предвнешнем d-подуровнях

Рисунок 1.3 - Классификация химических элементов

Валентные электроны. Валентность

Валентные электроны - это электроны, находящиеся на внешнем энергетическом уровне и участвующие в образовании химических связей. Валентные электроны атомов элементов главных подгрупп расположены на s- и p-орбиталях внешнего электронного слоя. У элементов побочных подгрупп, кроме лантаноидов и актиноидов, валентные электроны расположены на s-орбитали внешнего и d-орбиталях предпоследнего слоев. **Валентность** – это способность атома образовывать химические связи. Данное определение корректно только по отношению к веществам с ковалентным типом связи. Валентность характеризуется числом электронных пар, образующихся при взаимодействии атома с другими атомами. Например, валентность азота в аммиаке NH_3 равна трем (рис. 1.4)

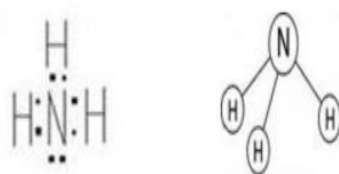


Рисунок 1.4

Валентность можно определить, только зная строение вещества. Чтобы составить формулу по валентности, надо знать порядок соединения атомов в молекуле и кратности связей. **Большинство элементов характеризуются высшей, низшей или промежуточной валентностью в соединениях.** Для большинства элементов высшая валентность, как правило, равна номеру группы, низшая валентность определяется по формуле: $8 - \text{№ группы}$. Промежуточная валентность – это число между низшей и высшей валентностями. Например, высшая валентность хлора равна VII, низшая валентность хлора равна I, промежуточные валентности — III, V. Некоторые элементы проявляют постоянную валентность (табл.1.1).

Таблица 1.1 - Элементы с постоянной валентностью

Элемент	Валентность
Фтор F	I
Кислород O	II
Металлы IA группы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	I
Металлы IIA группы (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	II
Алюминий Al	III

1.1.2 Электроотрицательность. Химические связи

Электроотрицательность - способность атома удерживать внешние (валентные) электроны. Она определяется степенью притяжения этих электронов к положительно заряженному ядру. Это свойство проявляется в химических связях как смещение электронов связи в сторону более электроотрицательного атома. Электроотрицательность атомов, участвующих в образовании химической связи, - один из главных факторов, который определяет не только ТИП, но и СВОЙСТВА этой связи, и тем самым влияет на характер взаимодействия между атомами при протекании химической реакции. В шкале относительных электроотрицательностей элементов Л.Полинга (рассчитанных на основании зависимости энергий связей от различий в электроотрицательностях связываемых атомов) металлы и элементы-органогены располагаются в следующий ряд:

Элемент	K	Na	Li	Mg	H	S	C	J	Br	Cl	N	O	F
	0.8	0.9	1.0	1.2	2.1	2.5	2.5	2.5	2.8	3.0	3.0	3.5	4.0

Электроотрицательность элементов растет слева направо вдоль периода и снизу вверх в группах Периодической системы Д.И. Менделеева. Самый электроотрицательный элемент - фтор.

Силы, которые удерживают атомы в молекулах, называются **химическими связями**. Образование химической связи происходит в том случае, если этот процесс сопровождается выигрышем энергии. Эта энергия возникает, если каждый атом, образующий химическую связь, получает устойчивую электронную конфигурацию. По способу образования и существования химическая связь может быть ковалентной (полярной, неполярной), ионной, металлической.

Ковалентная химическая связь — это связь, возникающая между атомами путем образования общих электронных пар за счет неспаренных электронов. Внешние уровни большинства элементов периодической системы (кроме благородных газов)

содержат неспаренные электроны, то есть являются незавершенными. В процессе химического взаимодействия атомы стремятся завершить свой внешний электронный уровень. Например, электронная формула атома водорода: $1s^1$. Ее графический

вариант: $\boxed{\uparrow} 1s^1$

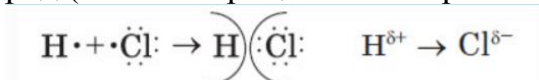
Таким образом, атом водорода в химических реакциях стремится завершить свой внешний 1 s-уровень одним s-электроном. При сближении двух атомов водорода происходит усиление притяжения электронов одного атома к ядру другого атома. Под действием этой силы расстояния между ядрами атомов сокращаются и в результате их электронные орбитали перекрывают друг друга, создавая общую электронную орбиталь — молекулярную. Электроны каждого из атомов водорода через область перекрывания орбиталей мигрируют от одного атома к другому, то есть образуют общую электронную пару. Ядра будут сближаться до тех пор, пока нарастающие силы отталкивания одноименных зарядов не уравновесят силы притяжения.

Переход электронов с атомной орбитали на молекулярную сопровождается снижением энергии системы (более выгодное энергетическое состояние) и образованием химической связи:



Ковалентная неполярная связь — вид химической связи, образующийся между атомами с одинаковой электроотрицательностью.

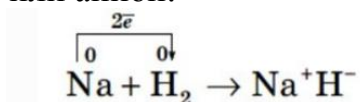
В случае, когда электроотрицательности элементов, вступающих во взаимодействие, не равны, но близки по значению, общая электронная пара смещается в сторону элемента с большей электроотрицательностью. При этом на нем образуется частичный отрицательный заряд (за счет отрицательно заряженных электронов):



В результате на атомах соединения образуются частичные заряды $\text{H}^{+0,18}$ и $\text{Cl}^{-0,18}$; а в молекуле возникают два полюса — положительный и отрицательный. Такую ковалентную связь называют полярной.

Ковалентная полярная связь — вид ковалентной связи, образующейся при взаимодействии атомов, электроотрицательность которых отличается незначительно.

В случае химического взаимодействия между атомами, электроотрицательность которых резко отличается (например, между металлами и неметаллами), происходит почти полное смещение электронных облаков к атому с большей электроотрицательностью. При этом, поскольку заряд ядра атома имеет положительное значение, атом, который почти полностью отдал свои валентные электроны, превращается в положительно заряженную частицу — положительный ион, или катион. Атом, получивший электроны, превращается в отрицательно заряженную частицу — отрицательный ион, или анион:



Ион — это одноатомная или многоатомная отрицательно либо положительно заряженная частица, в которую превращается атом в результате потери или присоединения электронов. Между разноименно заряженными ионами при их сближении возникают силы электростатического притяжения — положительно и отрицательно заряженные ионы сближаются, образуя молекулу вещества.

Ионная химическая связь — это связь, образующаяся между ионами за счет сил электростатического притяжения.

Схему образования ионной связи между атомами натрия и хлора можно представить следующим образом:



Между атомами металлов возникает особый вид химической связи, которая называется металлической. **Металлическая связь** — это связь, образующаяся между атом-ионами в металлах и сплавах посредством постоянного перемещения между ними валентных электронов

Образование этой связи обусловлено тремя особенностями строения атомов металлов:

1. на внешнем энергетическом уровне присутствуют 1—3 электрона (исключения: атомы олова и свинца (4 электрона), атомы сурьмы и висмута (5 электронов), атом полония (6 электронов));
2. атом имеет сравнительно большой радиус;
3. атом имеет большое количество свободных орбиталей (например, у Na один валентный электрон располагается на 3-м энергетическом уровне, который имеет десять орбиталей (одну s-, три p- и пять d-орбиталей)).

При сближении атомов металлов происходит перекрытие их свободных орбиталей, и валентные электроны получают возможность перемещаться на близкие по значениям энергии орбитали соседних атомов. Атом, теряющий электрон, превращается в ион. Таким образом, в металле формируется совокупность электронов, свободно перемещающихся между ионами. Притягиваясь к положительным ионам металла, электроны восстанавливают их, а затем снова отрываются, переходя к другим ионам. Такой процесс превращения атомов в ионы и обратно происходит в металлах непрерывно. Частицы, из которых состоят металлы, называют атом-ионами.

1.2 Периодический закон и таблица Д.И. Менделеева

Д.И. Менделеев, сравнивая изменение атомных масс элементов и их химических свойств, открыл периодический закон: **«Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов».**

В соответствии с современными представлениями о строении атомов главной характеристикой любого элемента является заряд его ядра, поэтому современная формулировка периодического закона имеет вид: **«Свойства элементов, а также свойства и форма образуемых ими соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер их атомов».**

Отражением периодического закона является периодическая таблица элементов, которую Д.И. Менделеев составил в 1869 г. Она включает периоды и группы.

Период – горизонтальный ряд элементов. В периодической таблице семь периодов. f-элементы (лантаноиды и актиноиды) приведены в виде двух отдельных рядов. В периодах радиусы атомов уменьшаются.

Группа – вертикальный ряд элементов. Группы делятся на главную и побочную подгруппы. У элементов главных подгрупп происходит заполнение внешнего энергетического уровня, а у побочных – предвнешнего. В главных подгруппах расположены металлы и неметаллы, а в побочных – только металлы.

В периодической таблице в периодах и группах свойства элементов закономерно изменяются, поэтому свойства любого элемента близки к среднеарифметическим значениям свойств элементов, между которыми расположен анализируемый элемент.

Атомные радиусы элементов уменьшаются в периоде слева направо и увеличиваются в группе сверху вниз. **Электроотрицательность** характеризует способность атомов химического элемента притягивать электроны от других атомов. При определении значений относительной электроотрицательности (ЭО) химических элементов по шкале Полинга за единицу принята электроотрицательность лития. Наиболее электроотрицательным химическим элементом является фтор (ЭО=4). Электроотрицательность элементов изменяется периодически: она **возрастает в периоде слева направо и убывает в подгруппе сверху вниз**. В периодах и главных подгруппах её изменение совпадает с изменением неметаллических свойств. **Металлические свойства** характеризуются способностью атомов химического элемента отдавать электроны. Металлические свойства тем выше, чем меньше значение электроотрицательности химического элемента. Металлические свойства связаны также с восстановительной способностью атомов: чем сильнее выражены металлические свойства, тем выше восстановительная активность. **Неметаллические свойства** характеризуется способностью атомов химического элемента присоединять электроны. Неметаллические свойства тем выше, чем больше значение электроотрицательности химического элемента. Неметаллические свойства связаны также с окислительной способностью атомов: чем сильнее выражены неметаллические свойства, тем выше окислительная активность. Металлические и неметаллические свойства связаны также с радиусом атома. Радиус атома уменьшается в периоде слева направо и увеличивается в группе сверху. Чем больше радиус атома, тем слабее электроны внешнего уровня связаны с ядром, тем сильнее выражены неметаллические свойства элемента. Наоборот, чем меньше радиус, тем сильнее электроны внешнего уровня связаны с ядром и тем слабее выражены металлические и сильнее неметаллические свойства элемента.

Закономерности изменения свойств элементов в пределах малых периодов с ростом заряда ядра приведены в таблице 1.2.

Таблица 1.2

Характеристика или свойство атома элемента	Изменение характеристики или свойства
Число заполняемых электронных уровней в атомах	Не изменяется
Число электронов на внешнем электронном уровне атомов	Увеличивается от до
Радиус атомов	Уменьшается
Прочность связи электронов внешнего уровня с ядром атома	Увеличивается
Электроотрицательность	Увеличивается
Неметаллические свойства и окислительная способность	Увеличиваются
Металлические свойства и восстановительная способность	Уменьшаются

Закономерности изменения свойств элементов в пределах главных подгрупп с ростом заряда ядра приведены в таблице 1.3.

Таблица 1.3

Характеристика или свойство атома элемента	Изменение характеристики или свойства
Число заполняемых электронных уровней в атомах	Увеличивается
Число электронов на внешнем электронном уровне атомов	Одинаково (совпадает с номером группы)
Радиус атомов	Увеличивается
Прочность связи электронов внешнего уровня с ядром атома	Уменьшается
Электроотрицательность	Уменьшается
Металлические свойства химических элементов	Увеличиваются
Неметаллические свойства химических элементов	Уменьшаются

Вопросы для самоконтроля:

1. Что изучает наука химия?
2. Что такое атом?
3. Что такое изотопы?
4. Сколько энергетических уровней в атоме азота?
5. Чему равна относительная атомная масса атома хлора?
6. Приведите современную формулировку Периодического закона
7. Как изменяется радиус атома по периоду слева направо?
8. Что такое валентные электроны?
9. Назовите элементы с постоянной валентностью?
10. Что такое электроотрицательность?
11. Назовите типы химических связей, охарактеризуйте их

Рекомендуемая литература: 1,3,4

2 ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

2.1 Типы химических реакций

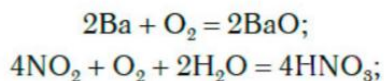
Сущность всякой химической реакции состоит в превращении веществ: разрушаются исходные вещества и образуются продукты реакций, меняется число и состав исходных веществ и продуктов реакции. Характер этих изменений и положен в основу классификации химических реакций.

Классификация химических реакций по числу и составу реагентов и продуктов реакции (по характеру процесса)

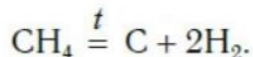


Рисунок 2.1

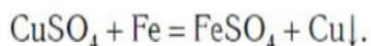
Реакции соединения — это реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое сложное вещество.



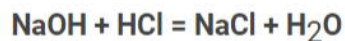
Реакции разложения — это реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.



Реакции замещения — это реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.



Реакции обмена — это такие реакции, в ходе которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями



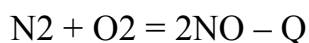
Классификация химических реакций по изменению степени окисления элементов, образующих вещества

По изменению степени окисления элементов химические реакции делят на окислительно-восстановительные реакции, и реакции, идущие без изменения степеней окисления химических элементов. **Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)** — это реакции, в ходе которых степени окисления веществ изменяются. При этом происходит обмен электронами.

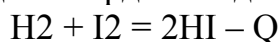
По тепловому эффекту реакции разделяют на экзотермические и эндотермические.

Экзотермические реакции — это реакции, сопровождающиеся выделением энергии в форме теплоты (+Q). К таким реакциям относятся почти все реакции соединения.

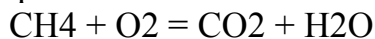
Исключения — реакция азота с кислородом с образованием оксида азота (II) — эндотермическая:



Реакция газообразного водорода с твердым йодом также эндотермическая:



Экзотермические реакции, в ходе которых выделяется свет, называют реакциями горения. Например, горение метана:



Также экзотермическими являются:

1. реакции щелочных металлов с водой;
2. реакции, сопровождающиеся взрывом;
3. разложение дихромата аммония («вулканчик»);
4. образование аммиака: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$;
5. реакции нейтрализации;
6. синтез метанола;
7. алюмотермия;

8. реакции, в которых из менее стабильных веществ образуются более стабильные;
9. в органической химии — реакции присоединения, реакции горения, окисления и др.

Эндотермические реакции — это реакции, сопровождающиеся поглощением энергии в форме теплоты (— Q). Как правило, с поглощением теплоты идет большинство реакций разложения (реакции, требующие длительного нагревания).

Например, разложение известняка:



Также эндотермическими являются:

- 1) реакции гидролиза;
- 2) реакции, идущие только при нагревании;
- 3) реакции, протекающие только при очень высоких температурах или под действием электрического разряда.

Например, превращение кислорода в озон:



Классификация химических реакций по участию катализатора

Катализатор — это такое вещество, которое ускоряет реакцию, но не входит в состав продуктов реакции.

Каталитические реакции — это реакции, которые идут с участием катализаторов.

Некаталитические реакции — это реакции, которые идут без участия катализатора.

2.2 Электролитическая диссоциация и ионный обмен

Под электролитической диссоциацией понимается распад молекул электролита в растворе с образованием положительно и отрицательно заряженных ионов — катионов и анионов. И все вещества по способности проводить электрический ток можно разделить на 2 группы: электролиты и неэлектролиты.

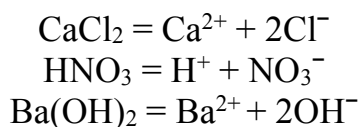
В зависимости от значения степени диссоциации, электролиты можно разделить на сильные, средние и слабые:

Электролиты		Неэлектролиты ($\alpha=0$)
Сильные электролиты ($\alpha \approx 1$)	Слабые электролиты ($\alpha \ll 1$)	
1. Растворимые соли (в т.ч. соли органических кислот)	1. Слабые кислоты, в т.ч. органические (НСООН, HNO ₂ и др.)	1. Оксиды, не взаимодействующие с водой
2. Сильные кислоты (HCl, HI и др.)	2. Нерастворимые основания и гидроксид аммония NH ₄ OH	2. Простые вещества
3. Щелочи (NaOH, KOH и др.)	3. Некоторые малорастворимые и нерастворимые соли.	3. Большинство органических веществ

Основные положения теории электролитической диссоциации, таким образом:

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на ионы.
2. Причина диссоциации электролитов в воде — это его гидратация, т.е. взаимодействие с молекулами воды и разрыв химической связи в нем.
3. Под действием внешнего электрического поля положительно заряженные ионы движутся к отрицательно заряженному электроду — катоду, их называют катионами. Отрицательно заряженные электроны движутся к положительному электроду — аноду. Их называют анионами.
4. Электролитическая диссоциация происходит обратимо для слабых электролитов, и практически необратимо для сильных электролитов.
5. Электролиты могут в разной степени диссоциировать на ионы — в зависимости от внешних условий, концентрации и природы электролита.
6. Химические свойства ионов отличаются от свойств простых веществ. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые из него образуются при диссоциации.

Процесс электролитической диссоциации принято записывать в виде схемы, не раскрывая его механизма и опуская растворитель (H₂O), хотя он является основным участником:



Реакции ионного обмена

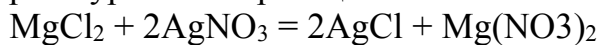
Реакции между ионами, образовавшимися в результате диссоциации электролитов, называются реакциями ионного обмена.

Правила составления ионных уравнений реакций

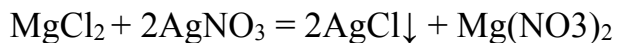
1. Нерастворимые в воде соединения (простые вещества, оксиды, некоторые кислоты, основания и соли) не диссоциируют и на ионы не расписываются.
2. Сумма электрических зарядов ионов в левой и в правой части уравнения должна быть одинаковой.

Порядок составления ионных уравнений реакции

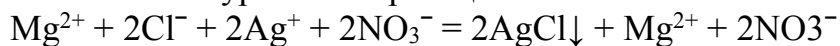
1. Записывают молекулярное уравнение реакции:



2. Определяют растворимость каждого из веществ с помощью таблицы растворимости:



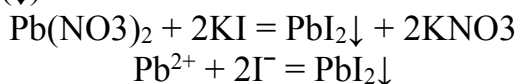
3. Записывают полное ионное уравнение реакции



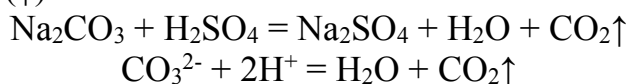
5. Составляют сокращенное ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$

Условия необратимости реакций ионного обмена

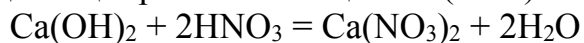
1. Если образуется осадок (\downarrow):



2. Если выделяется газ (\uparrow):



3. Если образуется малодиссоциированное вещество (H₂O):



В тех случаях, когда нет ионов, которые могут связываться между собой с образованием осадка, газа, малодиссоциированных соединений (H₂O), реакции обмена обратимы.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое катион и анион?
2. Приведите пример реакции замещения
3. Какие реакции относят к реакциям соединения?
4. Назовите условия протекания реакций ионного обмена
5. Что такое электролитическая диссоциация?
6. Какие вещества относят к электролитам?

Рекомендуемая литература: 1,4

3 СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

3.1 Классификация, номенклатура и строение неорганических веществ

Химические вещества можно разделить на две группы: простые и сложные.

Простые вещества состоят из атомов одного элемента (O₂, P₄).

Сложные вещества состоят из атомов двух и более элементов (CaO, H₃PO₄).

Простые вещества можно разделить на **металлы** и **неметаллы**.

Металлы – это простые вещества, в которых атомы соединены между собой металлической химической связью. Металлы стремятся отдавать электроны и характеризуются металлическими свойствами (металлический блеск, высокая электро- и теплопроводность, пластичность и др.).

Неметаллы – это простые вещества, в которых атомы соединены ковалентными (или межмолекулярными) связями. Неметаллы стремятся принимать или притягивать электроны. Неметаллические свойства – это способность принимать или притягивать электроны.

Все элементы в Периодической системе химических элементов (ПСХЭ) расположены либо в главной подгруппе, либо в побочной. Неметаллы расположены в главных подгруппах, в правом верхнем угле ПСХЭ. К металлам относятся все элементы побочных подгрупп и элементы главных подгрупп, расположенные в левой нижней части ПСХЭ. Разделяют металлы и неметаллы обычно, проводя условную линию от бериллия до астата. На рисунке показано точное разделение на металлы и неметаллы. Закрашены цветом неметаллы.

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

1	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	2
1	H 1,0079								He 4,0026
2	Li 6,939	Be 9,0122	B 10,811	C 12,01115	N 14,0067	O 15,9994	F 18,9984		Ne 20,183
3	Na 22,9898	Mg 24,312	Al 26,9815	Si 28,086	P 30,9738	S 32,06	Cl 35,453		Ar 39,948
4	K 39,102	Ca 40,08	Sc 44,956	Ti 47,90	V 50,942	Cr 51,996	Mn 54,938	Fe 55,847	Co 58,9332
5	Rb 85,47	Sr 87,62	Y 88,905	Zr 91,22	Nb 92,906	Mo 95,94	Tc [99]	Ru 101,07	Rh 102,905
6	Cs 132,905	Ba 137,34	La* 138,81	Hf 178,49	Ta 180,948	W 183,85	Re 186,2	Os 190,2	Ir 192,22
7	Fr [223]	Ra [226]	Ac** [227]	Db [261]	Jl [262]	Rf [263]	Bh [264]	Hn [265]	Mt [266]

Примечание: *ЛАНТАНОИДЫ; **АКТИНОИДЫ.

Рисунок 3.1 - Разделение химических элементов на металлы и неметаллы

Основные классы сложных веществ — это оксиды, гидроксиды, соли.



Рисунок 3.2 - Классификация неорганических соединений

оксиды — состоят из двух элементов, один из которых является кислородом;
кислоты — состоят из атомов водорода и кислотного остатка;

основания – состоят из металла и одной или нескольких гидроксильных групп;

соли – состоят из металла и кислотного остатка.

Отдельно выделяют **амфотерные гидроксиды**, которые проявляют свойства кислот и оснований. Это твёрдые вещества, являющиеся слабыми электролитами. К ним относятся гидроксиды металлов со степенью окисления +3 и +4. Исключениями являются $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$.

Более подробная классификация сложных веществ представлена в таблице 3.1 с примерами.

Таблица 3.1 - Классификация неорганических соединений

Вид	Номенклатура	Химические свойства	Пример
Оксиды – E_xO_y	Оксид элемента (степень окисления)	Выделяют основные оксиды, которые при взаимодействии с кислотами образуют соли, и кислотные оксиды, образующие при взаимодействии с основаниями кислоты. Отдельно выделяют амфотерные оксиды, взаимодействующие с кислотами и основаниями (образуется соль)	Na_2O – оксид натрия, Fe_2O_3 – оксид железа (III), N_2O_5 – оксид азота (V)
Основания – $\text{Me}(\text{OH})_x$	Гидроксид металла (степень окисления)	В соответствии с растворимостью выделяют щёлочи и нерастворимые в воде основания. Щёлочи взаимодействуют с неметаллами и кислотными оксидами. Нерастворимые основания взаимодействуют с кислотами и способны разлагаться при высоких температурах	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – гидроксид меди (II), NaOH – гидроксид натрия
Кислоты – H_nAc	Читается в зависимости от кислотного остатка	Взаимодействуют с металлами, стоящими левее водорода в ряду активности, с оксидами, солями. Способны разлагаться при высоких температурах	H_2SO_4 – серная кислота, HCl – соляная кислота, HNO_3 – азотная кислота
Соли – $\text{Me}_x(\text{Ac})_y$	Кислотный остаток металла (степень окисления)	Реагируют с кислотами, щелочами, металлами и солями	Na_2SO_4 – сульфат натрия, CaCO_3 – карбонат кальция, KCl – хлорид калия

Таблица 3.2- Названия основных неорганических кислот

Название кислоты	Формула кислоты	Формула, валентность кислотного остатка	Название кислотного остатка
Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl(I)	Хлорид
Азотная	HNO ₃	NO ₃ (I)	Нитрат
Сероводородная	H ₂ S	S(II)	Сульфид
Сернистая	H ₂ SO ₃	SO ₃ (II)	Сульфит
Серная	H ₂ SO ₄	SO ₄ (II)	Сульфат
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	SiO ₃ (II)	Силикат
Угльная	H ₂ CO ₃	CO ₃ (II)	Карбонат
Фосфорная	H ₃ PO ₄	PO ₄ (III)	Фосфат

Генетические связи между классами основаны на взаимном превращении веществ. При химических реакциях атомы переходят от одного вещества к другому, образуя генетические ряды (ряды превращений). Металл при присоединении кислорода образует оксид, который при взаимодействии с водой превращается в основание. Из неметалла образуется кислотный оксид, который, взаимодействуя с водой, образует кислоту. Любой генетический ряд заканчивается солью.

3.2 Физико-химические свойства неорганических веществ

3.2.1 Металлы. Общие химические свойства металлов

В химических реакциях металлы способны только отдавать электроны и проявлять восстановительные свойства. Окислителями при этом могут выступать простые вещества-неметаллы (кислород, галогены, сера и др.) и сложные вещества (вода, кислоты, соли металлов, оксиды металлов и др.).

Активность простых веществ показана в электрохимическом ряду напряжений металлов. Слева от водорода находятся активные металлы (активность увеличивается к левому краю), справа – неактивные (рис. 3.3)

Некоторые металлы проявляют амфотерные свойства или двойственность. Металлы, их оксиды и гидроксиды реагируют с кислотами и основаниями. Большинство металлов реагирует только с некоторыми кислотами, замещая водород и образуя соль. Наиболее ярко выраженные двойственные свойства проявляют: алюминий; свинец; цинк; железо; медь; бериллий; хром.

Каждый металл способен вытеснять стоящий правее него в электрохимическом ряду другой металл из солей. Металлы, находящиеся слева от водорода, вытесняют его из разбавленных кислот.

Электрохимический ряд напряжений металлов

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au



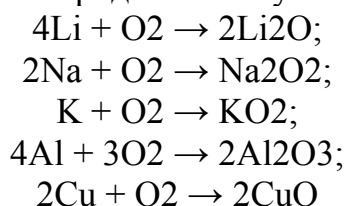
Ослабление восстановительных свойств, активности

Рисунок 3.3 - Ряд активности металлов

Особенности взаимодействия металлов с разными веществами представлены ниже.

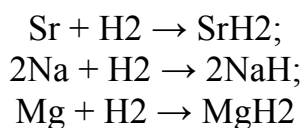
Реакции с кислородом

Большинство металлов образует оксидные плёнки. Щелочные металлы самовоспламеняются в присутствии кислорода. При этом натрий образует пероксид (Na₂O₂), остальные металлы I группы – надпероксиды (RO₂). При нагревании щелочноземельные металлы самовоспламеняются, металлы средней активности – окисляются. Во взаимодействие с кислородом не вступают золото и платина



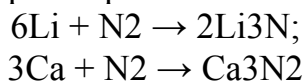
Реакции с водородом

При комнатной температуре реагируют щелочные, при нагревании – щелочноземельные. Бериллий не вступает в реакцию. Магнию дополнительно необходимо высокое давление



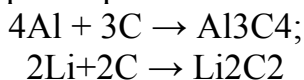
Реакции с азотом

Только активные металлы. Литий вступает в реакцию при комнатной температуре. Остальные металлы – при нагревании



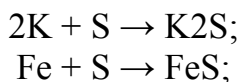
Реакции с углеродом

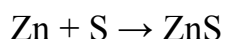
Литий и натрий, остальные – при нагревании



Реакции с серой

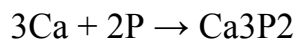
Не взаимодействуют золото и платина





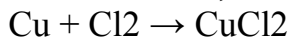
Реакции с фосфором

При нагревании



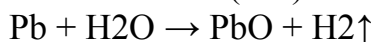
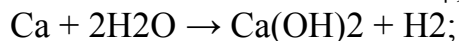
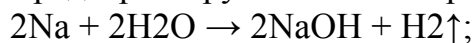
Реакции с галогенами

Не реагируют только малоактивные металлы, медь – при нагревании



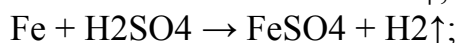
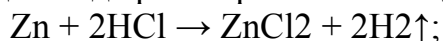
Реакции с водой

Щелочные и некоторые щелочноземельные металлы. При нагревании, в условиях кислой или щелочной среды реагируют металлы средней активности



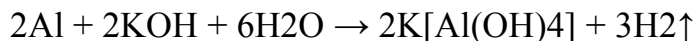
Реакции с кислотами

Металлы слева от водорода. Медь растворяется в концентрированных кислотах



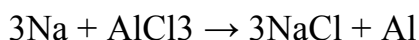
Реакции со щелочами

Только амфотерные металлы



Реакции с солями

Активные замещают менее активные металлы



3.2.2 Неметаллы. Общие химические свойства неметаллов

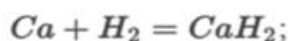
Группа неметаллов довольно полиморфна и в зависимости от типа реакций, в которых они участвуют, могут проявлять и окислительные, и восстановительные свойства. Фтор — исключение в этом ряду. Он всегда окислитель. В ряду F, O, N, Cl, Br, I, S, C, Se, P, As, Si, H окислительные свойства уменьшаются. Восстановительные свойства кислород может проявлять только в отношении фтора.

Характерные свойства неметаллов

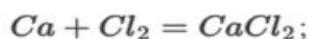
Реакции с металлами.

Для неметаллов характерны реакции с металлами, в которых они являются окислителями и приобретают в соответствующих бинарных соединениях отрицательную степень окисления.

Водород при взаимодействии с металлами образует гидриды:



хлор — хлориды:

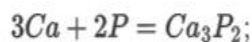


кислород — оксиды (а также пероксиды или надпероксиды):

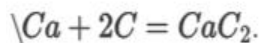
сера — сульфиды:



фосфор — фосфиды:



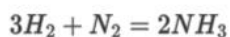
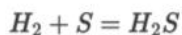
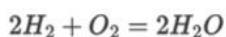
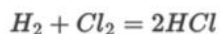
углерод — карбиды:



Взаимодействие с другими неметаллами

Взаимодействие с водородом

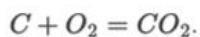
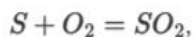
Взаимодействуя с водородом, большинство неметаллов проявляет окислительные свойства, образуя летучие водородные соединения — ковалентные гидриды:



Обратите внимание: кремний, фосфор, бор с водородом непосредственно не реагируют.

Взаимодействие с кислородом

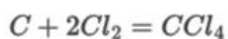
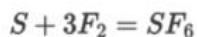
Взаимодействуя с кислородом, все неметаллы, кроме фтора, проявляют восстановительные свойства:



Обратите внимание: все галогены, кроме фтора, с кислородом не реагируют. Фтор при взаимодействии с кислородом является окислителем, а кислород — восстановителем

Взаимодействие неметаллов друг с другом

Помимо взаимодействия неметаллов с кислородом и водородом, неметаллы могут вступать в реакции с другими неметаллами. При этом более электроотрицательный неметалл играет роль окислителя, менее электроотрицательный — роль восстановителя, например:



Неметаллы отличаются по своим химическим свойствам, однако **обладают рядом общих свойств.**

1. Для неметаллов характерны реакции с металлами, в которых они являются окислителями.

2. Взаимодействуя с водородом, большинство неметаллов проявляет окислительные свойства, образуя летучие водородные соединения — ковалентные гидриды.

3. Взаимодействуя с кислородом, все неметаллы, кроме фтора, проявляют восстановительные свойства.

4. При взаимодействии друг с другом более электроотрицательный неметалл играет роль окислителя, менее электроотрицательный — роль восстановителя

3.2.3 Химические свойства оксидов

Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов (т. е. бинарные соединения), один из которых — кислород в степени окисления -2 .



Рисунок 3.4 - Классификация оксидов

Тривиальные названия оксидов приведены в таблице 3.3

Таблица 3.3

Химическая формула оксида	Бытовое (тривиальное название)	Возможное научное название
H ₂ O	Вода	Оксид водорода
CO ₂	Углекислый газ	Оксид углерода (IV), диоксид углерода
CO	Угарный газ	Оксид углерода (II), монооксид углерода
SO ₃	Серный газ	Оксид серы (VI), триоксид серы
SO ₂	Сернистый газ	Оксиды серы (IV), диоксид серы
SiO ₂	Кварц, горный хрусталь, песок кварцевый, речной и морской	Оксид кремния
Al ₂ O ₃	Глинозем	Оксид алюминия
Fe ₂ O ₃	Гематит (крокус)	Оксид железа (III)
CaO	Негашеная известь	Оксид кальция

Химические свойства основных оксидов

1. Взаимодействие с водой

С водой способны реагировать оксиды тех металлов, которым соответствуют растворимые гидроксиды. То есть с водой реагируют только оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов.

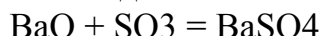
Основной оксид + вода = основание (растворимое)



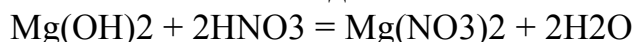
2. Взаимодействие с кислотными оксидами и кислотами

Основные оксиды, соответствующие щелочам, взаимодействуют со всеми кислотными оксидами и кислотами. Оксиды неактивных металлов взаимодействуют только с кислотными оксидами, соответствующими сильным кислотам, или с сильными кислотами.

Основной оксид + кислотный оксид = соль



Основной оксид + кислота = соль + вода



3. Взаимодействие с амфотерными оксидами

В эту реакцию могут вступать только основные оксиды щелочных или щелочноземельных металлов. При сплавлении двух оксидов образуется соль.

Основной оксид + амфотерный оксид = соль



Как составлять такие соли: металл в этой соли берем из основного оксида, а кислотный остаток из амфотерного оксида (они проявляют более кислотные свойства)

Химические свойства кислотных оксидов

1. Взаимодействие с водой

Кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием соответствующих кислот. За исключением SiO_2 , которому соответствует нерастворимая кремниевая кислота.

Кислотный оксид + вода = кислота



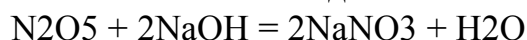
2. Взаимодействие с основными оксидами и щелочами

Кислотные оксиды сильных кислот способны взаимодействовать с любыми основными оксидами или основаниями.

Кислотный оксид + основной оксид = соль



Кислотный оксид + основание = соль + вода

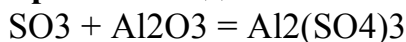


Кислотные оксиды, соответствующие слабым кислотам (такие как CO_2 , SO_2), способны взаимодействовать с основными оксидами, соответствующим щелочам, а также с щелочами.

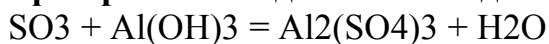
3. Взаимодействие с амфотерными оксидами и гидроксидами

С амфотерными оксидами в реакцию вступают кислотные оксиды — как правило, сильных кислот.

Кислотный оксид + амфотерный оксид = соль



Кислотный оксид + амфотерный оксид = соль + вода



Химические свойства амфотерных оксидов

1. Взаимодействие с водой

Амфотерные оксиды не взаимодействуют с водой — даже при нагревании!

Амфотерный оксид + вода \neq

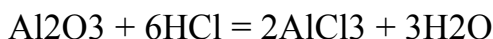
2. Взаимодействие с кислотными оксидами и кислотой

Амфотерные оксиды взаимодействуют только с сильными и средними кислотами и их оксидами.

Амфотерный оксид + кислотный оксид = соль



Амфотерный оксид + кислота = соль + вода



3. Взаимодействие с основными оксидами

Амфотерные оксиды взаимодействуют только с теми оксидами, которые соответствуют щелочам. Реакция протекает только в расплаве, так как в растворе такие оксиды взаимодействуют преимущественно с водой с образованием щелочей.

Амфотерный оксид + основной оксид (расплав) = соль



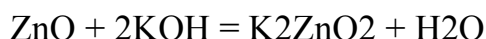
4. Взаимодействие со щелочами

Продукты взаимодействия амфотерных оксидов со щелочами зависят от условий проведения реакции. В растворе образуются комплексные соли, а при сплавлении — средние соли.

Амфотерный оксид + щелочь (раствор) + вода = комплексная соль



Амфотерный оксид + щелочь (расплав) = средняя соль + вода



3.2.4 Химические свойства оснований

Основания – сложные вещества, которые состоят из катиона металла Me^+ (или металлоподобного катиона, например, иона аммония NH_4^+) и гидроксид-аниона OH^- .

По растворимости в воде основания делят на растворимые (щелочи) и нерастворимые основания. Также есть неустойчивые основания, которые самопроизвольно разлагаются.

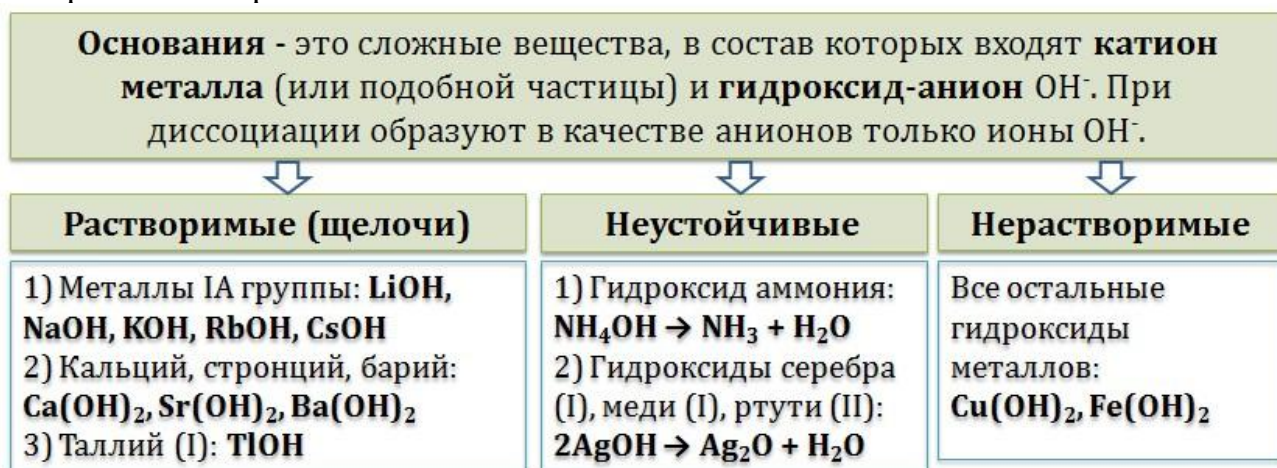


Рисунок 3.5 - Классификация оснований

Формула	Название
KOH	Едкое кали
NaOH	Едкий натр, каустическая сода
Ca(OH)2	Гашеная известь
Ca(OH)2 (прозрачный раствор)	Известковая вода
Ca(OH)2 (мутный раствор)	Известковое молоко
Ba(OH)2	Едкий барит

Рисунок 3.6 - Тривиальные названия оснований

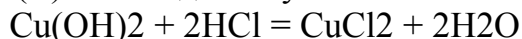
Химические свойства нерастворимых оснований

1. Нерастворимые основания взаимодействуют с сильными кислотами и их оксидами (и некоторыми средними кислотами). При этом образуются соль и вода.

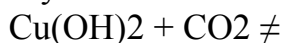
нерастворимое основание + кислота = соль + вода

нерастворимое основание + кислотный оксид = соль + вода

Например, гидроксид меди (II) взаимодействует с сильной соляной кислотой:



При этом гидроксид меди (II) не взаимодействует с кислотным оксидом слабой угольной кислоты – углекислым газом:



2. Нерастворимые основания разлагаются при нагревании на оксид и воду.

Например, гидроксид железа (III) разлагается на оксид железа (III) и воду при прокаливании:



3. Нерастворимые основания не взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами.

нерастворимое основание + амфотерный оксид \neq

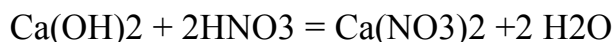
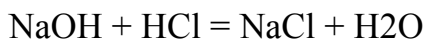
нерастворимое основание + амфотерный гидроксид \neq

4. Некоторые нерастворимые основания могут выступать в качестве восстановителей. Восстановителями являются основания, образованные металлами с минимальной или промежуточной степенью окисления, которые могут повысить свою степень окисления (гидроксид железа (II), гидроксид хрома (II) и др.).

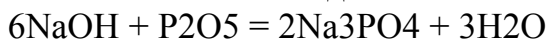
Химические свойства растворимых оснований (щелочей)

1. Взаимодействие с кислотами

Реакции обмена между щелочами и кислотами называют реакциями нейтрализации.



2. Взаимодействие с кислотными оксидами



3. Взаимодействие щелочей с растворимыми в воде солями



3.2.5 Химические свойства кислот

1. Диссоциация

Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка. Диссоциация кислот происходит ступенчато. По способности к диссоциации кислоты разделяют на две группы:

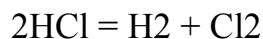
Хорошо диссоциирующие (сильные): H_2SO_4 , HCl , HBr , HNO_3 , HClO_4 , HI .

Малодиссоциирующие (слабые): H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SiO_3 .



2. Разложение

В результате реакций разложения кислородсодержащих кислот образуются кислотный оксид и вода. Бескислородные кислоты образуют простые вещества. Для разложения некоторых кислот необходимо нагревание или излучение (HCl , HNO_3 , H_3PO_4) другие же разлагаются самопроизвольно в момент образования (H_2CO_3 , H_2SO_3 , HNO_2).



Взаимодействие кислот с металлами

Металл может вытеснять водород из кислоты только в том случае, если металл стоит левее водорода в ряду активности металлов. Продукты реакции — соль и водород.

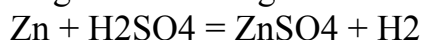
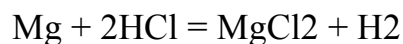
Ряд активности металлов

Li Rb K Ba Sc Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Pb H2 Sb Cu Hg Ag Pt Au

вытесняют водород из кислот

водород из кислот
не вытесняют

Рисунок 3.7 - Ряд активности металлов



При взаимодействии с кислотами-окислителями, например, азотной и серной образуется продукт восстановления кислоты, хотя протекание реакции также неоднозначно. Высокая окислительная способность серной и азотной кислот позволяет им вступать в реакции с металлами. Продукты реакции будут зависеть от активности металла и от концентрации кислот.

Реакции кислот-окислителей с металлами

Таблица 3.4 – Схемы реакций металлов с концентрированной серной кислотой

$H_2SO_4 + Me \rightarrow MeSO_4 + H_2O + \text{продукт восстановления серы (конц.)}$

<p>Металлы до алюминия включительно мы считаем активными</p>	<p>Между алюминием и железом – металлы средней активности</p>	<p>С железа условно начинаются малоактивные металлы</p>
--	---	---

Li Cs Rb K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Ti Mn V Cr Zn Ga Fe Sn Pb **H₂** Cu Hg Ag

Pt Au

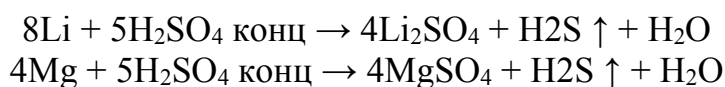
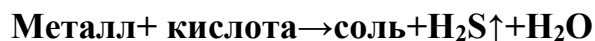
H_2S

S

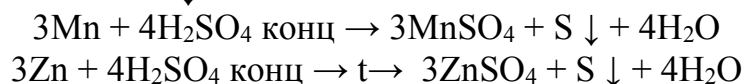
SO_2

Золото и платина не реагируют с концентрированной серной кислотой

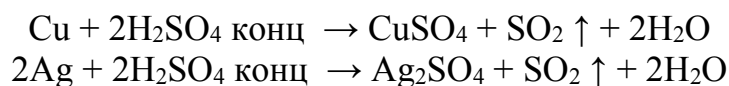
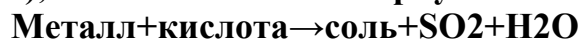
1) Активные металлы, стоящие в ряду напряжения до Al (включительно) восстанавливают серную кислоту до H₂S:



2) Металлы средней активности, стоящие в ряду напряжения после Al и до Cr (включительно), восстанавливают серную кислоту до S:



3) Малоактивные металлы, стоящие в ряду напряжений после Cr (кроме Pt и Au), восстанавливают серную кислоту до SO₂



Азотная кислота

Физические свойства: Бесцветная жидкость с резким запахом, неограниченно растворима в воде. Хранят в тёмном месте, потому что разлагается на свету.

Азотная кислота является **сильным окислителем**, концентрированная азотная кислота окисляет серу до серной, а фосфор — до фосфорной кислоты, некоторые органические соединения (например, амины и гидразин, скипидар) самовоспламеняются при контакте с концентрированной азотной кислотой.

Азотная кислота по-особенному взаимодействует с металлами:

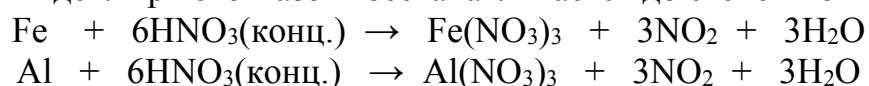
Общая схема всех реакций азотной кислоты с металлами (концентрация значения не имеет):



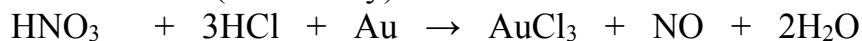
В результате реакций образуется продукт восстановления нитрат-иона, соль и вода.

Глубина восстановления нитрат-иона зависит от концентрации кислоты и от положения металла в электрохимическом ряду напряжений металлов. Возможные продукты взаимодействия металлов с азотной кислотой приведены в таблице ниже. **Чем активнее металл и выше степень разбавления кислоты, тем глубже происходит восстановление нитрат-ионов азотной кислоты.**

С **алюминием, хромом и железом** на холоду концентрированная HNO₃ **не реагирует** — кислота «пассивирует» металлы, т.к. на их поверхности образуется пленка оксидов, непроницаемая для концентрированной азотной кислоты. При нагревании реакция идет. При этом азот восстанавливается до степени окисления +4:



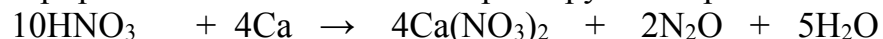
Золото и платина не реагируют с азотной кислотой, но растворяются в «царской водке» – смеси концентрированных азотной и соляной кислот в соотношении 1 : 3 (по объему):



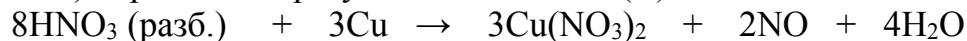
Концентрированная азотная кислота взаимодействует с неактивными металлами и металлами средней активности (в ряду электрохимической активности после алюминия). При этом образуется оксид азота (IV), азот восстанавливается минимально:



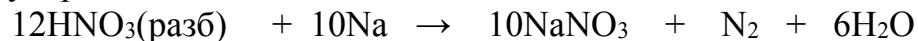
С активными металлами (щелочными и щелочноземельными) концентрированная азотная кислота реагирует с образованием оксида азота (I):



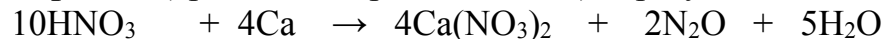
Разбавленная азотная кислота взаимодействует с неактивными металлами и металлами средней активности (в ряду электрохимической активности после алюминия). При этом образуется оксид азота (II).



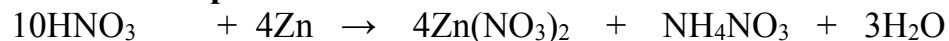
С активными металлами (щелочными и щелочноземельными), а также оловом и железом разбавленная азотная кислота реагирует с образованием молекулярного азота:



При взаимодействии кальция и магния с азотной кислотой любой концентрации (кроме очень разбавленной) образуется оксид азота (I):

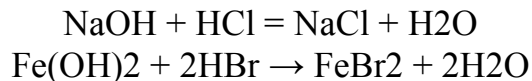


Очень разбавленная азотная кислота реагирует с металлами с образованием нитрата аммония:



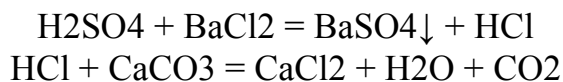
Взаимодействие кислот с основаниями

Кислоты реагируют с основаниями и амфотерными гидроксидами, в результате образуются соль и вода. Взаимодействие кислот с основаниями называют реакцией нейтрализации.



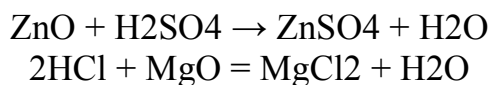
Взаимодействие кислот с солями

Сильные кислоты вытесняют слабые из растворов их солей, при этом образуются новая соль и новая кислота. Условие протекания реакции кислот с солями — одним из продуктов реакции должны быть нерастворимая соль или слабая кислота, вода, газ.



Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами

Кислоты вступают в реакцию с основными и амфотерными оксидами (последние ведут себя как основные оксиды). В результате реакции образуется соль и вода.



Способность окрашивать индикаторы

Индикаторы кислот — это специальные вещества, при помощи которых определяют наличие кислот в растворе.

Индикатор	Окраска индикатора в среде		
	Кислой	Нейтральной	Щелочной
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метиловый оранжевый	Красный	Оранжевый	Желтый
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий

Рисунок 3.8

3.2.6 Соли и их свойства

Соли – это сложные вещества, которые состоят из катионов металлов и анионов кислотных остатков.

Практически все соли являются ионными соединениями, поэтому в солях между собой связаны ионы кислотных остатков и ионы металла:

Na^+Cl^- – хлорид натрия

$\text{Ca}^{2+}\text{SO}_4^{2-}$ – сульфат кальция и т.д.

Соль является продуктом частичного или полного замещения металлом атомов водорода кислоты.

Отсюда различают следующие виды солей:

1. Средние соли – все атомы водорода в кислоте замещены металлом: Na_2CO_3 , KNO_3 и т.д.

2. Кислые соли – не все атомы водорода в кислоте замещены металлом. Разумеется, кислые соли могут образовывать только двух- или многоосновные кислоты. Одноосновные кислоты кислых солей давать не могут: NaHCO_3 , NaH_2PO_4 ит. д.

3. Двойные соли – атомы водорода двух- или многоосновной кислоты замещены не одним металлом, а двумя различными: NaKCO_3 , $\text{KAl(SO}_4)_2$ и т.д.

4. Соли основные можно рассматривать как продукты неполного, или частичного, замещения гидроксильных групп оснований кислотными остатками: Al(OH)SO_4 , Zn(OH)Cl и т.д.

По международной номенклатуре название соли каждой кислоты происходит от латинского названия элемента. Например, соли серной кислоты называются сульфатами: CaSO_4 – сульфат кальция, MgSO_4 – сульфат магния и т.д.; соли соляной кислоты называются хлоридами: NaCl – хлорид натрия, ZnCl_2 – хлорид цинка и т.д.

При условии, что в трехосновной кислоте замещён на металл только один атом водорода, то добавляют приставку «дигидро»: NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия.

В название солей двухосновных кислот добавляют частицу «би» или «гидро»: $\text{Mg(HCO}_3)_2$ – бикарбонат или гидрокарбонат магния.

Соли – это твёрдые вещества, обладающие самой различной растворимостью в воде.

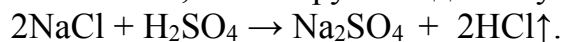
Химические свойства солей

Химические свойства солей определяются свойствами катионов и анионов, которые входят в их состав.

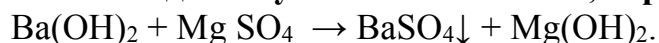
1. Некоторые соли разлагаются при прокаливании:



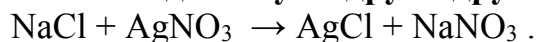
2. Взаимодействуют с кислотами с образованием новой соли и новой кислоты. Для осуществления этой реакции необходимо, чтобы кислота была более сильная чем соль, на которую воздействует кислота:



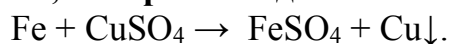
3. Взаимодействуют с основаниями, образуя новую соль и новое основание:



4. Взаимодействуют друг с другом с образованием новых солей:



5. Взаимодействуют с металлами, которые стоят в ряду активности до металла, который входит в состав соли:



Вопросы для самоконтроля:

1. Назовите основные классы неорганических соединений?
2. Какой химический элемент является обязательным компонентом оксидов?
3. Чему равна степень окисления кислорода в оксидах?
4. Опишите химические свойства основных и кислотных оксидов?
5. Приведите примеры амфотерных оксидов?
6. Какие оксиды являются несолеобразующими?

7. Что такое кислота?
8. Опишите основные способы получения кислот
9. Как реагируют с металлами концентрированная серная и азотная кислоты? Чем это объясняется?
10. Что такое основания?
11. Как называют основания, образованные металлами первой А группы?
12. Приведите примеры нерастворимых оснований
13. Опишите основные свойства солей
14. Приведите принципы классификации солей

Рекомендуемая литература: 1,4,6,7

4 СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

4.1 Классификация, строение и номенклатура органических веществ

Органическими веществами называют соединения углерода, за исключением оксидов углерода, угольной кислоты и её солей, карбидов и некоторых других.

Органическая химия представляет собой химию углеводородов и их производных, т. е. продуктов замещения атомов водорода в молекулах углеводородов на другие атомы или группы атомов. Органических веществ гораздо больше, чем неорганических: на сегодняшний день органических веществ насчитывают более 100 млн, а число неорганических не превышает 500 тысяч. Это во многом определяется особенностями строения органических соединений.

Основные положения теории химического строения

В 1860-х гг. А. М. Бутлеров сформулировал основные положения, ставшие впоследствии фундаментом теории строения органических соединений. Согласно этой теории:

- атомы в органических молекулах соединены друг с другом в соответствии с валентностью, при этом углерод всегда четырехвалентен;
- порядок соединения атомов в молекуле называется химическим строением;
- свойства веществ определяются не только их составом, но и химическим строением;
- атомы в молекулах оказывают взаимное влияние друг на друга;
- исходя из строения молекулы можно предсказать свойства вещества, и, наоборот, на основании химических свойств можно предсказать строение вещества.

Углеводородные цепи могут быть как открытыми (алициклическими), так и замкнутыми (циклическими), как прямыми, так и разветвленными. Важным следствием теории строения был вывод о том, что каждое органическое соединение должно иметь одну химическую формулу, отражающую ее строение. Такой вывод теоретически обосновывал хорошо известное уже тогда **явление изомерии**, — существование веществ с одинаковым молекулярным составом, но обладающих различными свойствами.

Изомеры – вещества, одинаковые по составу, но разные по строению

В основе классификации органических веществ можно выделить несколько основных подходов:

Строение углеводородной цепи: замкнутые (циклические) и разомкнутые: линейные и разветвленные УВ.

Наличие кратных связей: насыщенные или предельные (только одинарные связи) и ненасыщенные или непредельные (двойные и тройные связи) УВ.

Наличие функциональных групп и замещающих атомов: кислородсодержащие, азотсодержащие, галлоидзамещенные УВ.

Наличие гетероатома (N, O, S в структуре цикла): гетероциклические УВ.

Биологическое (природное) происхождение: белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты, гормоны, витамины.

Наличие в структуре соединений помимо C, H, N, O и S, других химических элементов, в том числе металлов: элементарорганические (металлорганические) соединения.

По строению углеродной цепи все соединения делят на алифатические (с незамкнутой цепью атомов углерода) и циклические (с замкнутым в цикл углеродным скелетом).

Алифатические соединения могут иметь разное строение углеродной цепи.

Алифатические	
с линейной цепью	с разветвлённой цепью
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $

Среди циклических веществ выделяют карбоциклические (в цикле только атомы углерода) и гетероциклические (кроме углерода содержат в цикле атомы кислорода или азота).

Циклические	
карбоциклические	гетероциклические
$ \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \quad \text{O} \end{array} $

Функциональная группа (радикал) — это группа атомов, которая определяет свойства вещества.

По наличию функциональной группы выделяют углеводороды (состоят из атомов углерода и водорода) и их производные.

С учётом связей между атомами углерода органические вещества делятся на насыщенные (с одинарными связями между атомами углерода) и ненасыщенные (с двойными и тройными связями).

Углеводороды	
насыщенные	ненасыщенные
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	$\text{CH}_3\text{—CH=CH}_2$

Среди производных углеводородов можно выделить кислородсодержащие и азотсодержащие (содержат в молекулах третий элемент).

Производные углеводородов	
кислородсодержащие соединения	азотсодержащие соединения
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{—NH}_2$

В зависимости от состава функциональной группы среди производных выделяют спирты R—OH , карбоновые кислоты R—COOH , амины R—NH_2 и другие классы веществ. Молекулы углеводородов могут содержать 2, 3, 4 и более атом углерода. Каждый последующий углеводород отличается от предыдущего группой атомов $\text{—CH}_2\text{—}$.

Гомологи – это соединения, сходные по строению и обладающие близкими химическими свойствами, но отличающие друг от друга по составу на одну или несколько групп атомов CH_2 (гомологическая разность). Гомологи имеют сходные химические свойства и более или менее закономерно изменяющиеся физические свойства, что облегчает изучение огромного количества органических соединений. Явление гомологии было обнаружено французским химиком Ш. Жераром в XIX в.

4.2 Свойства органических соединений

4.2.1 Предельные углеводороды

Алканы – это предельные углеводороды, содержащие только одинарные связи между атомами C—C в молекуле, т.е. содержащие максимальное количество водорода.

Все алканы — вещества, схожие по физическим и химическим свойствам, и отличающиеся на одну или несколько групп $\text{—CH}_2\text{—}$ друг от друга. Такие вещества называются гомологами, а ряд веществ, являющихся гомологами, называют гомологическим рядом.

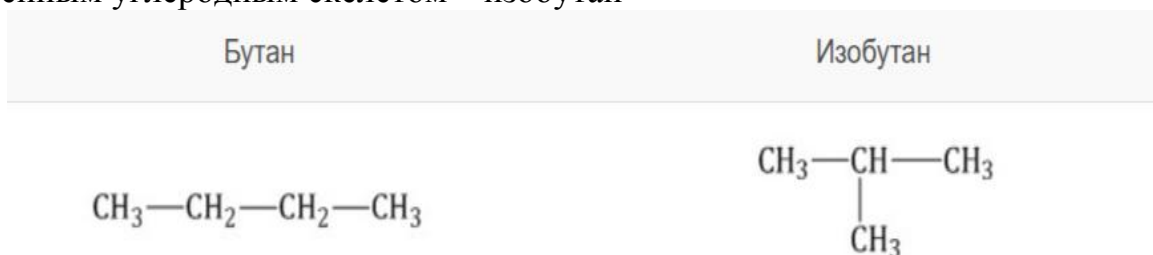
Самый первый представитель гомологического ряда алканов – метан CH_4 , или $\text{H—CH}_2\text{—H}$. Продолжить гомологический ряд можно, последовательно добавляя группу $\text{—CH}_2\text{—}$ в углеводородную цепь алкана. Общая формула гомологического ряда алканов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Таблица 4.1 - Гомологический ряд алканов

Название алкана	Формула алкана
Метан	CH_4
Этан	C_2H_6
Пропан	C_3H_8
Бутан	C_4H_{10}
Пентан	C_5H_{12}
Гексан	C_6H_{14}
Гептан	C_7H_{16}
Октан	C_8H_{18}
Нонан	C_9H_{20}
Декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$

Для алканов характерна структурная изомерия – изомерия углеродного скелета. **Структурные изомеры** — это соединения с одинаковым составом, которые отличаются порядком связывания атомов в молекуле, т.е. строением молекул. Изомеры углеродного скелета отличаются строением углеродного скелета.

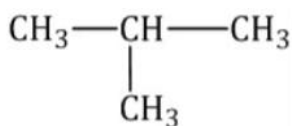
Например: Для н-бутана (алкана с линейной цепью) существует изомер с разветвленным углеродным скелетом – изобутан



С увеличением числа атомов углерода в молекуле увеличивается количество изомеров, соответствующих данной формуле. У метана CH_4 , этана C_2H_6 и пропана C_3H_8 структурных изомеров нет.

В названиях алканов используется суффикс -АН.

Например, алкан имеет название 2-метилпропан.



Название разветвленных алканов строится по следующим правилам:

1. Выбирают главную углеродную цепь. При этом считают, что углеводородные радикалы, которые не входят в главной цепи, являются в ней заместителями. При этом главная цепь должна быть самой длинной. Например, в молекуле на рисунке 4.1 главной является цепь, отмеченная на рисунке а:

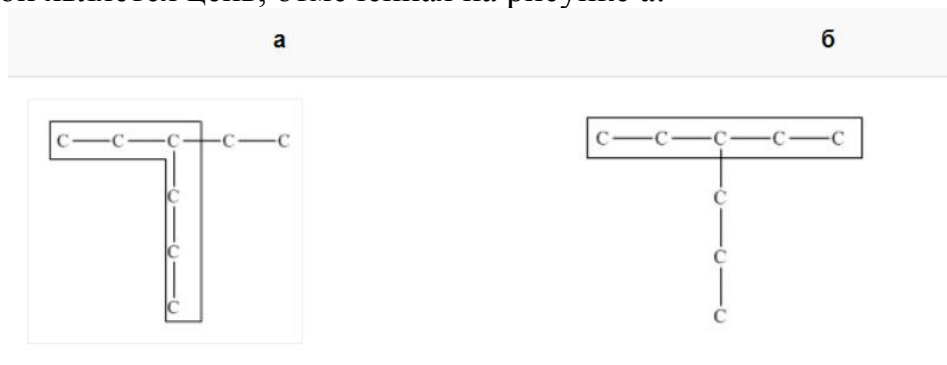


Рисунок 4.1

Главная цепь должна быть самой разветвленной.

Например, в молекуле, изображенной на рисунке 4.2 а и б, выделены цепи с одинаковым числом атомов углерода. Но главной будет цепь, изображенная на рисунке а, т.к. от нее отходит 2 заместителя, а от цепи на рисунке б – только один:

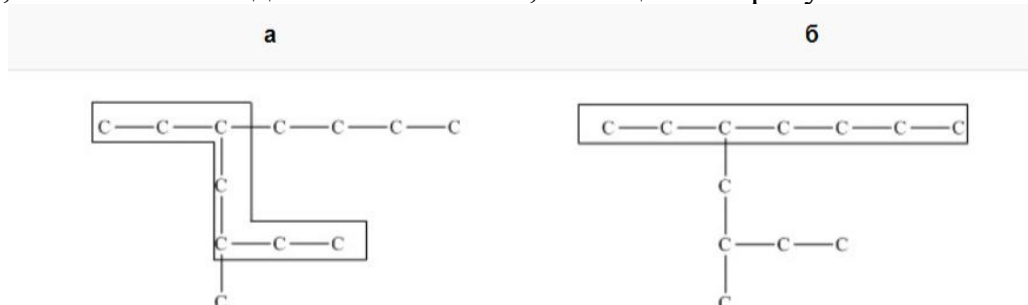
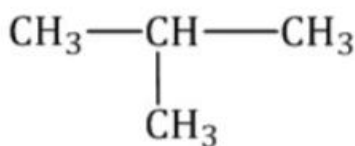


Рисунок 4.2

2. Нумеруют атомы углерода в главной цепи так, чтобы атомы углерода, которые соединены с заместителями, получили минимальные возможные номера. Причем нумерацию следует начинать с более близкого к старшей группе конца цепи.

3. Называют все радикалы, указывая впереди цифры, которые обозначают их расположение в главной цепи. Например, 2-метилпропан:



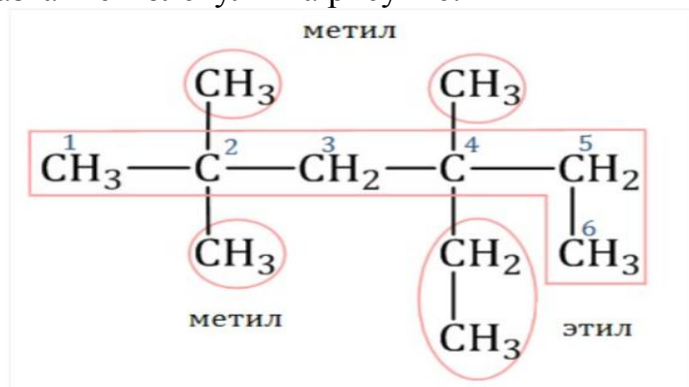
Для одинаковых заместителей эти цифры указывают через запятую, при этом количество одинаковых заместителей обозначается приставками ди- (два), три-

(три), тетра- (четыре), пента- (пять) и т.д. Например, 2,2-диметилпропан или 2,2,3-триметилпентан.

4. Названия заместителей со всеми приставками и цифрами располагают в алфавитном порядке.

Например: 2,2-диметил-3-этилпентан.

5. Называют главную углеродную цепь, т.е. соответствующий нормальный алкан. Например, название молекулы на рисунке:



2,2,4-триметил-4-этилгексан

Химические свойства алканов

Алканы – предельные углеводороды, поэтому они не могут вступать в реакции присоединения. Для предельных углеводородов характерны реакции:

- разложения,
- замещения,
- окисления.

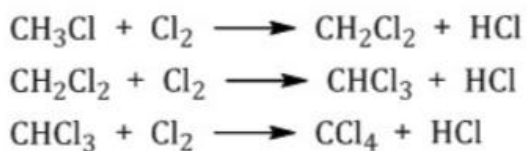
Разрыв слабо-полярных связей С – Н протекает только по гомолитическому механизму с образованием свободных радикалов. Поэтому для алканов характерны только радикальные реакции. Алканы устойчивы к действию сильных окислителей (KMnO₄, K₂Cr₂O₇ и др.), не реагируют с концентрированными кислотами, щелочами, бромной водой.

Галогенирование

Алканы реагируют с хлором и бромом на свету или при нагревании. При хлорировании метана сначала образуется хлорметан:



Хлорметан может взаимодействовать с хлором и дальше с образованием дихлорметана, трихлорметана и тетрахлорметана:

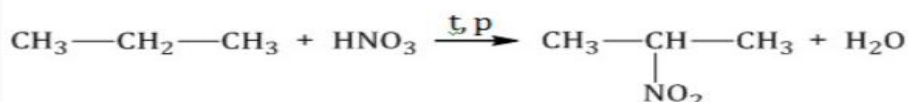


Нитрование алканов

Алканы взаимодействуют с разбавленной азотной кислотой по радикальному механизму, при нагревании до 140°C и под давлением. Атом водорода в алкане замещается на нитрогруппу NO₂. При этом процесс протекает также избирательно.

С третичный–Н > С вторичный–Н > С первичный–Н

Например. При нитровании пропана образуется преимущественно 2-нитропропан



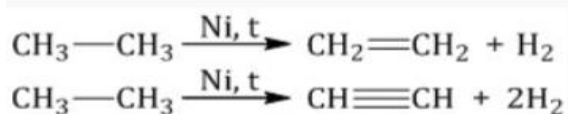
Дегидрирование и дегидроциклизация

Дегидрирование – это реакция отщепления атомов водорода. В качестве катализаторов дегидрирования используют никель Ni, платину Pt, палладий Pd, оксиды хрома (III), железа (III), цинка и др.

Уравнение дегидрирования алканов в общем виде:



При дегидрировании алканов, содержащих от 2 до 4 атомов углерода в молекуле, разрываются связи C–H у соседних атомов углерода и образуются двойные и тройные связи. Например, при дегидрировании этана образуются этилен или ацетилен:



Пиролиз (дегидрирование) метана

При медленном и длительном нагревании до 1500°C метан разлагается до



Если процесс нагревания метана проводить очень быстро (примерно 0,01 с), то происходит межмолекулярное дегидрирование и образуется ацетилен:



Пиролиз метана – промышленный способ получения ацетилена.

Полное окисление – горение

Алканы горят с образованием углекислого газа и воды. Реакция горения алканов сопровождается выделением большого количества теплоты.



4.2.2 Непредельные и ароматические углеводороды

Алкены — это непредельные углеводороды, в молекуле которых между атомами углерода имеется одна двойная связь.

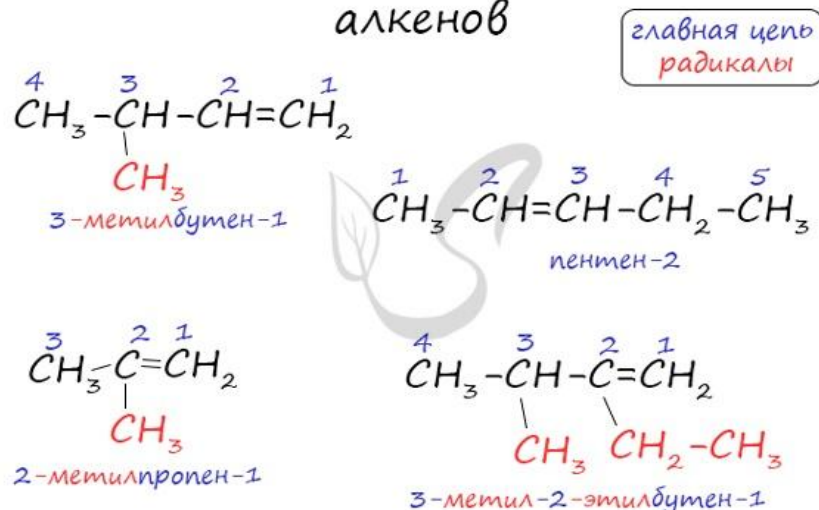
Алкены обладают высокой реакционной способностью, поэтому в природе встречаются значительно реже, чем предельные углеводороды (алканы). Для получения алкенов используют в качестве исходного вещества предельные углеводороды и некоторые их производные. Общая формула алкенов **C_nH_{2n}**.

Все алкены имеют некоторые общие или похожие физические и химические свойства. Схожие по строению алкены, которые отличаются на одну или несколько групп – CH₂–, называют гомологами. Такие алкены образуют гомологический ряд. Самый первый представитель гомологического ряда алкенов – этен (этилен) C₂H₄, или CH₂=CH₂. Продолжить гомологический ряд можно, последовательно добавляя группу –CH₂– в углеводородную цепь. а звания алкенов формируются путем добавления

суффикса "ен" к названию алкана с соответствующим числом: этен, пропен, бутен, пентен и т.д.

При составлении названия алкена важно учесть, что главная цепь атомов углерода должна обязательно содержать двойную связь. Принято начинать нумерацию атомов углерода с того края, к которому ближе двойная связь. В конце названия указывают атом углерода, у которого начинается двойная связь.

Составляем названия алкенов

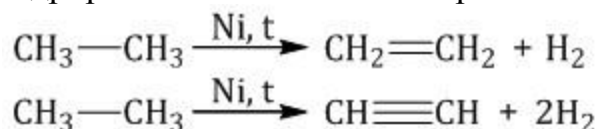


Получение алкенов

1. Дегидрирование алканов

При дегидрировании алканов, содержащих от 2 до 4 атомов углерода в молекуле, образуются двойные и тройные связи.

Например, при дегидрировании этана может образоваться этилен или ацетилен:



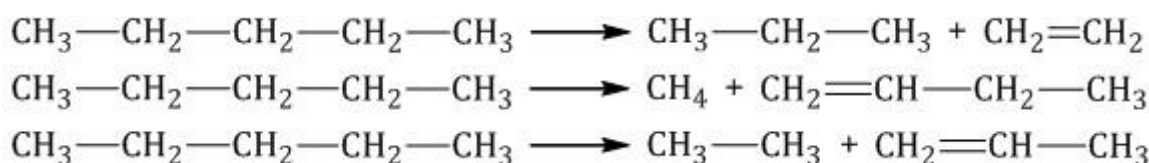
2. Крекинг алканов

Крекинг – это реакция разложения алкана с длинной углеродной цепью на алканы и алкены с более короткой углеродной цепью.

Крекинг бывает термический и каталитический.

Термический крекинг протекает при сильном нагревании без доступа воздуха.

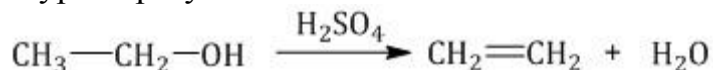
При этом получается смесь алканов и алкенов с различной длиной углеродной цепи и различной молекулярной массой. Например, при крекинге н-пентана образуется смесь, в состав которой входят этилен, пропан, метан, бутилен, пропилен, этан и другие углеводороды.



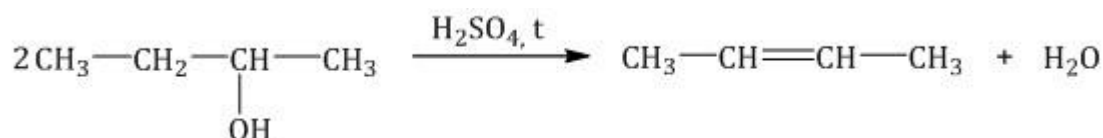
Каталитический крекинг проводят при более низкой температуре в присутствии катализаторов. Процесс сопровождается реакциями изомеризации и дегидрирования. Катализаторы каталитического крекинга – цеолиты (алюмосиликаты кальция, натрия).

3. Дегидратация спиртов

При нагревании спиртов (выше 140°C) в присутствии водоотнимающих веществ (концентрированная серная кислота, фосфорная кислота) или катализаторов (оксид алюминия) протекает дегидратация. Дегидратация — это отщепление молекул воды. При дегидратации спиртов образуются алкены. Например, при дегидратации этанола при высокой температуре образуется этилен.



Дегидратация более сложных молекул также протекает по правилу Зайцева. Например, при дегидратации бутанола-2 преимущественно образуется бутен-2.



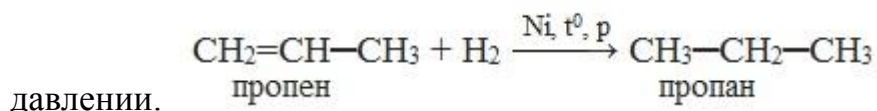
Химические свойства

Алкены обладают большой реакционной способностью, чем алканы. Это обусловлено наличием в их молекулах двойной связи. π –Связь менее прочная, чем σ –связь. Она легко разрушается под воздействием различных реагентов.

Наличие подвижной, легко поляризуемой π –связи приводит к тому, что алкены легко вступают в реакции присоединения.

1. Гидрирование или гидрогенизация (присоединение водорода)

Эта реакция протекает в присутствии катализатора – мелко раздробленного никеля, платины или палладия при нагревании и повышенном

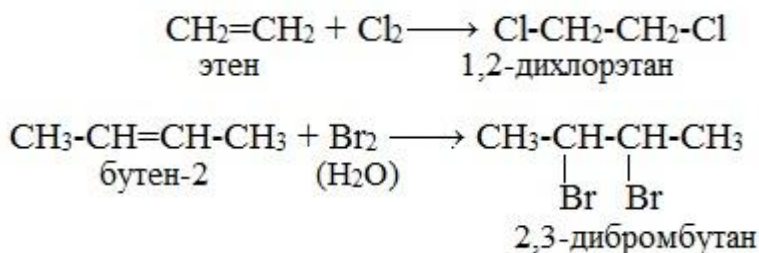


давлении.

При гидрогенизации олефины превращаются в предельные углеводороды.

2. Галогенирование (присоединение галогенов)

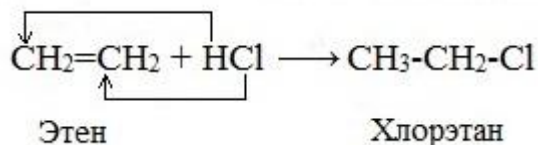
Присоединение галогенов по двойной связи $\text{C}=\text{C}$ происходит легко при обычных условиях (при комнатной температуре, без катализатора). Образуются дигалогеналканы:



Реакция с бромной водой (p-p Br₂ в H₂O) является качественной реакцией на наличие двойной связи. Происходит обесцвечивание красно-бурой окраски бромной воды.

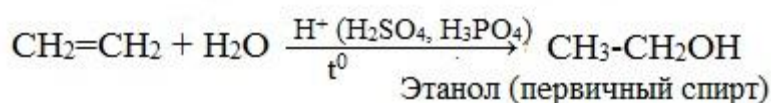
3. Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводородов)

При взаимодействии алкенов с галогеноводородами (HCl, HBr) образуются галогеналканы.

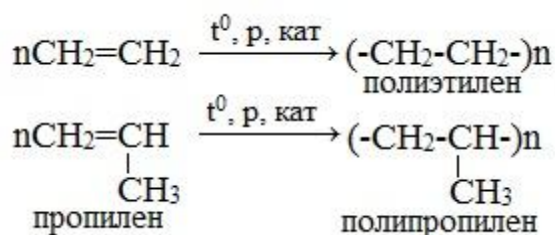


4. Гидратация (присоединение воды)

При взаимодействии алкенов с водой в присутствии минеральных кислот (серной, фосфорной) образуются одноатомные спирты. Минеральные кислоты выполняют роль катализаторов и являются источниками протонов.



5. Реакции полимеризации



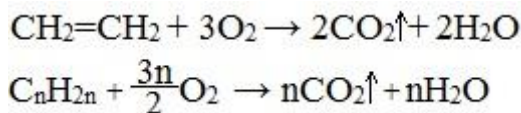
Число n называется степенью полимеризации. Реакции полимеризации алкенов идут в результате присоединения по кратным связям.

Полимеризация различных производных алкенов дает ценные промышленные продукты: полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид и др.

6. Реакции окисления

Газообразные гомологи алкенов образуют с воздухом взрывчатые смеси.

Как и все углеводороды, алкены горят в кислороде, и при этом образуют диоксид углерода и воду:



Алкадиены - углеводороды, содержащие две двойные связи. Общая формула алкадиенов **C_nH_{2n-2}**.

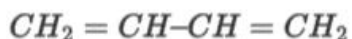
Если в молекуле алкадиена двойные связи расположены у соседних атомов углерода, то такие двойные связи называются кумулированными, например:



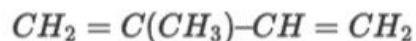
Если двойные связи в молекуле алкадиена разделены двумя или более одинарными связями, то такие двойные связи называют изолированными, например:



Если двойные связи в углеродной цепи разделены только одной -связью, то такие двойные связи называются сопряжёнными, например:



Бутадиен-1,3



2-Метилбутадиен-1,3 (изопрен)

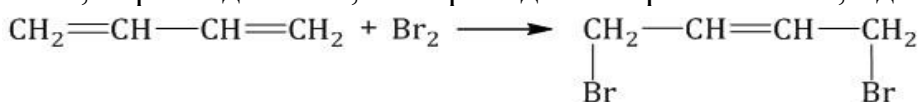
Чтобы назвать алкадиен, выбирают главную цепь, содержащую обе двойные связи, и нумеруют её с того конца, при котором сумма номеров положений двойных связей имеет наименьшее значение. Суффикс -ан в названии соответствующего алкана заменяют на -диен.

В целом диены и алкены проявляют сходные химические свойства.

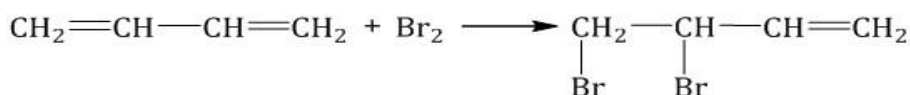
Алкадиены могут вступать в реакции присоединения по одной из двойных связей $\text{C}=\text{C}$ или по обоим связям. Взаимодействие диенов с водой, галогенами и галогеноводородами реализуется, согласно механизму электрофильного присоединения. В процессе одна молекула реагента соединяется с алкадиеном, и происходит разрыв лишь одной двойной связи. В том случае, когда к алкадиену присоединяются две молекулы реагента, можно наблюдать разрыв обеих двойных связей. Гидрирование алкадиенов реализуется при наличии металлических катализаторов, при повышении температуры и под давлением. Галогены способны присоединяться к алкадиенам, когда температура равна или больше комнатной, в качестве растворителей используют воду или CCl_4 .

В процессе химической реакции с алкадиенами раствор брома в воде под названием бромная вода, обладающий изначально красно-бурой окраской, теряет цвет. Данное взаимодействие является качественной реакцией на двойную связь.

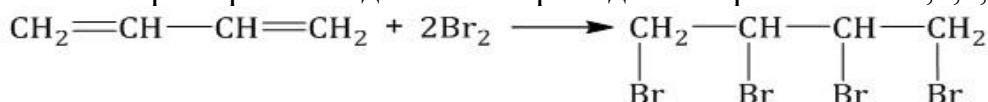
Реакция бутадиена-1,3 и бромной воды в распространенных случаях протекает, как 1,4 присоединение, что приводит к образованию 1,4-дибромбутена-2:



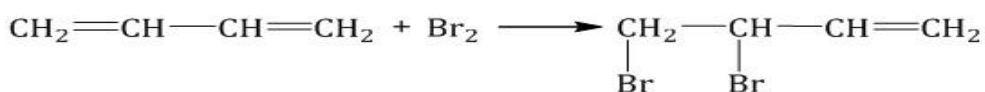
Побочный продукт в результате бромирования дивинила представляет собой 3,4-дибромбутен-1:



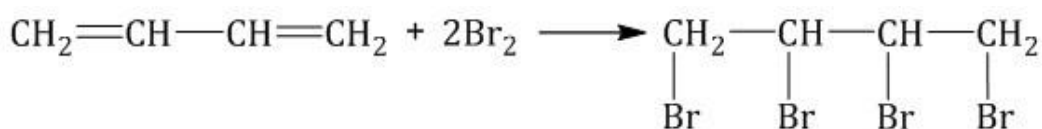
Полное бромирование дивинила приводит к образованию 1,2,3,4-тетрабромбутана:



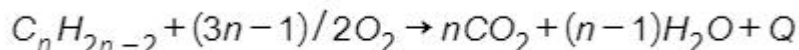
Побочный продукт в результате бромирования дивинила представляет собой 3,4-дибромбутен-1:



Полное бромирование дивинила приводит к образованию 1,2,3,4-тетрабромбутана:



Алкадиены, подобно другим углеводородам, горят в кислороде. В результате реакции горения образуются углекислый газ и вода. Процесс, при котором сгорают алкадиены, можно записать в виде общего уравнения:



Алкины — ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей, одну тройную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Алкины также называют ацетиленовыми углеводородами. Первый член гомологического ряда - этин - $\text{CH}\equiv\text{CH}$ (ацетилен).

Номенклатура и изомерия алкинов

Названия алкинов формируются путем добавления суффикса "ин" к названию алкана с соответствующим числом: этин, пропин, бутин и т.д. При составлении названия алкина важно учесть, что главная цепь атомов углерода должна обязательно содержать тройную связь. Нумерация атомов углерода в ней начинается с того края, к которому ближе тройная связь. В конце названия указывают атом углерода у которых начинается тройная связь.

$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{H} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
ацетилен (этин)	бутин-1

Изомерия алкинов

Изомерия скелета

Изомерия положения тройной связи

$\text{HC}\equiv\text{C}-\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$
бутин-1	бутин-2

Межклассовая изомерия.

Алкинам изомерны, например, алкадиены и циклоалкены.

$\text{HC}\equiv\text{C}-\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 \end{array}$	$\begin{array}{cc} \text{HC} & -\text{CH} \\ // & \\ \text{H}_2\text{C} & \text{CH}_2 \end{array}$	$\begin{array}{cc} \text{H}_2\text{C} & -\text{CH}_2 \\ & \\ \text{HC} & =\text{CH} \end{array}$
бутин-1	бутадиен-1,3	циклобутен

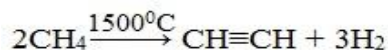
Алкины не обладают геометрической изомерией.

Получение алкинов (на примере ацетилена)

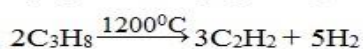
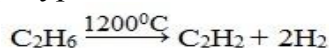
Ацетилен является важным исходным продуктом для производства многих органических веществ и материалов. Его получают в промышленности двумя способами.

1. Крекинг метана и его гомологов

Ацетилен получают в промышленности путем высокотемпературного крекинга метана:



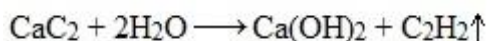
или его ближайших гомологов – этана и пропана, в этом случае ацетилен образуется при более низких температурах:



Сырьем в этих способах служит природный газ или нефть.

2. Гидролиз карбида кальция

В лаборатории ацетилен получают гидролизом карбида кальция (взаимодействие с водой).



Карбид кальция образуется при нагревании смеси оксида кальция CaO (негашеная известь, жженая известь, едкая известь) и кокса до 2500°C:



Вследствие большой энергоемкости этот метод экономически менее выгоден.

Химические свойства алкинов

Реакции присоединения

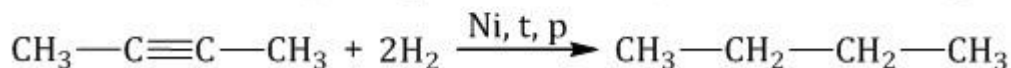
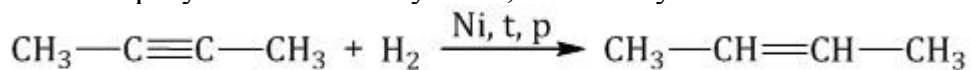
Тройная связь состоит из σ -связи и двух π -связей. Сравним характеристики одинарной связи C–C, тройной связи C \equiv C и связи C–H:

	Энергия кДж/моль	связи,	Длина связи, нм
C–C	348		0,154
C \equiv C	814		0,120
C–H	435		0,107

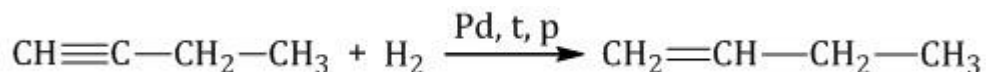
Таким образом, тройная связь C \equiv C короче, чем одинарная связь C–C, поэтому π -электроны тройной связи прочнее удерживаются ядрами атомов углерода и обладают меньшей поляризуемостью и подвижностью. Реакции присоединения по тройной связи к алкинам протекают сложнее, чем реакции присоединения по двойной связи к алкенам. Для алкинов характерны реакции присоединения по тройной связи C \equiv C с разрывом π -связей.

Гидрирование

Гидрирование алкинов протекает в присутствии катализаторов (Ni, Pt) с образованием алкенов, а затем сразу алканов. Например, при гидрировании бутина-2 в присутствии никеля образуется сначала бутен-2, а затем бутан.

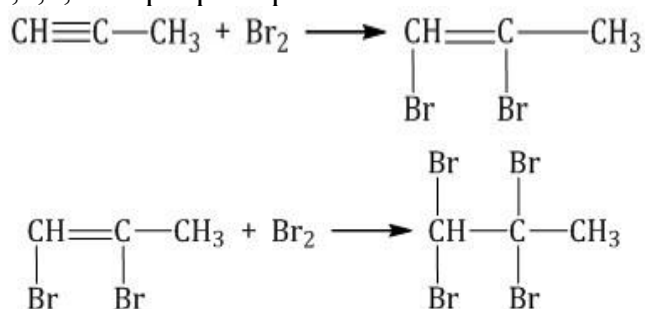


При использовании менее активного катализатора (Pd, CaCO_3 , $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$) гидрирование останавливается на этапе образования алкенов. Например, при гидрировании бутина-1 в присутствии палладия преимущественно образуется бутен-1.



Галогенирование алкинов

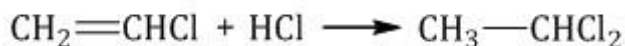
Присоединение галогенов к алкинам происходит даже при комнатной температуре в растворе (растворители — вода, CCl_4). При взаимодействии с алкинами красно-бурый раствор брома в воде (бромная вода) обесцвечивается. Это качественная реакция на тройную связь. Например, при бромировании пропина сначала образуется 1,2-дибромпропен, а затем — 1,1,2,2-тетрабромпропан.



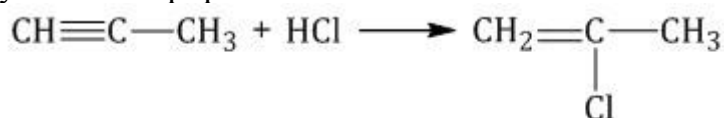
Аналогично алкины реагируют с хлором, но обесцвечивания хлорной воды при этом не происходит, потому что хлорная вода и так бесцветная)

Гидрогалогенирование алкинов

Например, при взаимодействии ацетилена с хлороводородом образуется хлорэтен, а затем 1,1-дихлорэтан

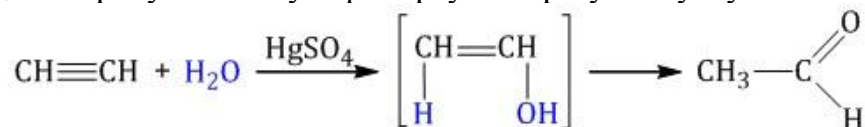


При присоединении галогеноводородов и других полярных молекул к симметричным алкинам образуется, как правило, один продукт реакции, где оба галогена находятся у одного атома С. При присоединении полярных молекул к несимметричным алкинам образуется смесь изомеров. При этом выполняется правило Марковникова. Например, при присоединении хлороводорода HCl к пропину преимущественно образуется 2-хлорпропен.

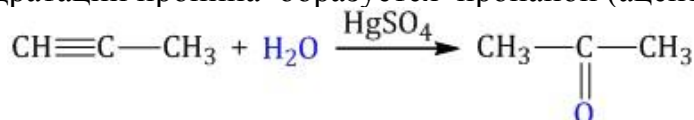


Гидратация алкинов

Гидратация (присоединение воды) алкинов протекает в присутствии кислоты и катализатора (соли ртути II). Сначала образуется неустойчивый алкеновый спирт, который затем изомеризуется в альдегид или кетон. Например, при взаимодействии ацетилена с водой в присутствии сульфата ртути образуется уксусный альдегид.

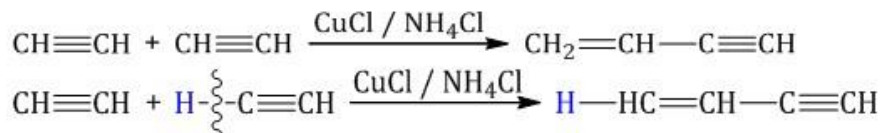


Например, при гидратации пропина образуется пропанон (ацетон).

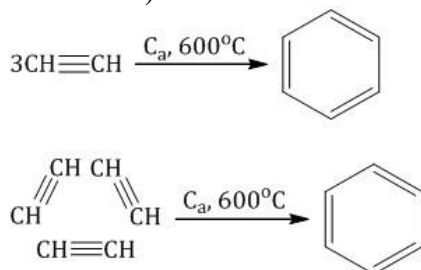


Димеризация, тримеризация и полимеризация

Присоединение одной молекулы ацетилена к другой (димеризация) протекает под действием аммиачного раствора хлорида меди (I). При этом образуется винилацетилен:



Тримеризация ацетилена (присоединение трех молекул друг к другу) протекает под действием температуры, давления и в присутствии активированного угля с образованием бензола (реакция Зелинского):



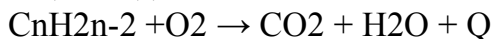
Алкины также вступают в реакции полимеризации — процесс многократного соединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера) друг с другом с образованием высокомолекулярного вещества (полимера).

Окисление алкинов

Реакции окисления в органической химии сопровождаются увеличением числа атомов кислорода (или числа связей с атомами кислорода) в молекуле и/или уменьшением числа атомов водорода (или числа связей с атомами водорода).

Горение алкинов

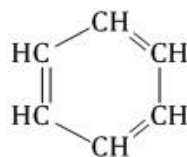
Алкины, как и прочие углеводороды, горят с образованием углекислого газа и воды. Уравнение сгорания алкинов в общем виде:



Арены (ароматические углеводороды) — это непредельные (ненасыщенные) циклические углеводороды, молекулы которых содержат устойчивые циклические группы атомов (бензольные ядра) с замкнутой системой сопряженных связей. Общая формула: $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ при $n \geq 6$. Рассмотрим подробно строение молекулы бензола. В ней

присутствуют три двойные связи C=C, три одинарные связи C—C и шесть одинарных связей C—H.

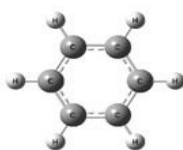
Структурная формула бензола:



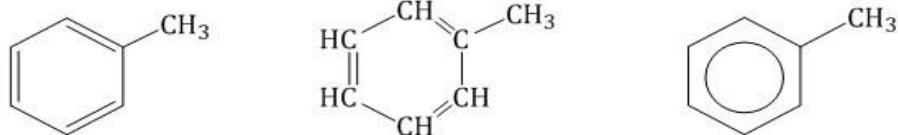
Сокращенная структурная формула бензола:



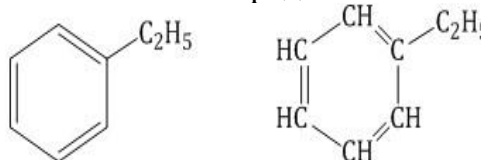
Гомологический ряд аренов - Простейший представитель гомологического ряда аренов — бензол:



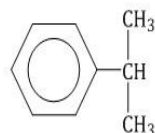
Ближайший гомолог бензола – толуол (метилбензол):



Еще один представитель гомологического ряда бензола – этилбензол:



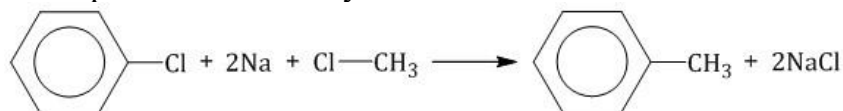
Изопропилбензол (кумол):



Получение аренов

Реакция Вюрца-Фиттига

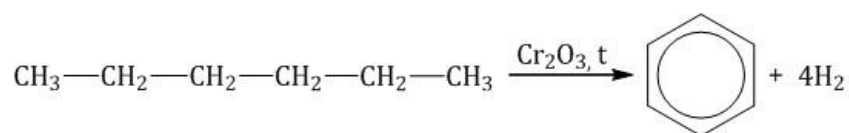
Хлорбензол реагирует с хлорметаном и натрием. При этом образуется смесь продуктов, одним из которых является толуол:



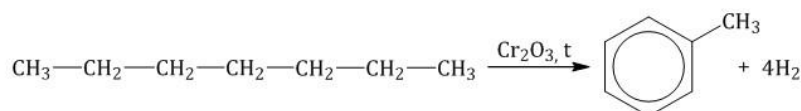
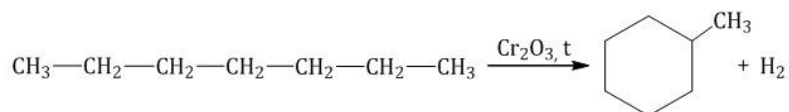
Дегидроциклизация алканов

Алканы с углеродной цепью, содержащей 6 и более атомов углерода в главной цепи, при дегидрировании образуют устойчивые шестиатомные циклы, т. е. циклогексан и его гомологи, которые далее превращаются в ароматические углеводороды.

Гексан при нагревании в присутствии оксида хрома (III) в зависимости от условий может образовать циклогексан и потом бензол:

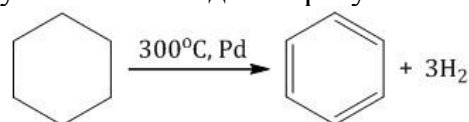


Гептан при дегидрировании в присутствии катализатора образует метилциклогексан и далее толуол:

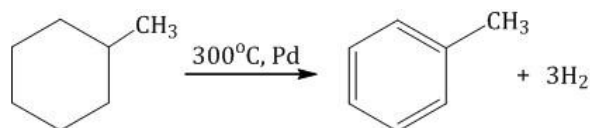


Дегидрирование циклоалканов

При дегидрировании циклогексана и его гомологов при нагревании в присутствии катализатора образуется бензол или соответствующие гомологи бензола. Например, при нагревании циклогексана в присутствии палладия образуется бензол и водород



Например, при нагревании метилциклогексана в присутствии палладия образуется толуол и водород



Декарбоксилирование солей бензойной кислоты

Реакция Дюма — это взаимодействие солей карбоновых кислот с щелочами при сплавлении.



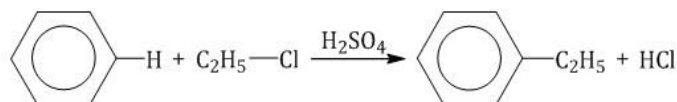
Декарбоксилирование — это отщепление (элиминирование) молекулы углекислого газа из карбоксильной группы (-COOH) или органической кислоты или карбоксилатной группы (-COOMe) соли органической кислоты.

Взаимодействие бензоата натрия с гидроксидом натрия в расплаве протекает аналогично реакции получения алканов по реакции Дюма с образованием бензола и карбоната натрия:

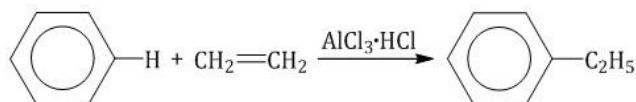


Алкилирование бензола и его гомологов

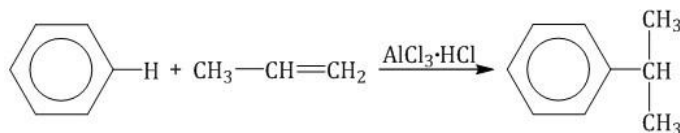
Арены взаимодействуют с галогеналканами в присутствии катализаторов (AlCl_3 , FeBr_3 и др.) с образованием гомологов бензола. Например, бензол реагирует с хлорэтаном с образованием этилбензола



Ароматические углеводороды взаимодействуют с алкенами в присутствии хлорида алюминия, бромида железа (III), фосфорной кислоты и др. Например, бензол реагирует с этиленом с образованием этилбензола

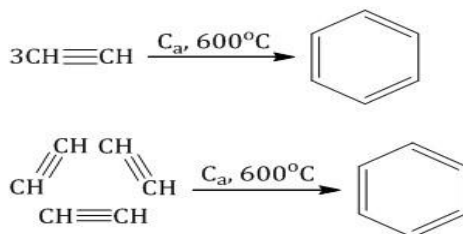


Например, бензол реагирует с пропиленом с образованием изопропилбензола (кумола)

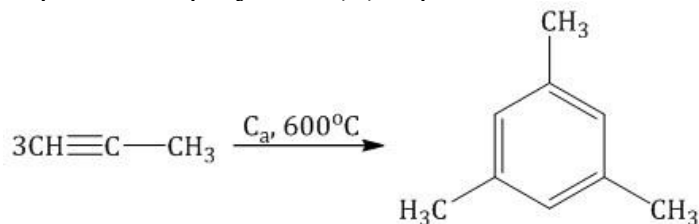


Тримеризация ацетилена

При нагревании ацетилена под давлением над активированным углем молекулы ацетилена соединяются, образуя бензол.



При тримеризации пропина образуется 1,3,5-триметилбензол.

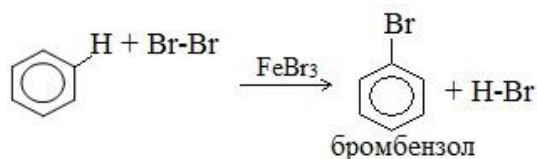


Химические свойства аренов

По химическим свойствам арены отличаются от предельных и непредельных углеводородов. Это объясняется особенностями строения бензольного кольца. Шестиэлектронная π -система является более устойчивой, чем обычные двухэлектронные π -связи. Делокализация шести π -электронов в циклической системе понижает энергию молекулы, что обуславливает повышенную устойчивость (ароматичность) бензола и его гомологов. Поэтому арены не склонны вступать в реакции присоединения или окисления, которые ведут к нарушению ароматичности.

Галогенирование

Замещение атома водорода в бензольном кольце на галоген происходит в присутствии катализаторов AlCl_3 , FeCl_3 (с хлором), AlBr_3 , FeBr_3 (с бромом) при нагревании. Так, при взаимодействии бензола с бромом атом водорода замещается атомом брома.



Важно! Реакция происходит с молекулярным бромом, а не с бромной водой. С бромной водой бензол не реагирует. Бензол не обесцвечивает бромную воду!

Хлорирование бензола

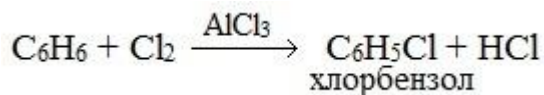
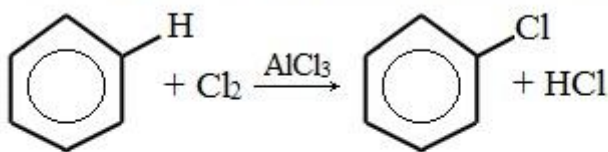
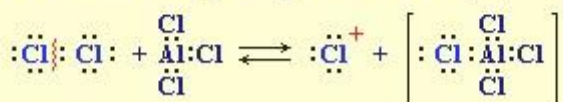


Схема реакции хлорирования бензола



Роль катализатора – образование электрофила Cl^+ :



Катализатор поляризует молекулу галогена, в результате чего происходит гетеролитический разрыв связи и получаются ионы. Положительно заряженный ион хлора вступает в реакцию с бензолом.

Нитрование

Если на бензол действовать смесью концентрированных азотной и серной кислот (нитрующей смесью), то атом водорода замещается на нитрогруппу. Реакция проводится при нагревании.

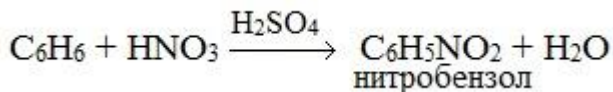
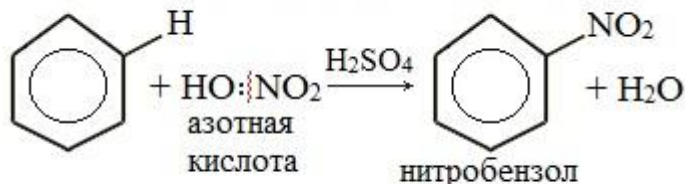
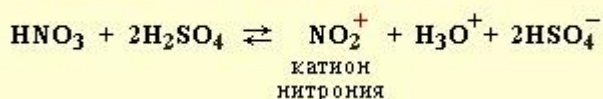


Схема реакции нитрования бензола



Роль серной кислоты – образование электрофила NO_2^+



Образуется тяжелая желтоватая жидкость с запахом горького миндаля — нитробензол, поэтому данная реакция может быть качественной на бензол.

Алкилирование галогеналканами

Замещение атома водорода в бензольном кольце на алкильную группу (алкилирование) происходит под действием алкилгалогенидов (реакция Фриделя-Крафтса) или алкенов в присутствии катализаторов AlBr_3 , FeBr_3 , AlCl_3 , FeCl_3 (кислот Льюиса) при нагревании.

Реакция Фриделя-Крафтса

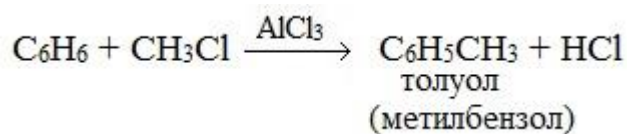
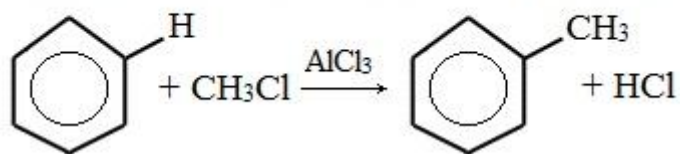
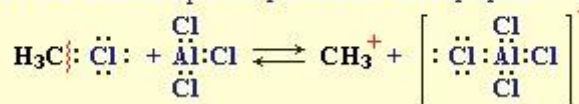


Схема реакции алкилирования бензола



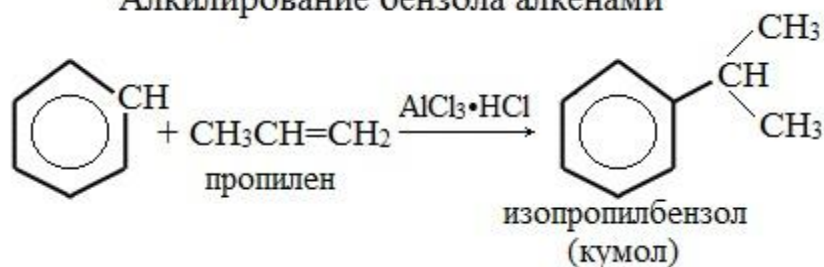
Роль катализатора – образование электрофила CH_3^+ :



Эта реакция позволяет ввести углеводородный радикал в бензольное кольцо и может считаться способом получения гомологов бензола.

Алкилирование бензола алкенами

Алкилирование бензола алкенами



Сульфирование

Реакция легко проходит под действием «дымящей» серной кислоты (олеума).



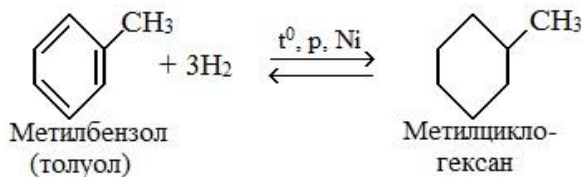
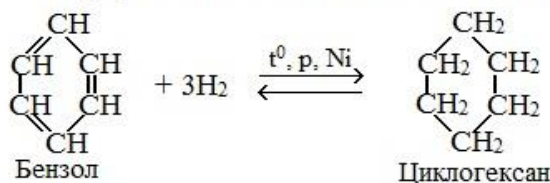
Реакции присоединения

Эти реакции характеризуют арены как непредельные соединения. В реакции присоединения, приводящие к разрушению ароматической структуры бензольного кольца, они вступают с большим трудом. Для их протекания необходимы жесткие условия: высокая температура, наличие катализатора, световое облучение и др.

Гидрирование

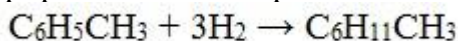
Присоединение водорода к бензолу идет при нагревании и высоком давлении в присутствии металлических катализаторов (Ni, Pt, Pd). Бензол превращается в циклогексан.

Гидрирование бензола и его гомологов



Эта реакция является обратной образованию бензола при дегидрировании циклогексана.

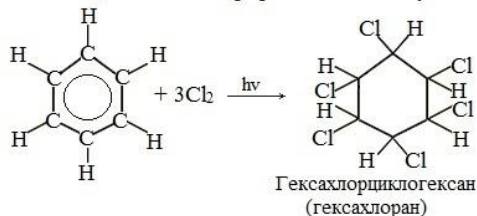
Гомологи бензола при гидрировании дают производные циклогексана.



Радикальное хлорирование

Галогенирование бензола происходит при взаимодействии его паров с хлором под воздействием ультрафиолетового излучения. При этом бензол присоединяет три молекулы хлора и образует твердый продукт – гексахлорциклогексан или гексахлоран (сильное средство для уничтожения насекомых).

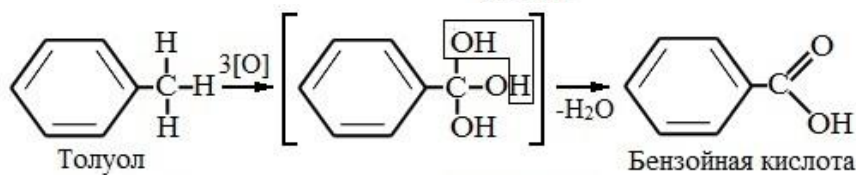
Радикальное хлорирование на свету



Применение гексахлорана в настоящее время запрещено из-за его токсичности для человека и животных

Бензол очень устойчив к окислителям. Он не окисляется даже под действием сильных окислителей (KMnO₄, K₂Cr₂O₇ и т.п.). Поэтому он часто используется как инертный растворитель при проведении реакций окисления других органических соединений. Однако алкильные группы в алкилбензолах окисляются легче предельных углеводородов. Это объясняется влиянием бензольного кольца на атомы в боковой цепи.

1. При действии раствора KMnO₄ и нагревании в гомологах бензола окислению подвергаются только боковые цепи.



Толуол обесцвечивает раствор KMnO₄ (H⁺) при нагревании

Окисление других гомологов (этилбензол, пропилбензол и т.д.) также приводит к образованию бензойной кислоты. Разрыв связи при этом происходит между двумя ближайшими к кольцу атомами углерода в боковой цепи.



2. Бензол и его гомологи на воздухе горят коптящим пламенем, что обусловлено высоким содержанием углерода в их молекулах.



Бензол и его летучие гомологи образуют с воздухом и кислородом взрывоопасные смеси.

4.2.3 Кислородсодержащие соединения

Спирты

Гомологический, номенклатура и изомерия спиртов

Спиртами называют соединения, содержащие одну или несколько гидроксильных групп, непосредственно связанных с углеводородным радикалом.

Спирты также называют алкоголи. Первый член гомологического ряда - метанол - CH₃OH. Общая формула их гомологического ряда - C_nH_{2n+1}OH.

По числу гидроксильных групп в молекуле спирты делятся на одноатомные, двухатомные, трехатомные и т. д.

Одноатомные спирты:

CH₃—OH
метанол
(метиловый спирт)

CH₃CH₂—OH
этанол (этиловый спирт)

Двухатомный спирт:

HO—CH₂—CH₂—OH
этандиол-1,2
(этиленгликоль)

Трехатомный спирт:

CH₂—CH—CH₂
| | |
OH OH OH
пропантриол-1,2,3
(глицерин)

По типу углеводородного радикала спирты делятся на предельные, непредельные и ароматические.

Предельный спирт:

CH₃CH₂CH₂—OH
пропанол-1 (пропиловый спирт)

Непредельный спирт:

CH₂=CH—CH₂—OH
пропенол-2,1 (аллиловый спирт)

Ароматический спирт:

C₆H₅—CH₂—OH
фенилметанол (бензиловый спирт)

По тому, с каким числом радикалов связан атом углерода, соединенный с группой OH— спирты делят на: первичные, у которых OH-группа связана с первичным атомом

углерода. Первичным называют атом углерода (выделен красным цветом), связанный всего с одним углеродным атомом.

Примеры первичных спиртов – этанол $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH}$, пропанол $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--OH}$. вторичные, у которых OH-группа связана с вторичным атомом углерода. Вторичный атом углерода (выделен синим цветом) связан одновременно с двумя атомами углерода, например, вторичный пропанол, вторичный бутанол. Третичные, у которых OH-группа связана с третичным атомом углерода. Третичный углеродный атом (выделен зеленым цветом) связан одновременно с тремя соседними атомами углерода, например, третичный бутанол и пентанол.



Систематическая номенклатура основана на выборе углеродной цепи и характеристике радикала. В систематической номенклатуре для одноатомных спиртов наличие гидроксильной группы указывается суффиксом -ол; для многоатомных -диол, триол и т.д. Суффикс -ол добавляется к названию углеводорода: метан — метанол, этан — этанол и т.д. Гидроксигруппа обозначается после галоидов, углеводородных радикалов и кратных связей. Положение гидроксигруппы обозначается наименьшим значением, если в составе молекулы отсутствует карбонильная и/или карбоксильная группа. -
Источник: Спирты — номенклатура, применение, формулы

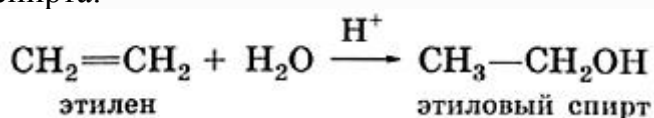
Таблица 4.1 - Систематические и тривиальные названия некоторых спиртов
Гомологический ряд одноатомных спиртов (алканолов)

Формула спирта	Заместительная номенклатура	Радикально-функциональная номенклатура
CH_3OH	метанол	метиловый спирт
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	этанол	этиловый спирт
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	пропанол	пропиловый спирт
$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	бутанол	бутиловый спирт
$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	пентанол	амиловый спирт
$\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$	гексанол	гексиловый спирт
$\text{C}_7\text{H}_{15}\text{OH}$	гептанол	гептиловый спирт
$\text{C}_8\text{H}_{17}\text{OH}$	октанол	октиловый спирт
$\text{C}_9\text{H}_{19}\text{OH}$	нонанол	нониловый спирт
$\text{C}_{10}\text{H}_{21}\text{OH}$	деканол	дециловый спирт

Если рассмотреть гомологический ряд спиртов, то можно увидеть нечто общее для них – то, что среди них нет газов (в отличие от углеводородов). Все спирты жидкости. А так как молекула спирта полярна из-за наличия ОН-группы, то атом кислорода обладает частично отрицательным зарядом, атом водорода – частично положительным. Атом кислорода одной молекулы спирта может взаимодействовать с атомом водорода другой молекулы, имеющим положительный заряд. Образуется водородная связь. Водородные связи менее прочные, чем ковалентные, примерно в 10 раз. Но их много, поэтому молекулы спирта оказываются как бы “прилипшими” между собой, т.е. ассоциированными. Вот почему все спирты жидкости. -

Получение спиртов

В промышленности спирты получают присоединением воды к этиленовым углеводородам. Например, в присутствии кислот этилен вступает в реакцию гидратации с образованием этилового спирта:



Ввести в молекулу органического вещества гидроксильную группу можно и с помощью реакции замещения. Так, при обработке галогеналканов водным раствором щёлочи атом галогена замещается группой ОН:



Химические свойства

Спирты – неэлектролиты, в водном растворе не диссоциируют на ионы; кислотные свойства у них выражены слабее, чем у воды.

Взаимодействие с раствором щелочей

При взаимодействии спиртов с растворами щелочей реакция практически не идет, т. к. образующиеся алкоголяты почти полностью гидролизуются водой.



Равновесие в этой реакции так сильно смещено влево, что прямая реакция практически не идет.

Взаимодействие с металлами (щелочными и щелочноземельными)

Спирты взаимодействуют с активными металлами (щелочными и щелочноземельными). При этом образуются алкоголяты. При взаимодействии с металлами спирты ведут себя, как кислоты.



Например, этанол взаимодействует с калием с образованием этилата калия и водорода.



Алкоголяты под действием воды полностью гидролизуются с выделением спирта и гидроксида металла. Например, этилат калия разлагается водой:



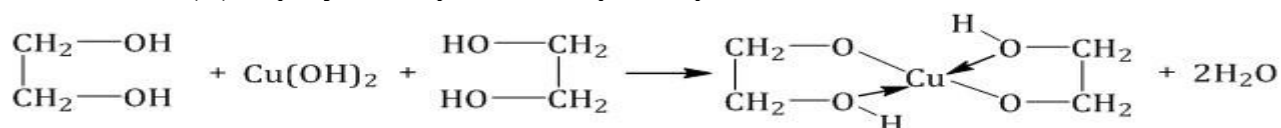
Кислотные свойства одноатомных спиртов уменьшаются в ряду: $\text{CH}_3\text{OH} >$ первичные спирты $>$ вторичные спирты $>$ третичные спирты

Многоатомные спирты также реагируют с активными металлами:



Взаимодействие с гидроксидом меди (II)

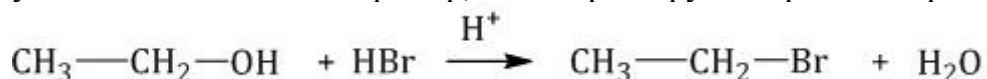
Многоатомные спирты взаимодействуют с раствором гидроксида меди (II) в присутствии щелочи, образуя комплексные соли (качественная реакция на многоатомные спирты). Например, при взаимодействии этиленгликоля со свежееосажденным гидроксидом меди (II) образуется ярко-синий раствор гликолята меди:



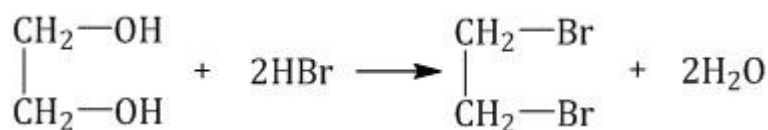
Реакции замещения группы OH

Взаимодействие с галогеноводородами

При взаимодействии спиртов с галогеноводородами группа OH замещается на галоген и образуется галогеналкан. Например, этанол реагирует с бромоводородом.

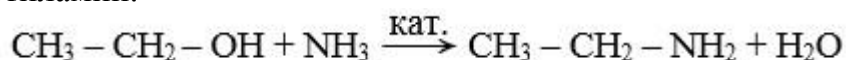


Многоатомные спирты также, как и одноатомные спирты, реагируют с галогеноводородами.



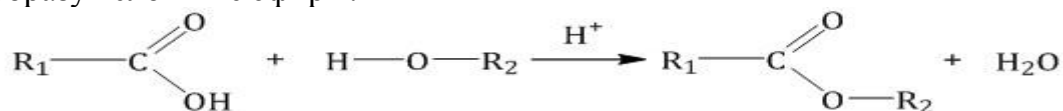
Взаимодействие с аммиаком

Гидроксогруппу спиртов можно заместить на аминогруппу при нагревании спирта с аммиаком на катализаторе. Например, при взаимодействии этанола с аммиаком образуется этиламин.

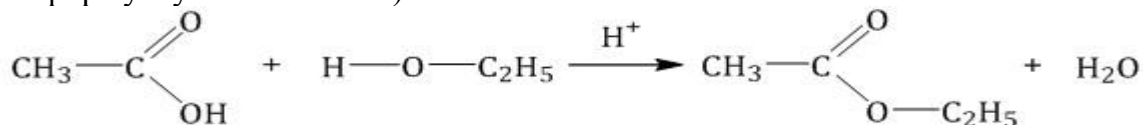


Этерификация (образование сложных эфиров)

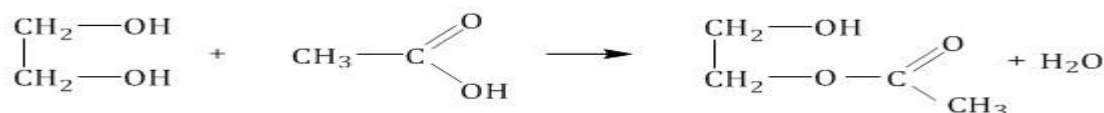
Одноатомные и многоатомные спирты вступают в реакции с карбоновыми кислотами, образуя сложные эфиры.



Например, этанол реагирует с уксусной кислотой с образованием этилацетата (этилового эфира уксусной кислоты):



Многоатомные спирты вступают в реакции этерификации с органическими и неорганическими кислотами. Например, этиленгликоль реагирует с уксусной кислотой с образованием ацетата этиленгликоля:

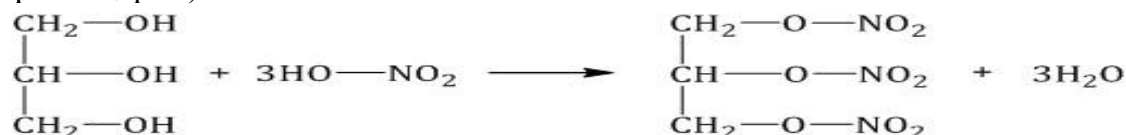


Взаимодействие с кислотами-гидроксидами

Спирты взаимодействуют и с неорганическими кислотами, например, азотной или серной. Например, при взаимодействии этанола с азотной кислотой образуется сложный эфир этилнитрат:



Например, глицерин под действием азотной кислоты образует тринитрат глицерина (тринитроглицерин):

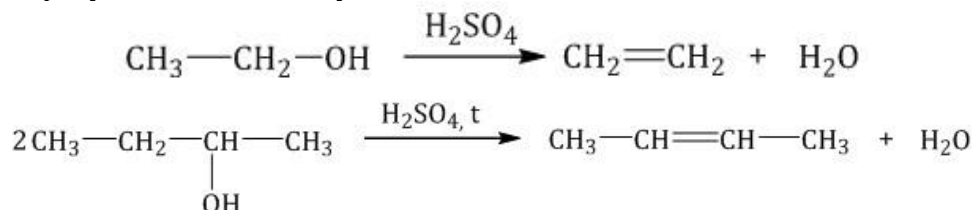


Реакции замещения группы OH

В присутствии концентрированной серной кислоты от спиртов отщепляется вода. Процесс дегидратации протекает по двум возможным направлениям: внутримолекулярная дегидратация и межмолекулярная дегидратация.

Внутримолекулярная дегидратация

При высокой температуре (больше 140°C) происходит внутримолекулярная дегидратация и образуется соответствующий алкен.



Фенолы - производные ароматических углеводородов, в молекулах которых гидроксильная группа (- OH) непосредственно связана с атомами углерода в бензольном кольце.

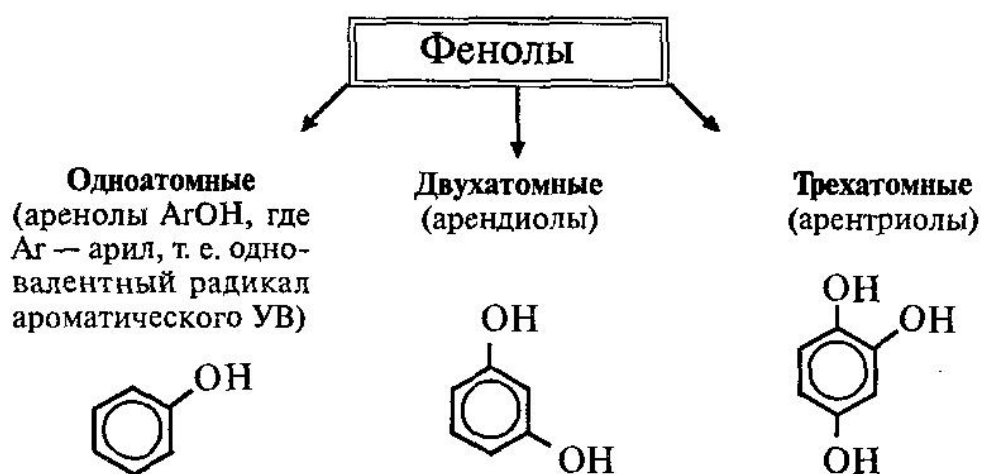


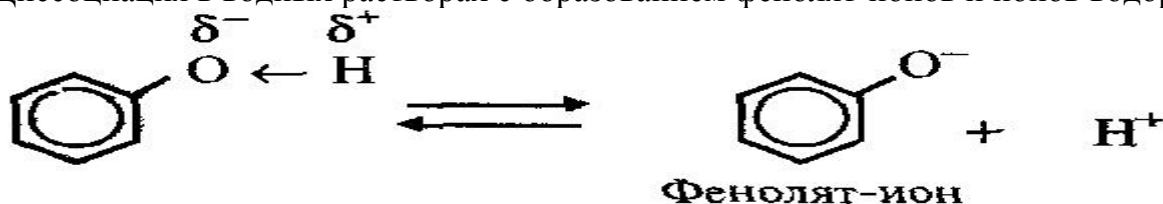
Рисунок 4.3 - Классификация фенолов

Химические свойства

Химические свойства фенолов обусловлены наличием в их молекулах функциональной группы – OH и бензольного кольца.

Реакции с участием гидроксильной группы

Диссоциация в водных растворах с образованием фенолят-ионов и ионов водорода.



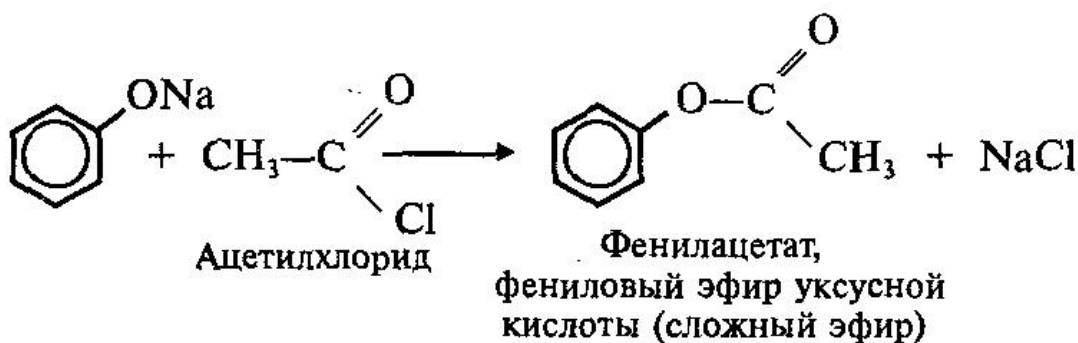
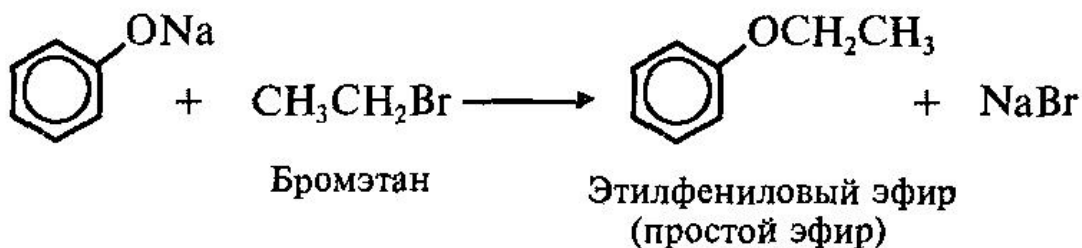
Взаимодействие со щелочами с образованием фенолятов (отличие от спиртов):



Взаимодействие с активными металлами с образованием фенолятов (сходство со спиртами):



Феноляты используются в качестве исходных веществ для получения простых и сложных эфиров

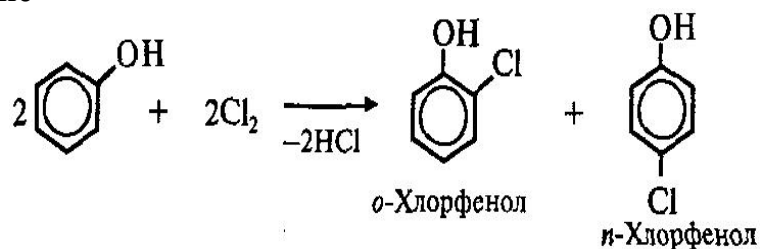


фенола:

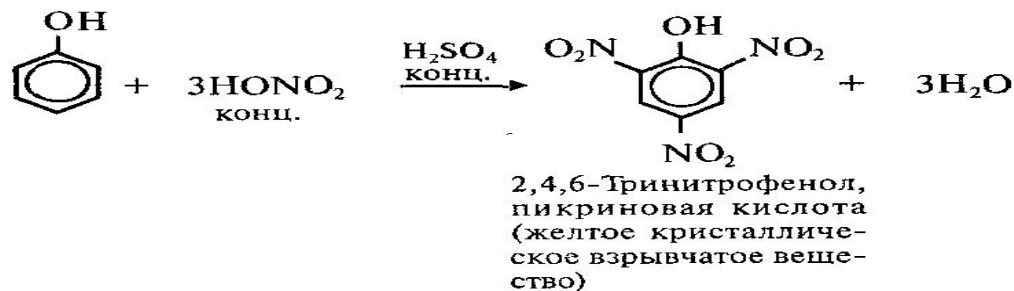
Реакции с участием бензольного кольца

Реакции замещения в бензольном кольце фенолов протекают легче, чем у бензола, и в более мягких условиях.

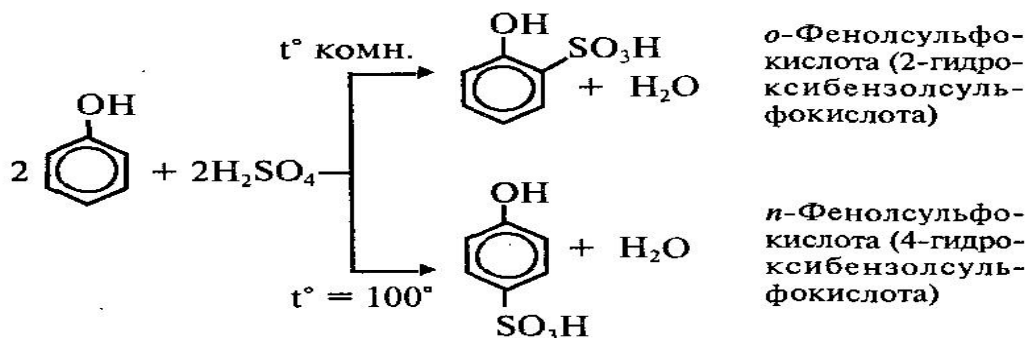
Галогенирование



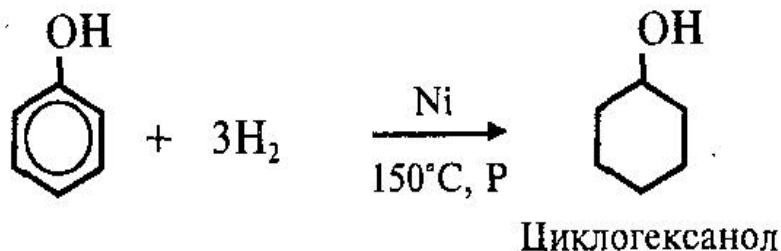
Нитрование



Сульфирование



Гидрирование

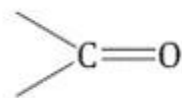


Качественные реакции на фенолы

В водных растворах одноатомные фенолы взаимодействуют с хлоридом железа (III) FeCl₃ с образованием комплексных фенолятов, которые имеют фиолетовую окраску; после прибавления сильной кислоты окраска исчезает.

Альдегиды и кетоны

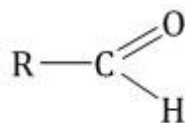
Карбонильные соединения – это органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу:



Карбонильные соединения делятся на альдегиды и кетоны. Общая формула карбонильных соединений: C_nH_{2n}O.

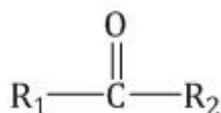
Альдегидами называются органические соединения, содержащие карбонильную группу, в которой атом углерода связан с радикалом и одним атомом водорода.

Структурная формула альдегидов:

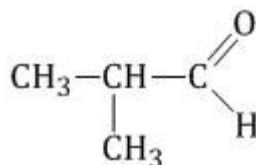


Кетонами называются соединения, в молекуле которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами.

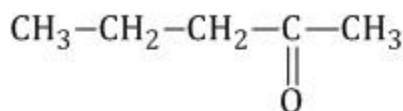
Структурная формула кетонов:



По систематической номенклатуре к названию углеводорода добавляют суффикс «-АЛЬ». Нумерация ведется от атома углерода карбонильной группы. **Например**, 2-метилпропаналь



К названию кетонов добавляют в название суффикс «-ОН». После этого добавляют номер атомов углерода карбонильной группы. **Например**, пентанон-2



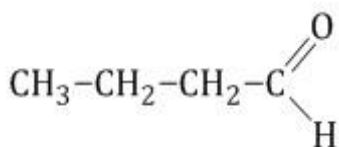
Изомерия альдегидов

Для альдегидов характерна **структурная изомерия** – изомерия углеродного скелета и межклассовая изомерия.

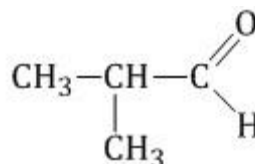
Структурные изомеры — это соединения с одинаковым составом, которые отличаются порядком связывания атомов в молекуле, т.е. строением молекул.

Изомерия углеродного скелета характерна для альдегидов, которые содержат не менее четырех атомов углерода.

Бутаналь



2-Метилпропаналь

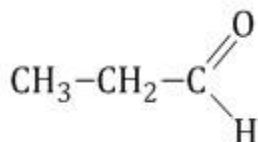


Межклассовые изомеры — это вещества разных классов с различным строением, но одинаковым составом. Альдегиды являются межклассовыми изомерами с кетонами, непредельными спиртами и непредельными простыми эфирами, содержащими одну двойную связь в молекуле. Общая формула этих классов органических соединений — $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

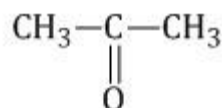
Межклассовая изомерия характерна для альдегидов, которые содержат не менее трех атомов углерода.

Например. Межклассовые изомеры с общей формулой C_3H_6O : пропаналь CH_3-CH_2-CHO и ацетон $CH_3-CO-CH_3$

Пропаналь



Ацетон (пропанон)



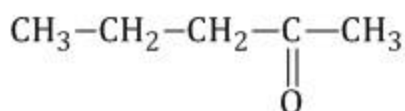
Изомерия кетонов

Для кетонов характерна **изомерия углеродного скелета, изомерия положения карбонильной группы и межклассовая изомерия.**

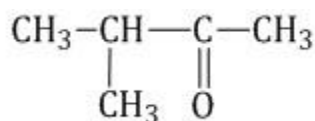
Изомерия углеродного скелета характерна для кетонов, которые содержат не менее пяти атомов углерода.

Например. Формуле $C_5H_{10}O$ соответствуют кетоны-изомеры углеродного скелета

Пентанон-2



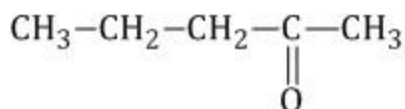
3-Метилбутанон-2



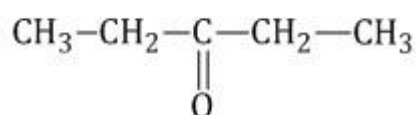
Изомерия положения карбонильной группы характерна для кетонов, которые содержат не менее пяти атомов углерода.

Например. Формуле $C_5H_{10}O$ соответствуют два кетона-изомера углеродного скелета

Пентанон-2



Пентанон-3



Межклассовые изомеры — это вещества разных классов с различным строением, но одинаковым составом. Кетоны являются межклассовыми изомерами с альдегидами, непредельными спиртами и непредельными простыми эфирами, содержащими одну двойную связь в молекуле. Общая формула этих классов органических соединений — $C_nH_{2n}O$.

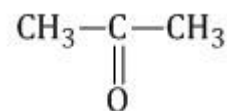
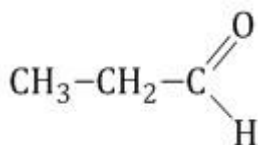
Межклассовая изомерия характерна для кетонов, которые содержат не менее трех атомов углерода.

Например. Межклассовые изомеры с общей формулой C_3H_6O : пропаналь CH_3-

CH₂–CHO и ацетон CH₃–CO–CH₃

Пропаналь

Ацетон (пропанон)



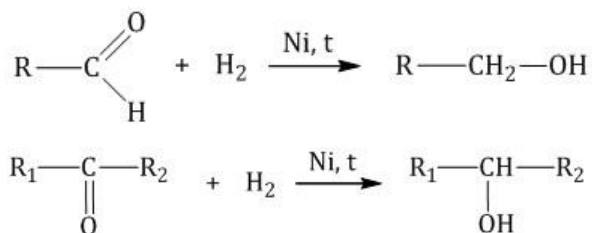
Химические свойства альдегидов и кетонов

Реакции присоединения

В молекулах карбонильных соединений присутствует двойная связь C=O, поэтому для карбонильных соединений характерны реакции присоединения по двойной связи. Присоединение к альдегидам протекает легче, чем к кетонам.

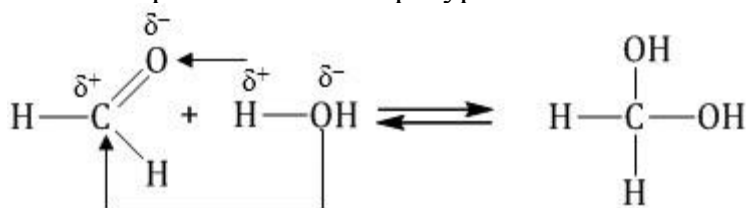
Гидрирование

Альдегиды при взаимодействии с водородом в присутствии катализатора (например, металлического никеля) образуют первичные спирты, кетоны — вторичные:



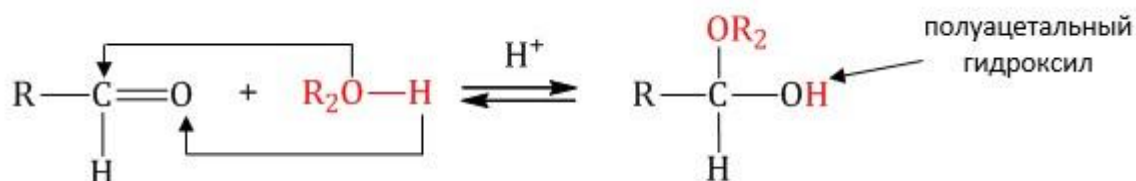
Присоединение воды

При гидратации формальдегида образуется малоустойчивое вещество, называемое гидрат. Оно существует только при низкой температуре.



Присоединение спиртов

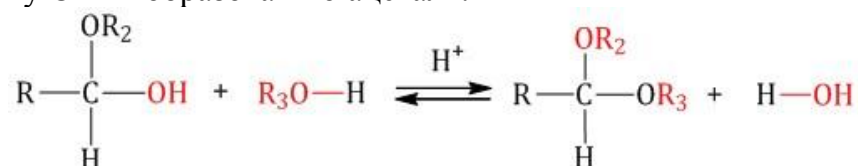
При присоединении спиртов к альдегидам образуются вещества, которые называются **полуацетали**. В качестве катализаторов процесса используют кислоты или основания. Полуацетали существуют только при низкой температуре.



Полуацетали — это соединения, в которых атом углерода связан с

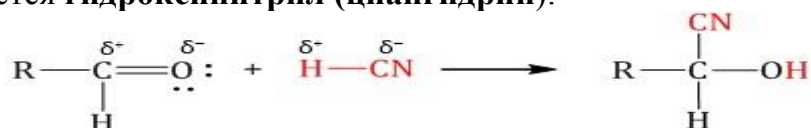
гидроксильной и алкоксильной (-OR) группами.

Полуацеталь может взаимодействовать с еще одной молекулой спирта в присутствии кислоты. При этом происходит **замещение** полуацетального гидроксила на алкоксильную группу OR' и образованию ацеталя:



Присоединение циановодородной (синильной) кислоты

Карбонильные соединения присоединяют синильную кислоту HCN. При этом образуется **гидроксинитрил (циангидрин)**:



Карбоновые кислоты

Карбоновые кислоты – это вещества, в молекулах которых содержится одна или несколько карбоксильных групп COOH.

Общая формула предельных одноосновных карбоновых кислот: $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$

Классификация карбоновых кислот

А) По числу карбоксильных групп в молекуле

Название	Примеры
1) Одноосновные	Метановая, муравьиная кислота Этановая, уксусная кислота
2) Двухосновные	HOOC – COOH Щавелевая кислота
3) Многоосновные	HOOC-CH₂-COOH Малоновая кислота

Б) По природе углеводородного радикала

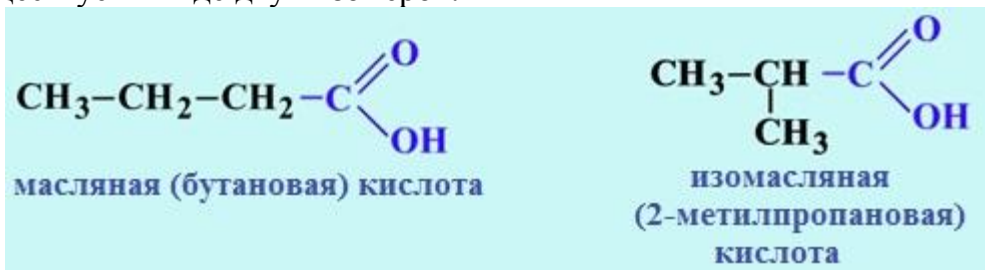
Название	Примеры
1) Предельные (насыщенные)	HCOOH Метановая, муравьиная кислота CH ₃ COOH Этановая, уксусная кислота
2) Непредельные	Акриловая кислота CH ₂ =CHCOOH

	Кротоновая кислота $\text{CH}_3\text{--CH=CH--COOH}$ Олеиновая $\text{CH}_3\text{--(CH}_2)_7\text{--CH=CH--(CH}_2)_7\text{--COOH}$ Линолевая $\text{CH}_3\text{--(CH}_2)_4\text{--(CH=CH--CH}_2)_2\text{--(CH}_2)_6\text{--COOH}$ Линоленовая $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--(CH=CH--CH}_2)_3\text{--(CH}_2)_6\text{--COOH}$
3) Ароматические	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ – бензойная кислота $\text{HOOC--C}_6\text{H}_4\text{--COOH}$ <i>Пара-терефталевая кислота</i>

Структурная изомерия

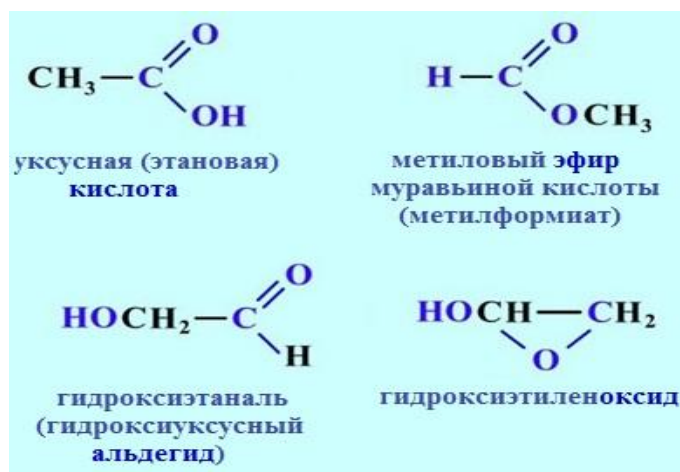
а) Изомерия углеродного скелета (начиная с C4)

Изомерия углеродного скелета начинается с бутановой кислоты $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$, которая существует в виде двух изомеров:



б) Межклассовая изомерия (начиная с C2)

Например, формуле $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ соответствуют 4 изомера, относящиеся к различным классам органических соединений:



в) Изомерия положения кратной связи

Этот вид изомерии характерен для непредельных карбоновых кислот. Например, кротоновая кислота имеет три изомера:

$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{COOH}$
бутен-3-овая кислота
(винилуксусная)

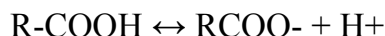
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$
бутен-2-овая кислота
(кротоновая)

$\text{CH}_2=\text{C}-\text{COOH}$
 CH_3
2-метилпропеновая кислота
(метакриловая)

Химические свойства

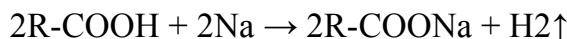
Для карбоновых кислот характерны следующие свойства: кислотные свойства, замещение водорода на металл; замещение группы OH замещение атома водорода в алкильном радикале образование сложных эфиров — этерификация

1. Диссоциация:

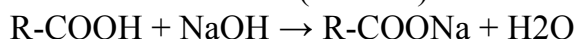
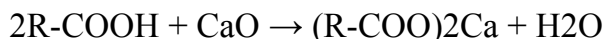


-Сила кислот уменьшается в ряду: $\text{H}-\text{COOH} > \text{CH}_3-\text{COOH} > \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$

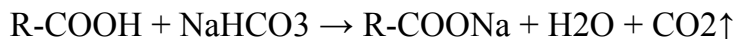
2. Взаимодействие с активными металлами:



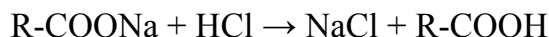
3. Взаимодействие с основными оксидами и основаниями:



4. Взаимодействие с солями слабых кислот:



-Соли карбоновых кислот разлагаются сильными минеральными кислотами:



-В водных растворах гидролизуются:



Специфические свойства

1. Образование функциональных производных $\text{R}-\text{CO}-\text{X}$ (свойства гидроксильной группы) Получение хлорангидридов:



2. Образование амидов



Амиды образуются также при взаимодействии карбоновых кислот (их галогенангидридов или ангидридов) с органическими производными аммиака (аминами). Амиды играют важную роль в природе. Молекулы природных пептидов и белков построены из α -аминокислот с участием амидных групп - пептидных связей

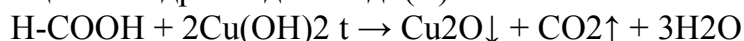
3. Реакции замещения с галогенами (свойства углеводородного радикала, образуется α -хлорпроизводное карбоновой кислоты):

4. Особенности муравьиной кислоты H-COOH : Дает реакцию «Серебряного зеркала»:



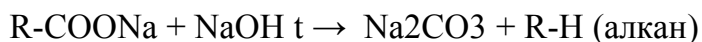
Окисление хлором: $\text{H-COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{HCl}$

Вступает в реакцию с гидроксидом меди(II):



Разлагается при нагревании: $\text{HCOOH} \xrightarrow{t, \text{H}_2\text{SO}_4} \text{CO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

5. Реакции декарбоксилирования солей карбоновых кислот (получение алканов):



6. Окисление в атмосфере кислорода: $\text{R-COOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Амины

Амины - органические производные аммиака, в молекулах которого один, два или все три атома водорода замещены органическими радикалами.

По числу радикалов амины делятся на первичные, вторичные и третичные.

Общая формула первичных аминов:	Общая формула вторичных аминов:	Общая формула третичных аминов:
$\text{R}'-\ddot{\text{N}}\text{H}_2$	$\text{R}'-\ddot{\text{N}}\text{H}-\text{R}''$	$\begin{array}{c} \text{R}'-\ddot{\text{N}}-\text{R}''' \\ \\ \text{R}'' \end{array}$

По типу простейших радикалов амины делятся на предельные, непредельные и ароматические:

Предельный амин:	Непредельный амин:	Ароматический амин:
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ этиламин (аминоэтан)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ аллиламин (3-аминопропен-1)	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}_2$ фениламин (анилин)

Химические свойства аминов

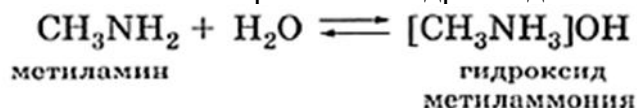
Химические свойства аминов определяются в первую очередь наличием в их молекулах аминогруппы. Амины рассматривают как продукты замещения в молекуле аммиака атомов водорода аминогруппами. Логично предположить, что химические

свойства, характерные для аммиака, будут характерны и для его органических производных.

Аммиак характеризуется основными свойствами за счёт неподелённой электронной пары атома азота. Его водный раствор имеет щелочную реакцию, аммиак легко реагирует с кислотами с образованием солей аммония:

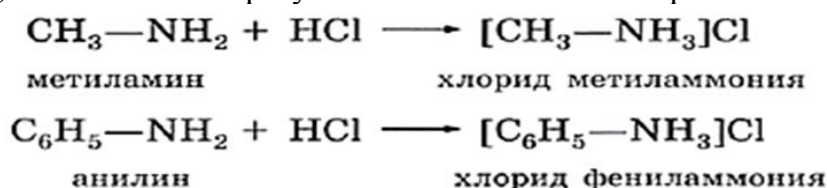


Амины представляют собой органические основания. Водный раствор метиламина, подобно аммиаку, изменяет окраску индикаторов, указывающих на щелочной характер среды. В растворе образуется слабый электролит — гидроксид метиламмония:



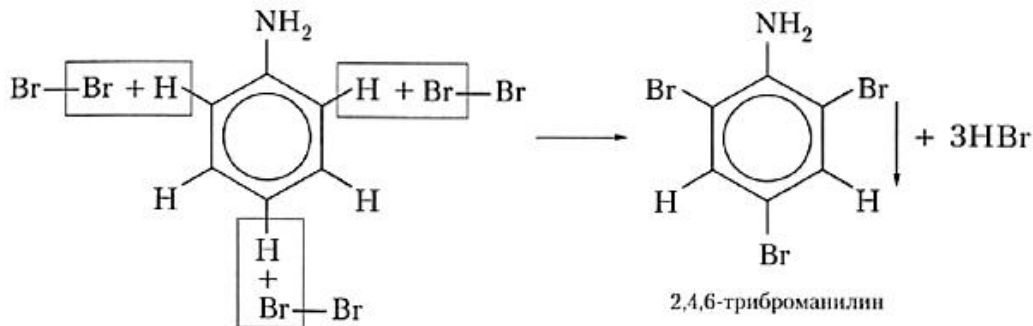
Электролитическая диссоциация этого основания приводит к появлению в растворе гидроксид-ионов:

Как и аммиак, амины легко образуют соли с сильными неорганическими кислотами

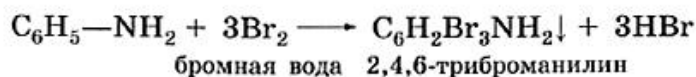


Основные свойства аминов, по сравнению с аммиаком, отражают влияние углеводородного радикала на поведение аминогруппы. Усиление основных свойств наблюдается в ряду $\text{C}_6\text{H}_5\text{—NH}_2 \longrightarrow \text{NH}_3 \longrightarrow \text{CH}_3\text{—NH}_2$

Аминогруппа оказывает ответное влияние на свойства углеводородного радикала. Действительно, анилин, в отличие от бензола, легко вступает в реакцию бромирования при добавлении бромной воды, при этом никакого катализатора не требуется, а бромирование протекает не по одному, а по трём атомам углерода цикла:



или



Продукт реакции — 2,4,6-триброманилин — это нерастворимое в воде вещество белого цвета, поэтому реакцию с бромной водой можно использовать для обнаружения анилина, т. е. как качественную реакцию на анилин.

Области применения аминов

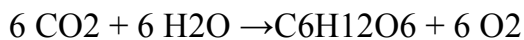
Предельные амины широко используют в органическом синтезе для производства лекарственных веществ, синтетических волокон, пластмасс, стимуляторов роста растений. Встречаются предельные амины и в природе. Они являются результатом разложения

природных азотсодержащих органических веществ и часто имеют неприятный запах, напоминающий запах протухшей рыбы.

Основное количество получаемого в промышленности анилина используют для производства полимерных материалов (полиуретана), лекарств, взрывчатых веществ, гербицидов, красителей.

4.3 Органические вещества в жизнедеятельности человека

Углеводы – важная составляющая растительных организмов. Углеводы также являются элементом биосистемы. Они входят в пищевой рацион людей и многих животных. Углеводы, или сахара – органические соединения, общая формула которых $C_n(H_2O)_n$. В них может присутствовать гидроксильная группа – OH, либо карбонильная группа $-C=O$, либо альдегидная группа – CHO. Углеводы составляют около 80 % сухого вещества растений и около 2 % сухого вещества животных. Углеводы синтезируются в растительных организмах в результате процесса фотосинтеза. Реакция получения углеводов протекает в присутствии света.



Углеводы можно считать основой существования большинства организмов, т.к. все органические вещества берут начало от углеводов, образующихся в фотосинтезе. В биосфере углеводов больше, чем других органических веществ.

Классификация углеводов

Углеводы делятся на две группы — простые углеводы, или моносахариды, и сложные углеводы, которые, в свою очередь, включают в себя дисахариды, олигосахариды и полисахариды.

Моносахариды - простые углеводы, как правило, представляют собой многоатомные спирты, содержащие OH-группу у каждого атома углерода, кроме одного, несущего альдегидную или кетогруппу. Это видно на примере глюкозы, которая имеет 6 атомов углерода, при этом первый - в составе альдегидной группы, а остальные несут OH-группы. Наиболее распространенными моносахаридами являются глюкоза, или виноградный сахар, и фруктоза, или фруктовый сахар. Они являются изомерами и имеют одну и ту же общую формулу. Пентозы и гексозы способны замыкаться в 5- или 6-членные кольца, переходя в циклическую форму.

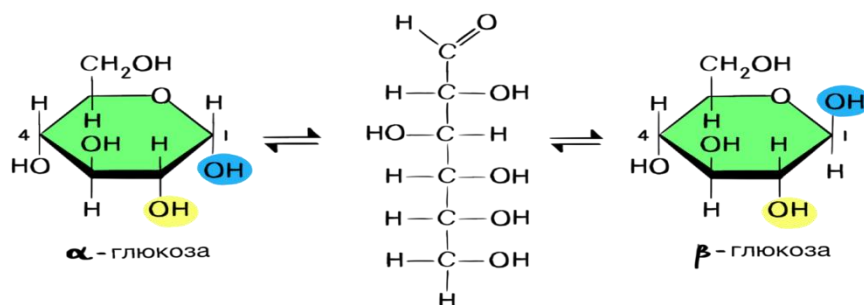


Рисунок 4.4 - Линейная и циклическая формы глюкозы

Длина углеродной цепи в моносахаридах, встречающихся в живых организмах, колеблется от 3 до 8 атомов, хотя большинство из них содержит 3, 5 или 6 атомов углерода. В зависимости от количества атомов углерода моносахариды разделяют на триозы, тетрозы, пентозы, гексозы, гептозы, октозы. Моносахариды хорошо растворимы в воде, образуют кристаллы и имеют сладкий вкус. Большое биологическое значение имеют пентозы рибоза и дезоксирибоза, которые входят в состав РНК и ДНК соответственно.

Дисахариды

Молекулы моносахаридов могут образовывать связи между собой с потерей молекулы воды. В результате образуются олиго- и полисахариды. К олигосахаридам относят растворимые в воде полимеры моносахаридов. Дисахариды широко распространены в живой природе.

Сахароза (свекловичный, тростниковый сахар), представляющая собой соединение глюкозы и фруктозы, играет важную роль в растениях, где она служит транспортируемой формой углеводов во флоэме. Кроме того, она часто накапливается в качестве запасного вещества. Особенно много ее в сахарном тростнике и свекле, откуда ее получают для использования в пищу. Другой важный дисахарид — **лактоза** (или молочный сахар) содержащаяся в молоке млекопитающих. Она состоит из остатков глюкозы и галактозы. **Мальтоза**, образованная двумя остатками глюкозы, образуется при расщеплении крахмала и гликогена в пищеварительном тракте животных или при прорастании семян растений. В природе встречается много других дисахаридов, кроме того, известны олигосахариды, содержащие 3 и 4 остатка моносахаридов.

Полисахариды

Полисахариды нерастворимы в воде и не имеют сладкого вкуса. Так как к одному остатку моносахарида может быть присоединено несколько других остатков, полисахариды могут иметь разветвленную структуру. В живых организмах наиболее широко распространены полимеры глюкозы — крахмал, гликоген и целлюлоза. Одними из важнейших полисахаридов являются полимеры из остатков глюкозы — **крахмал, гликоген и целлюлоза**. **Крахмал** состоит только из остатков глюкозы. В состав крахмала входят два компонента — линейный компонент, называемый амилозой, и разветвленный — амилопектин. **Амилоза** имеет спиральную пространственную структуру. Внутри спирали способны встраиваться молекулы йода, поэтому качественная реакция на крахмал — образование синего йодкрахмального комплекса. Молекулы амилозы и амилопектина содержат несколько тысяч остатков глюкозы. Крахмал служит основным запасным веществом у растений. У животных и грибов резервную (запасную) функцию выполняет **гликоген** — полисахарид, похожий на амилопектин, но отличающийся большей разветвленностью. Крахмал и гликоген накапливаются в клетках в виде гранул. **Целлюлоза** представляет собой линейный неветвящийся полимер, содержащий примерно 10 000 остатков глюкозы. Молекулы целлюлозы располагаются параллельно друг другу и образуют между собой множество водородных связей. Таким образом формируются прочные пучки молекул — мицеллы, которые объединяются в волокна (микрофибриллы). Такое строение придает целлюлозе высокую механическую прочность. Целлюлоза встречается в основном у растений, где составляет основу клеточных стенок. Помимо растений целлюлоза обнаружена у оомицетов (группа, которую обычно относили к грибам) и у асцидий. Целлюлоза — самое распространенное на земле органическое вещество. Близок по строению к целлюлозе **хитин**. В нем мономерной единицей является N-ацетилглюкозамин — азотсодержащий моносахарид, производное глюкозы. Хитин служит основой клеточных стенок грибов и образует

наружный скелет у членистоногих. Клеточную стенку бактерий образует соединение муреин (от лат. *murus* — стена). Оно состоит из полисахаридных цепочек, сшитых между собой пептидными мостиками. Поэтому его еще называют пептидогликаном (гликаны — другое название сложных углеводов). Полисахаридные цепочки муреина образованы двумя чередующимися остатками азотсодержащих моносахаридов. Пептидные мостики муреина содержат D-изомеры аминокислот, что является редкостью в живом мире.

Биологическая роль углеводов

Энергетическая. При распаде углеводов высвобождаемая энергия рассеивается в виде тепла или накапливается в молекулах АТФ. Углеводы обеспечивают около 50-60% суточного энергопотребления организма, а при мышечной деятельности на выносливость - до 70%. При окислении 1 г углеводов выделяется 17кДж энергии (4,1ккал). В качестве основного энергетического источника используется свободная глюкоза или запасы углеводов в виде гликогена.

Пластическая. Углеводы (рибоза, дезоксирибоза) используются для построения АТФ, АДФ и других нуклеотидов, а также нуклеиновых кислот. Они входят в состав некоторых ферментов. Отдельные углеводы являются компонентами клеточных мембран. Продукты превращения глюкозы (глюкуроновая кислота, глюкозамин и т.д.) входят в состав полисахаридов и сложных белков хрящевой и других тканей.

Резервная. Углеводы запасаются в скелетных мышцах, печени и других тканях в виде гликогена. Его запасы зависят от массы тела, функционального состояния организма, характера питания. При мышечной деятельности запасы гликогена существенно снижаются, а в период отдыха после работы восстанавливаются. Систематическая мышечная деятельность приводит к увеличению запасов гликогена, что повышает энергетические возможности организма.

Защитная. Сложные углеводы входят в состав компонентов иммунной системы; мукополисахариды находятся в слизистых веществах, покрывающих поверхность сосудов, бронхов, пищеварительного тракта, мочеполовых путей и защищают от проникновения бактерий, вирусов, а также от механических повреждений.

Специфическая. Отдельные углеводы участвуют в обеспечении специфичности групп крови, выполняют роль антикоагулянтов, являются рецепторами ряда гормонов или фармакологических веществ, оказывают противоопухолевое действие.

Регуляторная. Клетчатка пищи не расщепляется в кишечнике, но активирует перистальтику кишечника, ферменты пищеварительного тракта, усвоение питательных веществ.

Белки (протеины, полипептиды) — это сложные высокомолекулярные природные соединения (биополимеры), макромолекулы которых состоят из остатков α -аминокислот, соединенных пептидными (амидными) связями $-CO-NH-$.

Белки входят в состав всех живых организмов. Биологическая роль белков заключается в том, что они являются катализаторами химических реакций, протекающих в живых организмах.

В настоящее время различают первичную, вторичную и третичную структуру белковой молекулы.

Первичная структура белка — последовательность соединения аминокислот в полипептидной цепи. Связь между аминокислотами — пептидная (рис. 4.5).



Рисунок 4.5

Если молекула белка состоит всего из 10 аминокислотных остатков, то число теоретически возможных вариантов белковых молекул, отличающихся порядком чередования аминокислот, — 1020. Имея 20 аминокислот, можно составить из них еще большее количество разнообразных комбинаций. В организме человека обнаружено порядка десяти тысяч различных белков, которые отличаются как друг от друга, так и от белков других организмов.

Именно первичная структура белковой молекулы определяет свойства молекул белка и ее пространственную конфигурацию. Замена всего лишь одной аминокислоты на другую в полипептидной цепочке приводит к изменению свойств и функций белка. Например, замена в β -субъединице гемоглобина шестой глутаминовой аминокислоты на валин приводит к тому, что молекула гемоглобина в целом не может выполнять свою основную функцию — транспорт кислорода; в таких случаях у человека развивается заболевание — серповидноклеточная анемия.

Вторичная структура белка — форма полипептидной цепи в пространстве, т.е. способ скручивания цепи за счет образования водородных связей между amino- и карбонильной группами.

Витки спирали укрепляются водородными связями, возникающими между карбоксильными группами и аминогруппами. Практически все CO- и NH-группы принимают участие в образовании водородных связей. Они слабее пептидных, но, повторяясь многократно, придают данной конфигурации устойчивость и жесткость (рис. 4.6). На уровне вторичной структуры существуют белки: фиброин (шелк, паутина), кератин (волосы, ногти), коллаген (сухожилия).



Рисунок 4.6

Третичная структура белка — укладка полипептидных цепей в глобулы, возникающая в результате возникновения химических связей (водородных, ионных, дисульфидных) и установления гидрофобных взаимодействий между радикалами аминокислотных остатков (рис. 4.7). Основную роль в образовании третичной структуры играют гидрофильно-гидрофобные взаимодействия. В водных растворах гидрофобные радикалы стремятся спрятаться от воды, группируясь внутри глобулы, в то время как гидрофильные радикалы в результате гидратации (взаимодействия с диполями воды)

стремятся оказаться на поверхности молекулы. У некоторых белков третичная структура стабилизируется дисульфидными ковалентными связями, возникающими между атомами серы двух остатков цистеина. На уровне третичной структуры существуют ферменты, антитела, некоторые гормоны.



Рисунок 4.7

Четвертичная структура характерна для сложных белков, молекулы которых образованы двумя и более глобулами. Субъединицы удерживаются в молекуле благодаря ионным, гидрофобным и электростатическим взаимодействиям. Иногда при образовании четвертичной структуры между субъединицами возникают дисульфидные связи (рис. 4.8).

Наиболее изученным белком, имеющим четвертичную структуру, является гемоглобин. Он образован двумя α -субъединицами (141 аминокислотный остаток) и двумя β -субъединицами (146 аминокислотных остатков). С каждой субъединицей связана молекула гема, содержащая железо.



Рисунок 4.8

Если по каким-либо причинам пространственная конформация белков отклоняется от нормальной, белок не может выполнять свои функции (рис.4.9). Например, причиной «коровьего бешенства» (губкообразной энцефалопатии) является аномальная конформация прионов — поверхностных белков нервных клеток.



Рисунок 4.9

Химические свойства

Белки сочетают в себе основные и кислотные свойства, определяемые радикалами аминокислот: чем больше кислых аминокислот в белке, тем ярче выражены его кислотные свойства. Способность отдавать и присоединять H^+ определяют буферные свойства белков; один из самых мощных буферов — гемоглобин в эритроцитах, поддерживающий pH крови на постоянном уровне. Есть белки растворимые (фибриноген), есть нерастворимые, выполняющие механические функции (фиброин, кератин, коллаген). Есть белки активные в химическом отношении (ферменты), есть химически неактивные, устойчивые к воздействию различных условий внешней среды и крайне неустойчивые.

Внешние факторы (нагревание, ультрафиолетовое излучение, тяжелые металлы и их соли, изменения pH, радиация, обезвоживание) могут вызывать нарушение структурной организации молекулы белка.

Денатурация — разрушение вторичной и третичной структуры белка, происходящее при нагревании или при взаимодействии с растворителями. Первичная структура при денатурации сохраняется.

Денатурация бывает обратимой и необратимой.

При обратимой денатурации первичная структура белка не разрушается.

Необратимая денатурация может быть вызвана образованием нерастворимых веществ при действии на белки солей тяжелых металлов — свинца или ртути. При необратимой денатурации происходит также гидролиз белка — необратимое разрушение первичной структуры в кислом или щелочном растворе с образованием аминокислот или более коротких пептидных фрагментов.

Гидролиз белков в кислой или щелочной средах, приводящий к разрушению первичной структуры белка и образованию аминокислот. Анализируя продукты гидролиза, можно установить количественный состав белков.

Качественные реакции на белки

Биуретовая реакция — фиолетовое окрашивание при действии на белки свежесосажденного гидроксида меди (II).

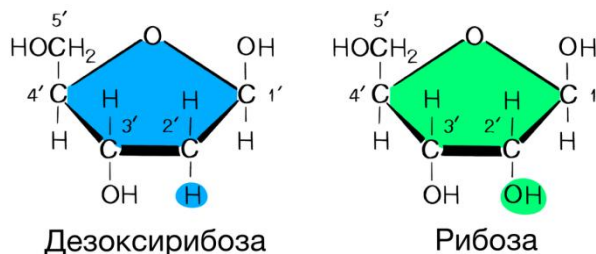
Ксантопротеиновая реакция — желтое окрашивание при действии на белки концентрированной азотной кислоты.

4.3.2 Роль органической химии в решении проблем пищевой безопасности

Органическая химия далеко проникла в пищевую промышленность. Во многие пищевые продукты добавляют химически соединения, прежде всего для придания привлекательного вида, приятного запаха, для консервирования и придания большей стойкости к окислению кислородам воздуха. Многие из этих добавок органические соединения. К этим веществам относятся и различные витамины, необходимые для здоровья человека. Все эти добавки подвергаются строгим испытаниям, и при малейшем подозрении на вредность для человека они исключаются из употребления. Органическая химия далеко проникла в пищевую промышленность. Во многие пищевые продукты добавляют химически соединения, прежде всего для придания привлекательного вида, приятного запаха, для консервирования и придания большей стойкости к окислению кислородам воздуха. Многие из этих добавок органические соединения. К этим веществам относятся и различные витамины, необходимые для здоровья человека. Все эти добавки подвергаются строгим испытаниям, и при малейшем подозрении на вредность для человека они исключаются из употребления.

Нуклеиновые кислоты — сложные высокомолекулярные соединения, имеющиеся во всех клетках живых организмов и являющиеся материальными носителями наследственной информации. Нуклеиновые кислоты играют ведущую роль не только в хранении, но и в передаче наследственной информации и реализации её в ходе индивидуального развития каждого организма. Нуклеиновые кислоты — самые большие молекулы в клетках живых организмов. Они представляют собой линейные полимеры огромной молекулярной массы. Длина молекул нуклеиновых кислот может составлять несколько метров, однако они многократно скручены (спирализованы) и образуют компактные структуры, что позволяет им занимать относительно небольшой объём. Нуклеиновые кислоты входят в состав клеток всех живых существ на Земле. Различают два типа нуклеиновых кислот: рибонуклеиновые (РНК) и дезоксирибонуклеиновые (ДНК). РНК и ДНК были обнаружены в ядрах клеток и поэтому их называли нуклеиновыми, то есть ядерными. Молекулы ДНК содержат всю генетическую информацию, в них закодирован состав всех белков организма. Однако ДНК непосредственно в синтезе белков не участвует. Перенос генетической информации от ДНК к белкам выполняет РНК.

В состав ДНК и РНК входят пятичленные углеводы (пентозы): ДНК содержит дезоксирибозу, а РНК — рибозу:



Рибонуклеиновые кислоты нуклеиновые кислоты, получаемые при поликонденсации рибонуклеотидов, в состав молекул которых входят остатки рибозы.

Дезоксирибонуклеиновые кислоты продукты поликонденсации дезоксирибонуклеотидов, в состав молекул которых входят остатки дезоксирибозы.

Именно азотистые основания являются носителями наследственной информации.

Нуклеиновые кислоты в живых организмах играют главную роль в передаче наследственных признаков и управлении процессом биосинтеза белка. Их биологической

функцией является хранение, репликация, рекомбинация и передача генетической информации. В каждом живом организме присутствует 2 типа нуклеиновых кислот: РНК и ДНК (вирусы содержат только один тип: либо РНК, либо ДНК).

Вопросы для самоконтроля:

1. Какова валентность углерода во всех органических соединениях?
2. Что такое изомеры?
3. Что такое гомологический ряд?
4. Назовите общую формулу алканов
5. Какими общими свойствами обладают непредельные углеводороды?
6. Опишите ароматические углеводороды
7. Что такое спирты? Опишите свойства спиртов на примере этилового спирта
8. Приведите примеры углеводов
9. Как влияют органические вещества на жизнь человека?
10. Опишите свойства белков

Рекомендуемая литература: 6,7

5 КИНЕТИЧЕСКИЕ И ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

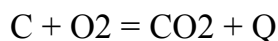
5.1 Кинетические закономерности протекания химических реакций

Химическая термодинамика позволяет определить принципиальную возможность протекания тех или иных процессов.

Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения.

Химические реакции протекают либо с выделением теплоты, либо с поглощением теплоты. Экзотермические реакции протекают с выделением теплоты (теплота указывается со знаком «+»). Эндотермические реакции – с поглощением теплоты (теплота Q указывается со знаком «-»). **Тепловой эффект химической реакции** – это изменение внутренней энергии системы вследствие протекания химической реакции и превращения исходных веществ (реагентов) в продукты реакции в количествах, соответствующих уравнению химической реакции. При протекании химических реакций наблюдаются некоторые закономерности, которые позволяют определить знак теплового эффекта химической реакции:

Реакции, которые протекают самопроизвольно при обычных условиях, скорее всего экзотермические. Для запуска экзотермических реакций может потребоваться инициация – нагревание и др. Например, после поджигания горение угля протекает самопроизвольно, реакция экзотермическая:

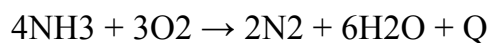


Реакции образования устойчивых веществ из простых веществ экзотермические, реакции разложения чаще всего – эндотермические. Например, разложение нитрата калия сопровождается поглощением теплоты:



Реакции, в ходе которых из менее устойчивых веществ образуются более устойчивые, чаще всего экзотермические. Устойчивость можно примерно определить по

активности и стабильности вещества при обычных условиях. Как правило, в быту нас окружают вещества сравнительно устойчивые. Например, горение аммиака (взаимодействие активных, неустойчивых веществ — аммиака и кислорода) приводит к образованию устойчивых веществ — азота и воды. Следовательно, реакция экзотермическая:



Количество теплоты обозначают буквой Q , измеряют в кДж или Дж.

Закон Гесса (Герман Иванович Гесс 1840): тепловой эффект химической реакции не зависит от пути по которому идет процесс, а зависит от начального и конечного состояния системы.

Закон Лавуазье-Лапласа: тепловой эффект прямой реакции равен тепловому эффекту обратной с противоположным знаком.

Обратимость химических реакций

Химические реакции делятся на необратимые и обратимые. **Необратимые** протекают только в прямом направлении (до полного израсходования одного из реагирующих веществ), **обратимые** протекают как в прямом, так и в обратном направлениях (при этом ни одно из реагирующих веществ не расходуется полностью). Процесс, протекающий слева направо, называют прямой реакцией, а противоположный процесс — обратной реакцией.

Состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называется **химическим равновесием**. Концентрации реагирующих веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются равновесными. Для обратимых процессов закон действия масс может быть сформулирован в следующем виде: **отношение произведения концентраций продуктов реакции в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, к произведению концентраций исходных веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, является величиной постоянной при данной температуре**. Эта величина называется константой равновесия.

Химическое равновесие остается неизменным до тех пор, пока условия равновесия, при которых оно установилось, сохраняются постоянными. При изменении условий равновесия прямая и обратная реакция начинают протекать с разными скоростями, и равновесие нарушается. Через некоторое время скорости прямой и обратной реакций станут равными и в системе вновь наступит равновесие, но уже с новыми равновесными концентрациями всех веществ. Переход системы из одного равновесного состояния в другое называется смещением равновесия. Направление смещения равновесия определяется **принципом Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в направлении ослабляющем эффект внешнего воздействия**.

Факторы, влияющие на смещение равновесия

1. Давление (характерно для газов).

Когда в реакциях участвуют газы, равновесие может нарушиться при изменении давления. При увеличении давления в системе равновесие смещается в сторону реакции, идущей с уменьшением числа молекул газа, т.е. в сторону понижения давления; при

уменьшении давления равновесие смещается в сторону реакции, идущей с возрастанием числа молекул газов, т.е. в сторону увеличения давления.

2. Температура.

При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической, при понижении – в направлении экзотермической реакции.

3. Концентрация.

При увеличении концентрации исходных веществ или уменьшении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону продуктов реакции (в сторону прямой реакции). При увеличении концентраций продуктов реакции или уменьшении концентраций исходных веществ равновесие смещается в сторону исходных веществ (в сторону обратной реакции).

4. Катализаторы.

Катализаторы не смещают равновесия. Они уменьшают время, необходимое для достижения равновесия. Во сколько раз катализаторы ускоряют прямую реакцию, во столько же раз они ускоряют и обратную реакцию.

Вопросы для самоконтроля:

- 1) Как называются реакции, протекающие с выделением теплоты?
- 2) Что такое тепловой эффект реакции?
- 3) Что такое катализаторы и ингибиторы химических реакций?
- 4) Какие реакции называют обратимыми?
- 5) Что такое химическое равновесие?
- 6) Назовите факторы влияющие на смещение химического равновесия
- 7) Как влияет температура на смещение химического равновесия?

Рекомендуемая литература: 1,5,6

6 ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

6.1 Дисперсные системы и факторы их устойчивости

В природе чаще всего встречаются смеси различных веществ. Большинство веществ, находящихся в окружающем нас мире находится в раздробленном (диспергированном) состоянии, то есть состоит из дисперсных систем. Дисперсные системы широко распространены в природе и участвуют во многих технологических процессах.

Дисперсная система - система, состоящая из двух или более веществ, причём одно из них в виде очень маленьких частиц равномерно распределено (диспергировано) в объёме другого.

Дисперсная фаза - вещество, которое присутствует в меньшем количестве и распределено в объёме другого вещества.

Дисперсионная среда - вещество, присутствующее в большем количестве, в объёме которого распределена дисперсная фаза.

Между дисперсионной средой и частицами дисперсной фазы существует поверхность раздела, поэтому дисперсные системы являются гетерогенными

(неоднородными). Обязательное условие получения дисперсных систем — взаимная нерастворимость веществ, образующих дисперсную фазу и дисперсионную среду. Между дисперсионной средой и частицами дисперсной фазы существует поверхность раздела, поэтому дисперсные системы являются гетерогенными (неоднородными). Обязательное условие получения дисперсных систем — взаимная нерастворимость веществ, образующих дисперсную фазу и дисперсионную среду.

Таблица 6.1 - Типы дисперсных систем

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза, обозначение	Примеры некоторых природных и бытовых дисперсных систем
Газ	Газ г1/г2	Всегда гомогенная смесь (воздух, природный газ)
	Жидкость ж/г	Аэрозоли: туман, попутный газ с капельками нефти, карбюраторная смесь в двигателях автомобилей (капельки бензина в воздухе)
	Твёрдое вещество т/г	Аэрозоли: пыль в воздухе, дым, смог, самум (пыльные и песчаные бури)
Жидкость	Газ г/ж	Пены; шипучие напитки, взбитые сливки, взбитый куриный белок
	Жидкость ж/ж	Эмульсии: молоко, нефть, крем, жидкие среды организма (плазма крови, лимфа, пищеварительные соки), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, кариоплазма)
	Твёрдое вещество т/ж	т/ж Суспензии, золи, гели, пасты (кисели, студни, клеи), речной и морской ил, взвеси в воде; строительные растворы
Твёрдое вещество	Газ г/т	Пемза, почва, снежный наст с пузырьками воздуха в нем, кирпич и керамика, поролон, пористый шоколад
	Жидкость ж/т	Влажная почва, медицинские и косметические средства (мази, тушь, помада и т. д.)
	Твёрдое вещество т/т	Горные породы, цветные стекла, некоторые сплавы

Истинный раствор – это гомогенная лиофильная дисперсная система с размерами частиц $10^{-10} - 10^{-11}$ м. Истинные растворы – это однофазные дисперсные системы, они характеризуются большой прочностью связи между дисперсной фазой и дисперсионной средой. Истинный раствор сохраняет гомогенность неопределенно долгое время. Истинные растворы всегда прозрачны. Частицы истинного раствора не видны даже в электронный микроскоп. Истинные растворы хорошо диффундируют.

Истинные растворы подразделяются:

- по типу растворителя: водные и неводные;
- по типу растворенного вещества: растворы солей, кислот, щелочей, газов и т.д.;
- по отношению к электрическому току: электролиты и неэлектролиты;
- по концентрации: концентрированные и разбавленные;
- по степени достижения предела растворимости: насыщенные и ненасыщенные;
- с термодинамической точки зрения: идеальные и реальные;
- по агрегатному состоянию: газообразные, жидкие, твердые.

Коллоидные растворы занимают промежуточное положение между грубодисперсными системами и истинными растворами. Коллоидные растворы, как и грубодисперсные системы, гетерогенны, но по сравнению с ними имеют меньший размер частиц. В отличие от грубодисперсных систем, их нельзя разделить обычным фильтрованием с использованием бумажного фильтра и ультрафильтра или с помощью центрифугирования. Частицы коллоидных растворов не видны в оптический микроскоп, но их можно увидеть с помощью электронного и ультрамикроскопа. Ультрамикроскоп отличается от обычного оптического микроскопа тем, что в нём лучи от источника света падают не в глаз наблюдателя, а падают на исследуемый объект сбоку, не попадая в глаз. Благодаря этому вследствие светорассеяния частицы видны как светящиеся точки, однако их строение рассмотреть не удаётся.

Растворы – это однородные смеси, состоящие из двух и более компонентов. Различают жидкие (водные и неводные), газообразные и твёрдые растворы.

Растворённое вещество + Растворитель = Раствор



Физико-химический процесс, при котором происходит взаимодействие частиц растворяемого вещества и растворителя с образованием гомогенной устойчивой системы переменного состава, называют **растворением**. Физическая сторона процесса заключается в разрушении кристаллической решетки вещества и равномерном распределении, по принципу диффузии, частиц растворенного вещества среди молекул растворителя. Химическая сторона процесса растворения заключается в разрушении связей между частицами растворяемого вещества и их взаимодействии с молекулами растворителя. Процесс взаимодействия растворителя и растворённого вещества называется сольватацией (если растворителем является вода - гидратацией).

Растворимость – способность вещества растворяться в том или ином растворителе, она показывает сколько грамм вещества может раствориться в 100 г растворителя.



Рисунок 6.1 - Классификация веществ по растворимости

Факторы, влияющие на растворимость

Природа растворителя. При образовании раствора связи между частицами каждого из компонентов заменяются связями между частицами разных компонентов. Чтобы новые связи могли образоваться, компоненты раствора должны иметь однотипные связи, т.е. быть одной природы. Поэтому ионные вещества растворяются в полярных растворителях и плохо в неполярных, а молекулярные вещества - наоборот.

Влияние температуры. Если растворение вещества является экзотермическим процессом, то с повышением температуры его растворимость уменьшается (Например, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде) и наоборот. Для большинства солей характерно увеличение растворимости при нагревании. Практически все газы растворяются с выделением тепла. Растворимость газов в жидкостях с повышением температуры уменьшается, а с понижением увеличивается.

Влияние давления. С повышением давления растворимость газов в жидкостях увеличивается, а с понижением уменьшается.

Ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные растворы

Если молекулярные или ионные частицы, распределённые в жидком растворе присутствуют в нём в таком количестве, что при данных условиях не происходит дальнейшего растворения вещества, раствор называется **насыщенным**. (Например, если поместить 50 г NaCl в 100 г H_2O , то при 20°C растворится только 36 г соли).

Насыщенным называется раствор, который находится в динамическом равновесии с избытком растворённого вещества.

Поместив в 100 г воды при 20°C меньше 36 г NaCl мы получим ненасыщенный раствор. При нагревании смеси соли с водой до 100°C произойдёт растворение 39,8 г NaCl в 100 г воды. Если теперь удалить из раствора нерастворившуюся соль, а раствор осторожно охладить до 20°C , избыточное количество соли не всегда выпадает в осадок. В этом случае мы имеем дело с **перенасыщенным раствором**. Перенасыщенные растворы очень неустойчивы. Помешивание, встряхивание, добавление крупинок соли может вызвать кристаллизацию избытка соли и переход в насыщенное устойчивое состояние.

Ненасыщенный раствор - раствор, содержащий меньше вещества, чем в насыщенном.

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

Величины, характеризующие состав раствора:

Массовая доля, масс. доли — это отношение массы растворенного вещества $m_{р.в.}$ к массе раствора $m_{р-ра}$, выраженное в долях от единицы. Долю можно также выразить в процентах, умножив на 100, тогда мы получим массовый процент, масс. %.

$$\omega = m_{р.в.} / m_{р-ра}$$

Масса раствора складывается из массы растворенного вещества и растворителя, как правило воды: $m(р-ра) = m(в-ва) + m(H_2O)$

Растворы характеризуются важной величиной – плотностью. Плотность (ρ) –это масса одной единицы объема. Измеряется в г/см³ или г/мл.

Зная плотность и объем раствора, можно вычислить массу раствора, преобразуя

$$V = \frac{m}{\rho}$$

формулу: ρ , $m = V \cdot \rho$

Мольная доля, мольн. дол. – это отношение количества растворенного вещества $\nu_{р.в.}$, моль к общему количеству вещества всех компонентов в растворе $\nu_{р-ра}$, моль:

$$\phi = \nu_{р.в.} / \nu_{р-ра}$$

Титр, г/мл – это отношение массы растворенного вещества $m_{р.в.}$, г к объему раствора, выраженному в миллилитрах $V_{р-ра}$, мл:

$$T = m_{р.в.} / V_{р-ра}$$

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое истинные растворы?
2. Физико-химический смысл процесса растворения?
3. Какие растворы называют пересыщенными?
4. Что такое массовая доля вещества?
5. Что называют титром раствора?
6. Как определить плотность раствора?
7. Какие факторы влияют на растворимость веществ?
8. Какие вещества называют малорастворимыми?

Рекомендуемая литература: 6,7

7 КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ОБНАРУЖЕНИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ И ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

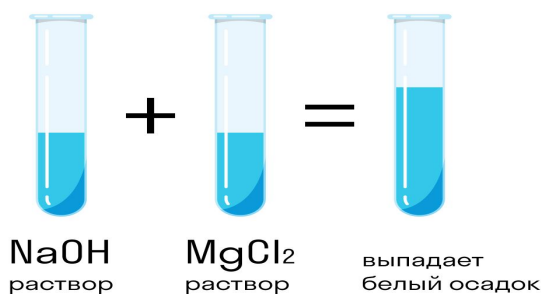
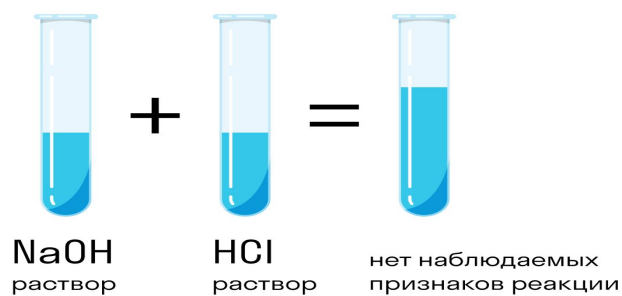
7.1 Обнаружение неорганических катионов и анионов

Качественные реакции - реакции, позволяющие доказать наличие того или иного вещества (иона) в среде или присутствие функциональной группы в веществе.

С точки зрения наблюдаемых эффектов все реакции обнаружения можно разделить на несколько групп:

- образование характерных осадков,
- растворение вещества,
- появление (изменение) окраски,
- выделение газов,
- изменение запаха,

➤ окрашивание пламени.



Качественная реакция
сопровождается
внешним эффектом

Рисунок 7.1

Основные качественные реакции на катионы и анионы представлены в таблице 7.1 и 7.2

Таблица 7.1 - Качественные реакции на катионы

ион	Реактив	Признак реакции
Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	Выпадение белого осадка, не растворимого в кислотах: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$
Cu ²⁺	1) OH ⁻ 2) S ²⁻	1) Выпадение осадка голубого цвета: $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$ 2) Выпадение осадка черного цвета: $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS \downarrow$
Pb ²⁺	S ²⁻	Выпадение осадка черного цвета: $Pb^{2+} + S^{2-} = PbS \downarrow$
Ag ⁺	Cl ⁻	Выпадение белого осадка, не растворимого в HNO ₃ , но растворимого в аммиаке NH ₃ ·H ₂ O: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow$
Fe ²⁺	1) OH ⁻ 2) Гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль)	1) Выпадение белого осадка, зеленеющего на воздухе: $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$ 2) Выпадение синего осадка (турнбулева синь): $K^+ + Fe^{2+} + [Fe(CN)_6]^{3-} = KFe[Fe(CN)_6]4 \downarrow$

	K ₃ [Fe(CN) ₆]	
Fe ³⁺	1) OH ⁻ 2) Гексацианоферрат (II) калия (желтая кровавая соль) K ₄ [Fe(CN) ₆] 3) Роданид-ион SCN ⁻	1) Выпадение белого осадка, зеленеющего на воздухе: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ 2) Выпадение синего осадка (берлинская лазурь): $\text{K}^+ + \text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow$ 3) Появление интенсивно-красного (кроваво-красного) окрашивания: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- = \text{Fe}(\text{SCN})_3$
Al ³⁺	Щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение белого осадка гидроксида алюминия при приливании небольшого количества щелочи: $\text{OH}^- + \text{Al}^{3+} = \text{Al}(\text{OH})_3$ и его растворение при дальнейшем приливании: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
NH ₄ ⁺	OH ⁻ , нагрев	Выделение газа с резким запахом: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ Посинение влажной лакмусовой бумажки
H ⁺ (кислая среда)	Индикаторы: – лакмус – метиловый оранжевый	Красное окрашивание

Таблица 7.2 - Качественные реакции на анионы

Анион	Воздействие или реактив	Признак реакции. Уравнение реакции
SO ₄ ²⁻	Ba ²⁺	Выпадение белого осадка, не растворимого в кислотах: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$
NO ₃ ⁻	1) Добавить H ₂ SO ₄ (конц.) и Cu, нагреть 2) Смесь H ₂ SO ₄ + FeSO ₄	1) Образование раствора синего цвета, содержащего ионы Cu ²⁺ , выделение газа бурого цвета (NO ₂) 2) Возникновение окраски сульфата нитрозо-железа (II) [Fe(H ₂ O) ₅ NO] ²⁺ . Окраска от фиолетовой до коричневой (реакция «бурого кольца»)
PO ₄ ³⁻	Ag ⁺	Выпадение светло-желтого осадка в нейтральной среде: $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$
CrO ₄ ²⁻	Ba ²⁺	Выпадение желтого осадка, не растворимого в уксусной кислоте, но растворимого в HCl: $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4\downarrow$
S ²⁻	Pb ²⁺	Выпадение черного осадка: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$
CO ₃ ²⁻	1) Ca ²⁺	1) Выпадение белого осадка, растворимого в кислотах: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$

	2) H ⁺	2) Выделение бесцветного газа («вскипание»), вызывающее помутнение известковой воды: $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
CO ₂	Известковая вода Ca(OH) ₂	Выпадение белого осадка и его растворение при дальнейшем пропускании CO ₂ : $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(HCO}_3)_2$
SO ₃ ²⁻	H ⁺	Выделение газа SO ₂ с характерным резким запахом (SO ₂): $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$
F ⁻	Ca ²⁺	Выпадение белого осадка: $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- = \text{CaF}_2\downarrow$
Cl ⁻	Ag ⁺	Выпадение белого творожистого осадка, не растворимого в HNO ₃ , но растворимого в NH ₃ ·H ₂ O(конц.): $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$ $\text{AgCl} + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$
Br ⁻	Ag ⁺	Выпадение светло-желтого осадка, не растворимого в HNO ₃ : $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}\downarrow$ (осадок темнеет на свету)
I ⁻	Ag ⁺	Выпадение желтого осадка, не растворимого в HNO ₃ и NH ₃ ·H ₂ O(конц.): $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}\downarrow$ (осадок темнеет на свету)
ОН ⁻ (щелочная среда)	Индикаторы: — лакмус — фенолфталеин	— синее окрашивание — малиновое окрашивание

Определить наличие катионов можно как с помощью химических реакций, так по окраски пламени. Катионы некоторых металлов при внесении их солей в пламя окрашивают пламя в определенный цвет. Качественные реакции на катионы щелочных металлов возможно провести только с сухими солями, т.к. практически все соли щелочных металлов растворимы. Обнаружить их можно при внесении небольшого количества соли в пламя горелки. Тот или иной катион окрашивает пламя в определенный цвет. Катионы щелочноземельных металлов можно обнаружить как в растворе, так и по окраске пламени.

Качественные реакции щелочных и щелочноземельных металлов по окраске пламени

Все соединения щелочных металлов определяются по цвету пламени

Катион	Реактив	Характерные признаки
Li^+	Пламя	Красно-малиновое окрашивание
Na^+	Пламя	Желтое окрашивание
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Rb^+	Пламя	Буро-красное окрашивание
Cs^+	Пламя	Голубое окрашивание
Ca^{2+}	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
Sr^{2+}	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Ba^{2+}	Пламя	Желто-зеленое окрашивание

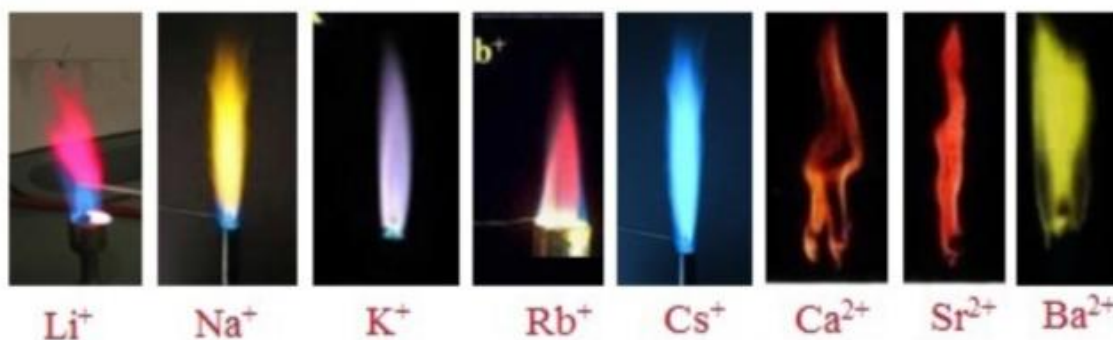


Рисунок 7.2 - Качественные реакции на катионы щелочных и щелочно-земельных металлов

7.2 Обнаружение органических веществ отдельных классов с использованием качественных реакций

Значительное отличие строения и свойств органических соединений от неорганических, однотипность свойств веществ одного класса, сложный состав и строение многих органических материалов обуславливают особенности качественного анализа органических соединений. В аналитической химии органических соединений основными являются задачи отнесения анализируемых веществ к определенному классу органических соединений, разделения смесей и идентификации выделенных веществ.

Основные качественные реакции для органических соединений

соединения с кратными связями — бромная вода или раствор перманганата калия в кислой среде. При этом происходит обесцвечивание раствора;

одноатомные первичные и вторичные спирты — CuO . Оксид становится красным из-за выделения меди. Спирты переходят в альдегиды или кетоны, появляется фруктовый запах;

многоатомные спирты — $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Осадок растворяется, окраска раствора меняется на ярко-синюю;

фенол — бромная вода (выпадает белый осадок) или FeCl_3 (раствор становится фиолетовым);

фенол, спирты и карбоновые кислоты — металлический натрий. Он растворяется, выделяется газ;

бензол — смесь концентрированных азотной и серной кислот. Образуется желтая жидкость, появляется запах миндаля;

гомологи бензола — перманганат калия. Раствор обесцвечивается. Если среда водная, то выпадает бурый осадок;

альдегиды — $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (выпадает оранжево-красный осадок) или $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (на стенках и дне пробирки выделяется серебро, это так называемая реакция «серебряного зеркала»);

низшие карбоновые кислоты — спирт в кислой среде (появляется приятный цветочный запах) или карбонаты (выделяется углекислый газ);

муравьиная кислота — $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$. Из-за того, что муравьиной кислоте есть альдегидная группа, идет реакция серебряного зеркала;

соли высших карбоновых кислот — в кислой среде, а также при добавлении солей кальция и магния выпадает белый осадок;

амины — азотистая кислота. Если амин первичный, выделяется азот. Если вторичный, образуются нитроамины с характерным запахом;

крахмал — водный раствор йода. Раствор становится темно-фиолетовым;

глюкоза — качественные реакции альдегидов (оранжево-красный осадок с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и «серебряное зеркало» с $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$), а также качественные реакции многоатомных спиртов (появление ярко-синей окраски с $\text{Cu}(\text{OH})_2$);

анилин — бромная вода. Выпадает белый осадок;

белок — азотная кислота (выпадает желтый осадок), $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (раствор становится сине-фиолетовым) и соли свинца в избытке щелочи (если в белке есть сера, выпадает черный осадок);

соединения, содержащие тройную связь на конце молекулы — $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (выпадает серо-белый осадок) и $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ (выпадает красный осадок).

Денатурация белков при нагревании, цветные реакции белков

Денатурация белков - процесс разрушения их пространственной структуры. Денатурация белков происходит при нагревании, под действие м радиоактивного

излучения, а также в реакциях с некоторыми химическими веществами. При денатурации свойства белков изменяются, теряется их биологическая активность.

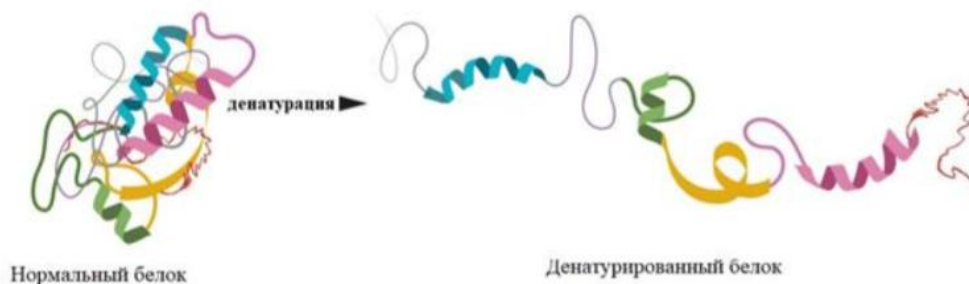


Рисунок 7.3 - Денатурация белка

Присутствие белка в растворе можно определить по качественным реакциям, в результате которых образуются окрашенные продукты.

Если к раствору белка добавить раствор щелочи и несколько капель гидроксида меди (II), то появляется красно-фиолетовое окрашивание. Эта реакция называется биуретовой.

Другая реакция на белки - ксантопротеиновая. К раствору белка при нагревании добавляют концентрированную азотную кислоту. Образуется желтый осадок. Если после охлаждения в пробирку прилить раствор щелочи или концентрированный раствор аммиака, то появится оранжевое окрашивание.

Вопросы для самоконтроля:

Что такое качественные реакции?

Перечислите основные качественные реакции на анионы

Какие качественные реакции на катионы Вам известны?

Качественные реакции на кратные связи

Назовите основные качественные реакции на органические соединения

Что такое денатурация белка?

Охарактеризуйте цветные реакции белков

Рекомендуемая литература: 2,7

8 ИССЛЕДОВАНИЕ И ХИМИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ ОБЪЕКТОВ БИОСФЕРЫ

8.1 Химический анализ проб воды

Химический анализ воды позволяет определить, насколько ее состав соответствует стандартам, нужна ли дополнительная очистка и какие методы для этого использовать.

В воде отлично растворяются разные химические элементы, поэтому найти идеально чистую воду невозможно. Но принципиально важно, какие именно вещества входят в состав и в каком количестве. Исследования показывают, что вода из большинства природных источников непригодна для использования без предварительной

очистки. Исходя из содержания химических веществ, бактериальной обсемененности и физических свойств подбирают оптимальный метод очистки. Для питьевой воды имеют значение и такие свойства, как вкус, запах, цвет. Эти параметры не должны быть сильно выражены и привлекать внимание. Если вода мутная, имеет неприятный привкус или сильный запах, нужно обязательно отнести ее на анализ. Этим занимается санэпидслужба и лаборатории, имеющие аккредитацию.

После анализа фактические параметры сравниваются с нормативами, указанными в санитарных нормах, специалист делает заключение о возможности употребления воды. При выявлении превышения уровня содержания тех или иных веществ нужна дополнительная очистка.

Основные параметры качества воды

Цветность воды можно определить визуально. В норме жидкость не должна иметь никакого оттенка. Появление оттенка может свидетельствовать о превышении содержания гуминовых соединений, железа и других веществ.

Визуально определяется и мутность. Непрозрачность или наличие осадка говорят о высоком содержании сторонних примесей.

Чистая вода не имеет запаха. Но он появляется при загрязнении химическими соединениями. При повышенной концентрации сероводорода появляется гнилостный запах.

В жесткой воде отмечается повышенное содержание солей магния и кальция. Их мы часто видим в виде накипи на посуде или спирали электрочайника. Регулярное употребление слишком жесткой воды приводит к серьезным заболеваниям сердечно-сосудистой системы.

Водородный показатель, или pH, нормируется в узких пределах. Для питьевой воды оптимальным является значение от 6 до 9.

Крайне важным является анализ на нитраты. Соли азотной кислоты опасны для здоровья, поэтому их не должно быть в питьевой воде. Обычно эти соединения попадают в питьевую воду с полей, которые удобряются нитратами.

Косвенным показателем присутствия в воде большого количества микроорганизмов служит повышенное количество нитритов. Употребление такой жидкости опасно с эпидемиологической точки зрения.

Одним из крайне важных химических элементов является фтор, как недостаток, так и избыток этого вещества приводит к проблемам со здоровьем. Недостаток фтора отрицательно сказывается на состоянии зубов, а его избыток вызывает флюороз, при котором нарушается структура зубной эмали. Это заболевание является эндемическим и регистрируется в регионах, где количество фтора в питьевой воде превышает установленные нормативы.

Хлориды делают вкус жидкости неприятным. Если он выражен, употреблять ее нельзя. Это опасно для пищеварительной системы, приводит к существенным нарушениям обмена веществ.

Еще один токсичный элемент — аммиак. О его присутствии говорит повышенное содержание ионов аммония.

Определение содержания органических веществ не менее важно, чем неорганики. Повышение этого показателя приводит к нарушению репродуктивной функции, заболеваниям печени. Чтобы узнать, соответствует ли содержание органики норме, нужно определить перманганатную окисляемость.

Также во время анализа определяют количество железа, сульфатов, магния, марганца. Каждый показатель крайне важен, поэтому оценка качества воды должна быть комплексной.

Методы химического анализа воды

Анализ органолептических характеристик основан на информации, которую мы получаем от органов чувств. Визуально можно сравнить цвет воды с белым листом бумаги, определить, прозрачна ли жидкость, есть ли осадок и взвешенные частицы. Также можно оценить запах и вкус. Эти параметры способен оценить каждый. Если вода мутная, с неприятным запахом, соленая, горькая, она не подходит для питья.

Для определения количества твердых веществ используется гравиметрия. К методам количественного анализа также относятся турбидиметрия, нефлометрия. Эти способы исследования основаны на проходимости пучка света через толщу воды.

К методам, позволяющим анализировать содержание нескольких веществ, относятся хроматография, капиллярный электрофорез.

Содержание отдельных элементов можно установить методом титрования. По количеству реактива, затраченного на нейтрализацию вещества, определяется количество этого элемента.

Содержание тяжелых металлов, аммония можно определить с помощью спектрофотометрии, а показатель pH и уровень фторидов оцениваются методом потенциометрии.

Современные химические лаборатории воды располагают высокоточным оборудованием, используют различные методы для оценки качества воды. Это позволяет получить достоверный результат.

Этапы проведения анализа воды

Точность результата зависит от правильного отбора проб. Эта процедура выполняется в соответствии с требованиями ГОСТ. Посуда для отбора должна быть идеально чистой. Допускается применение емкостей из стекла, пластика. Пробы могут храниться только в холодильнике не более 6 часов.

Анализ качества питьевой воды могут проводить только аккредитованные лаборатории. При обращении в другие учреждения результат не может считаться достоверным и официальным. Процедура занимает до 5 дней.

После исследования оформляется протокол, в котором фиксируются полученные результаты, оценивается их соответствие ГОСТ. Документ оформляется по единому образцу.

Химический анализ воды крайне важен. Без определения состава жидкости нельзя быть уверенными, что она безопасна и может использоваться для питья. На основании лабораторных исследований подбирается метод очистки, позволяющий привести все показатели к норме.

8.2 Химический контроль качества продуктов питания

Часто в пищу добавляют консерванты, эмульгаторы, антиоксиданты и стабилизаторы.

Это делается в следующих целях:

Обеспечить ее более легкое переваривание

Увеличить срок хранения и уменьшить порчу

Предотвратить загрязнение микроорганизмами и, тем самым, предотвратить болезни, распространяющиеся через пищеварительный тракт.

Улучшить вкус, придать цвет или усилить запах, делая пищу более аппетитной.

В промышленно приготовленных пищевых продуктах добавки используются в количестве, безопасность которого была доказана лабораторными испытаниями. Однако часто бывает сложно сопоставить пользу добавок с рисками. Например, нитрит, который используется в мясных консервах, не только улучшает запах, но и подавляет рост бактерий, вызывающих ботулизм. Однако нитрит превращается в нитрозамины, которые могут вызвать рак у животных. С другой стороны, количество нитрита, добавленное в мясные консервы, является незначительным по сравнению с количеством нитратов, которые естественным образом содержатся в пище и которые превращаются в нитрит слюнными железами.

В редких случаях некоторые добавки (например, сульфиты) могут вызывать аллергические реакции. Сульфиты, которые в природных условиях содержатся в винах, добавляются в такие продукты, как сухофрукты и сушеный картофель, в качестве консерванта.

Загрязняющие примеси

Продукты могут быть загрязнены, потому что воздух, вода и почва загрязнены, например, тяжелыми металлами (такими как свинец, кадмий и ртуть) или ПХБ (полихлорированными бифенилами). ПХБ раньше использовались как хладагент и во многих других продуктах, и сейчас они присутствуют в воздухе, почве и воде во многих местах.

Пищевые продукты могут быть загрязнены пестицидами, упаковочными материалами или во время приготовления или обработки. Кроме того, так называемые химические вещества, разрушающие эндокринную систему, в окружающей среде (например, некоторые инсектициды, продукты нефтехимической промышленности и промышленные растворители) могут влиять на эндокринную систему организма и изменять уровень гормонов, вызывая изменения половых органов, иммунной функции, функций нервной системы, рост и развитие, а также некоторые виды онкологических заболеваний. Кроме этого, они могут способствовать ожирению.

Пищевые продукты также могут быть загрязнены лекарственными препаратами (такими как антибиотики и гормоны роста), которые дают животным.

Иногда в пищевых продуктах допускается присутствие загрязняющих примесей в ограниченных количествах, потому что загрязняющие примеси невозможно полностью вывести, не повредив продукты.

К распространенным загрязняющим примесям относятся:

Пестициды

Тяжелые металлы

Нитраты (в зеленых листовых овощах)

Афлатоксины, вырабатываемые плесневыми грибами (в орехах и молоке)

Гормоны роста (в молочных продуктах и мясе)

Уровни их содержания, не вызывающие заболеваний или других проблем у людей, считаются безопасными. Однако очень трудно установить, вызвало ли проблему малое количество загрязняющей примеси. Поэтому безопасный уровень часто определяется по общему соглашению, а не по объективным данным. Неясно, может ли вызвать проблемы употребление небольшого количества загрязняющих примесей в течение длительного времени.

Вопросы для самоконтроля:

1. Пречислите органолептические свойства воды?
2. Что такое кислотность воды?
3. Какие соли вызывают жесткость воды?
4. Способы устранения жесткости
5. Какие вещества загрязняют продукты питания?

Рекомендуемая литература: 8

9 ПРОФЕССИОНАЛЬНО-ОРИЕНТИРОВАННОЕ СОДЕРЖАНИЕ

9.1 Химия в быту и производственной деятельности человека

Химия прочно вошла в повседневную жизнь ещё со времён Древнего Египта. В таблице 9.1 наглядно показана огромная роль химии в жизни человека.

Таблица 9.1 - Химия в жизни человека

Отрасль	Описание	Примеры продукции
Фармацевтика	Все лекарства содержат химические вещества, благотворно воздействующие на организм человека	Аспирин, нашатырный спирт, раствор йода
Косметология	Очищающие средства содержат глицерин, щёлочь, ферменты, эфирные масла. В аэрозолях используются сжиженные газы. Песок и сода являются главными компонентами зубных паст. Из воска изготавливается губная помада. В краску для волос добавляют металлы, водород	Зубная паста, крем, шампунь, лаки для волос и ногтей
Бытовая химия	Сульфаты, ПАВ (поверхностно-активные вещества), щёлочь, ферменты, глицерин используются для производства стиральных порошков, мыла, средств для мытья посуды и т.д.	Мыло, чистящие и стиральные порошки, гели

Энергетика	Главным источником топлива являются полезные ископаемые. При переработке нефти, газа, каменного угля выделяются различные фракции веществ, большая часть из которых используется для производства бензина, керосина, дизеля	Метан, пропан, бензин, керосин, уголь
Производство	Из нефтепродуктов, металлов и неметаллов изготавливают различные предметы быта и материалы. Сплавы металлов используются для изготовления корпусов машин, металлических деталей, инструментов. Металлическое напыление предохраняет предметы от повреждений. Органические соединения используются для изготовления пластмасс, резины, нитей, растворителей и т.д.	Бронза, чугун, сталь, пластмассы, каучуки, синтетическая ткань, клей, лаки, краски
Пищевая промышленность	Еда включает химические соединения растительного и животного происхождения. Для улучшения вкуса, продления срока хранения, поддержания цвета используются химические консерванты, стабилизаторы, красители	Уксус, пищевая сода, пищевые добавки, консерванты, лимонная кислота, сложные эфиры (ароматизаторы)

Приложение А
Таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде

ШКАЛА ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ (ПО ПОЛИНГУ)

Cs	K	Na	Ca	Mg	Al	B	P	H	C	S	I	Br	Cl	N	O	F
0,8	0,8	0,9	1,0	1,2	1,6	2,0	2,1	2,1	2,5	2,5	2,6	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

ИОНЫ	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Fe ³⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		P	P	P	—	P	M	M	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	P
F ⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	M	P	P	M	P	—	M	M	H	M	M
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	H	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	—	H	H	P	—	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	—	—	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	H	M	H	—	H	—	—	—	M	—	—	—
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	—	—	H	—	—	H	H	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	H	—	P	P	H	H	H	H	H	H	H	—	H	—	—	—	H	—	—	—
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li	Rb	K	Cs	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	(H)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ УМЕНЬШАЕТСЯ																									