

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Красноярский государственный медицинский
университет имени профессора В.Ф. Войно-Ясенецкого»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Фармацевтический колледж

Химия

курс лекций для обучающихся
на базе основного общего образования

Красноярск
2017

УДК 54(042.4)

ББК 24

X 46

Химия : курс лекций для обучающихся на базе основного общего образования / сост. Н. В. Агафонова ; Фармацевтический колледж. – Красноярск : тип. КрасГМУ, 2017. – 189 с.

Составители: Агафонова Н. В.

Курс лекций предназначен для обучающихся с целью организации самостоятельной работы по овладению теоретическим материалом. Курс лекций составлен в соответствии с ФГОС СОО (2012 г.), рабочей программой дисциплины (2015 г.) и СТО СМК 4.2.01-11. Выпуск 3.

Рекомендован к изданию по решению методического совета Фармацевтического колледжа (протокол № __ от _____ г.)

© ФГБОУ ВО КрасГМУ
им. проф. В.Ф.Войно-Ясенецкого
Минздрава России, Фармацев-
тический колледж, 2017

СОДЕРЖАНИЕ

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА.....	4
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	5
1. Теория строения органических соединений Бутлерова.....	5
2. Электронная природа химической связи в органических соединениях.....	10
3. Классификация и номенклатура органических соединений.....	17
4. Алканы.....	21
5. Алкены.....	29
6. Алкины.....	34
7. Ароматические углеводороды.....	39
8. Спирты и фенолы.....	47
9. Альдегиды и кетоны.....	62
10. Карбоновые кислоты.....	70
11. Сложные эфиры. Жиры.....	76
12. Углеводы.....	83
13. Амины. Аминокислоты.....	92
14. Белки.....	105
15. Биологически активные органические соединения.....	110
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	117
1-2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома. Электронное строение атома.....	117
3. Химическая связь. Типы химических связей.....	126
4. Классификация веществ.....	134
5. Классификация химических реакций.....	146
6. Окислительно-восстановительные реакции.....	153
7. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.....	160
8. Теория электролитической диссоциации. Водородный показатель.....	166
9. Металлы.....	173
10. Неметаллы.....	179
УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ.....	188

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Курс лекций по дисциплине «Химия» предназначен для студентов, обучающихся на базе основного общего образования. Курс лекций содержит теоретический материал по дисциплине и рассчитан для организации самостоятельной работы обучающихся по овладению теоретическим материалом. Целью курса химии является овладение студентами системой химических знаний, формирование у обучающихся умений самостоятельно работать с учебным текстом, анализировать, обобщать информацию. В лекционном материале отражены основные теоретические аспекты органической и неорганической химии. Содержание и объем лекционного материала соответствует требованиям к результатам освоения учебной дисциплины на основании ФГОС СОО (2012 г.), рабочей программой дисциплины (2015 г.) и СТО СМК 4.2.01-11. Выпуск 3.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лекция № 1

ТЕМА: «ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ БУТЛЕРОВА»

План:

1. Предмет органической химии.
2. Предпосылки создания теории органических веществ.
3. Теория строения органических соединений.
4. Значение теории.

1. ПРЕДМЕТ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

С давних времен химики разделяли все вещества на две группы:

- соединения, полученные из минералов – **минеральные (неорганические)**, т.е. вещества не живой природы (песок, глина, металлы и д.р.);
- соединения полученные из живых организмов и содержащие углерод, называли – **органические** (сахар, жиры, масла, красители и т.д.)

Поэтому изначально «органической химией» называлась химия веществ, полученных из организмов растений и животных. (Йёнс Якоб Берцелиус). Именно Берцелиус ввел понятия органические вещества и органическая химия.

В 19 в. было установлено, что основой растительных и животных организмов являются углеродосодержащие вещества. Но не совсем правильно называть органическую химию – химией соединений углерода, т.к. некоторые соединения углерода изучаются в неорганической химии. *Какие?* (оксиды CO, CO₂, угольная кислота и ее соли – карбонаты, гидрокарбонаты).

Существует более точное определение **органической химии** – это **химия углеводородов и их производных.**

Углеводороды (УВ) – это простейшие органические вещества, молекулы которых состоят из атомов только двух элементов: углерода и водорода.

Простейший углеводород – это метан (CH₄).

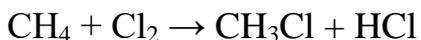
В нем атом углерода соединен с четырьмя атомами водорода

Следующий за ним по сложности это этан (C₂H₆). В нем два атома углерода соединены друг с другом, а также каждый из них соединен с атомами водорода.

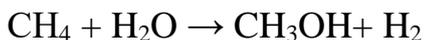
Как уже было сказано органическая химия – это химия углеводородов и их производных. *Что же такое производные углеводородов?*

Производные углеводородов – это продукты замещения атомов «Н» в молекулах УВ на другие атомы или группы атомов.

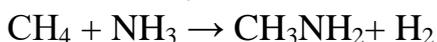
Например, в молекуле метана можно химическими способами заместить один атом водорода на другой атом. При замещении атома водорода на атом хлора получается молекула хлорметана:



Кроме того, этот же атом водорода может быть замещен, например, на группу состоящую из двух атомов – кислорода и водорода. При замещении атома водорода на эту группу из метана образуется метиловый спирт или метанол:



Можно провести другое замещение и получить другое органическое вещество типичное для мира органической химии, а именно при замещении атома водорода в метане на группу, состоящую из атома азота и двух атомов водорода мы получаем метиламин (CH_3NH_2):



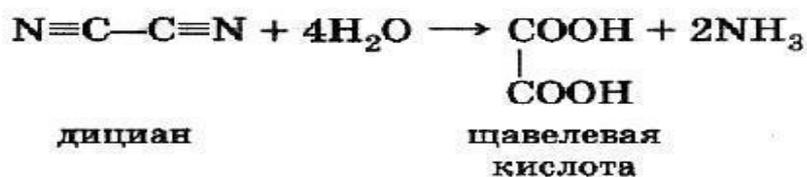
Таким образом в состав органических соединений кроме атомов углерода и водорода могут входить другие атомы прежде всего: кислород, азот, сера, фосфор, хлор и т.д.

Обобщенно можно сказать, что наука изучающая строение, свойства и превращения органических веществ называется органическая химия.

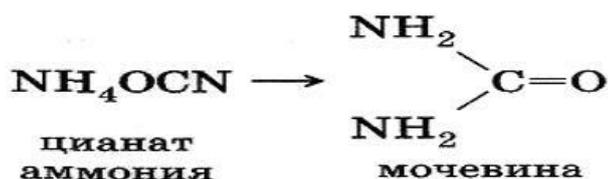
2. ПРЕДПОСЫЛКИ СОЗДАНИЯ ТЕОРИИ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

До начала 19 в. попытки синтезировать органические в-ва были безуспешными, считалось что они образуются только в живой природе при участии особой «жизненной силы». Развилось учение о «жизненной силе», или витализм.

Однако, Немецкий ученый Ф. Вёлер в 1824 г. осуществил первый синтез органических веществ – получил щавелевую кислоту путем взаимодействия двух неорганических веществ – дициана и воды:



А в 1828 г. Вёлер, нагревая водный раствор неорганического вещества цианата аммония, получил мочевины – продукт жизнедеятельности живых организмов



Изумлённый таким результатом, Вёлер написал Берцелиусу (создателю виталистической теории): «Должен сказать вам, что я умею приготовить мочевины, не нуждаясь не в почке, ни в живом организме вообще»

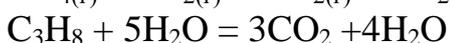
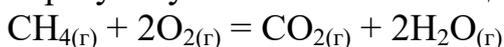
1850г – Бертло синтезирует жиры – вещества, играющие важную роль в организме.

1861г. – Бутлеров синтезировал один из углеводов.

С этого момента и в дальнейшем с накоплением научных знаний начался постепенный закат теории витализма и переход ученых на более материалистические позиции.

Органическая химия является самостоятельной наукой, что обусловлено отличиями органических соединений от неорганических:

1. Неорганических веществ насчитывается немногим более 100 тысяч, тогда как органических – почти 18млн. (1880 г. – 12000, 2000 г. – 18 мил.)
2. атомы углерода способны соединяться друг с другом, образуя цепи и кольца, что не так типично для неорганических соединений. Это одна из причин многообразия органических соединений;
3. В состав всех органических веществ входят углерод и водород, поэтому большинство из них горючи и при горении обязательно образуют углекислый газ и воду.



4. Органические вещества построены более сложно, чем неорганические, и многие из них имеют огромную молекулярную массу: белки, жиры, углеводы.
5. Органические вещества можно расположить в ряд сходных по составу, строению и свойствам – гомологов.

Гомологическим рядом называется ряд веществ, расположенных в порядке возрастания их относительных молекулярных масс, сходных по строению и химическими свойствами, где каждый член отличается от предыдущего на гомологическую разность CH_2

Простейший пример гомологического ряда – низшие гомологи алканов (общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$): метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 и т. д.

б. Для органических веществ характерной является изомерия, очень редко встречающаяся среди неорганических веществ.

*Изомерия – это явление существования разных веществ –**изомеров** с одинаковым качественным и количественным составом, т.е. одинаковой молекулярной формулой, но различающихся по строению или расположению атомов в пространстве и вследствие этого по физическим и химическим свойствам.*

7. Величайшим обобщением знаний о неорганических веществах является Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Для органических веществ аналогом такого

обобщения служит **теория строения органических соединений А.М. Бутлерова (1858 – 1861).**

Русский химик Александр Михайлович Бутлеров родился в Чистополе Казанской губернии в семье офицера в отставке. Рано лишившись матери, Бутлеров воспитывался в одном из частных пансионатов в Казани, затем учился в Казанской гимназии. В шестнадцатилетнем возрасте он поступил на физико-математическое отделение Казанского университета, который в то время был центром естественнонаучных исследований в России. В первые годы студенчества Бутлеров увлекался ботаникой и зоологией, но затем под влиянием лекций К. К. Клауса и Н. Н. Зинина заинтересовался химией и решил посвятить себя этой науке.

В лаборатории Ш. А. Вюрца Бутлеров начал цикл экспериментальных исследований, послуживший основой теории химического строения. Её главные положения он сформулировал в докладе «О химическом строении вещества», прочитанном на Съезде немецких естествоиспытателей и врачей в Шпейере.

Кроме химии, Бутлеров много внимания уделял практическим вопросам сельского хозяйства, садоводству, пчеловодству, а позднее также и разведению чая на Кавказе. Умер Бутлеров в дер. Бутлеровка Казанской губернии, не дожив до окончательного признания своей теории. Два наиболее значительных русских химика – Д. И. Менделеев и Н. А. Меншуткин – лишь спустя десять лет после смерти Бутлерова признали справедливость теории химического строения.

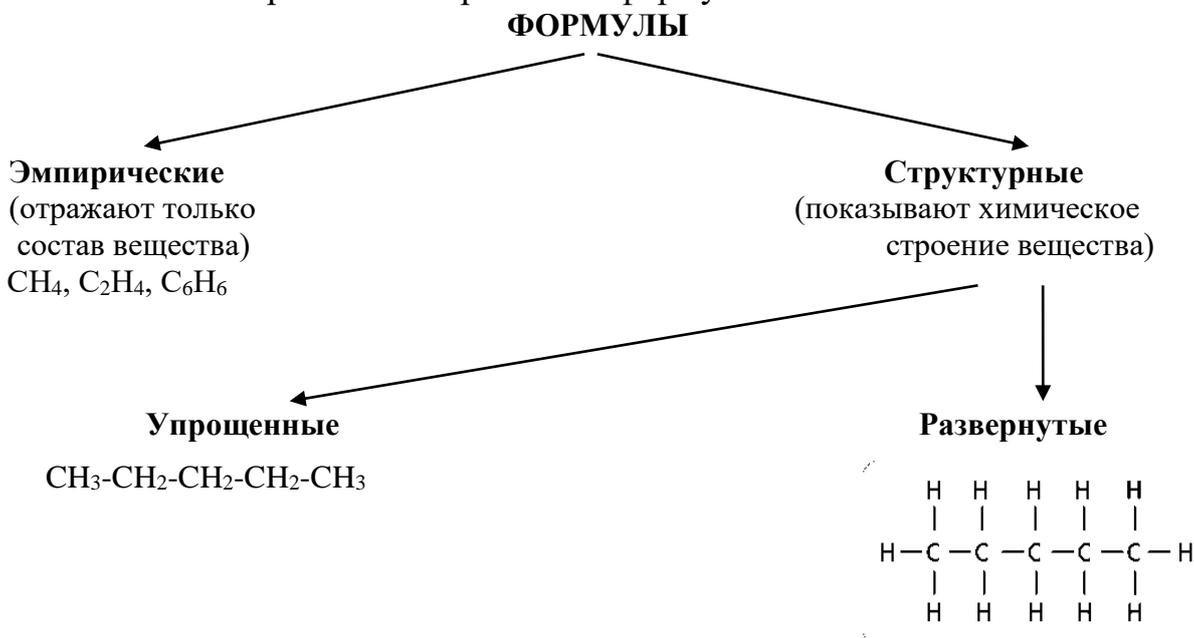
3. ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова, сформулированная ученым в 1861г., включает в себя следующие положения:

1 Атомы расположены в молекулах не хаотично, а соединены друг с другом в определенной последовательности, в соответствии с их валентностью.

Последовательность соединения атомов в молекуле называется **химическим строением (структурой).**

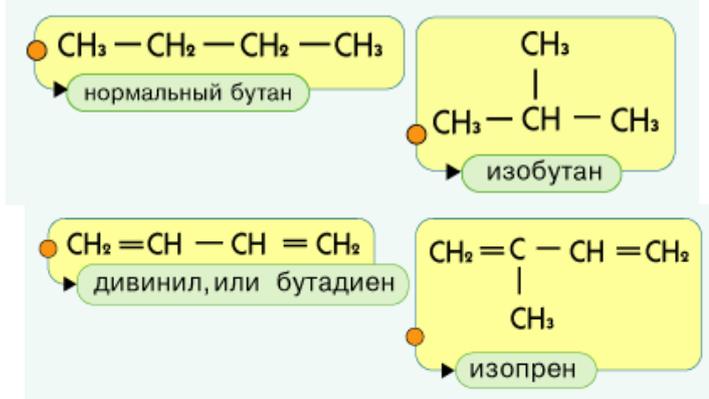
Химическое строение отображается формулой.



Углерод в органических соединениях всегда 4х валентен, а его атомы способны соединяться друг с другом, образуя цепи (*углеродный скелет*) различной длины и строения.

Все органические соединения делят на два класса: ациклические и циклические.

Молекулы ациклических соединений состоят из незамкнутых углеродных цепей – прямых или разветвленных:



Циклические соединения – это соединения, молекулы которых состоят из замкнутых в кольцо углеродных цепей:



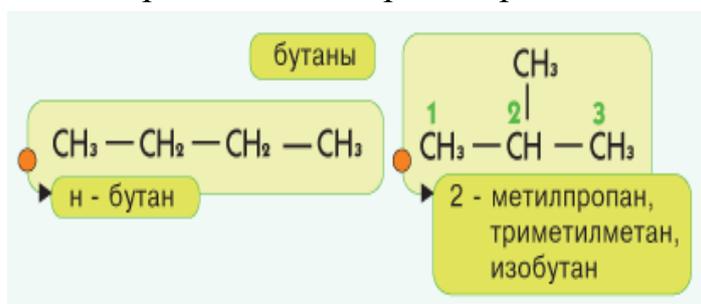
2. Химические свойства веществ зависят не только от качественного или количественного состава, но и от химического строения молекул.

Свойства вещества зависят от качественного состава: молекула метана CH_4 состоит из атомов углерода и водорода. При обычных условиях – это газ, который вступает в химическую реакцию с трудом. Молекула метилового спирта CH_3OH , помимо атомов углерода и водорода содержит атом кислорода – это уже жидкость, которая реагирует с различными веществами.

Отличаются по свойствам вещества, имеющие одинаковый качественный состав, но разный количественный.

CH_4 – метан – реагирует с хлором только на свету и при нагревании, а этилен C_2H_4 – присоединяет галогены даже в темноте.

Соединения, у которых один и тот же состав, но различный порядок связи атомов в молекуле, называются *изомерами*. Явление изомерии – также одна из причин многообразия органических соединений.



Например: молекулярной формуле бутана C_4H_{10} соответствует 2 соединения, одно содержит

неразветвленную цепь атомов углерода, и молекула которого имеет разветвленное строение (бутан, изобутан).

Физические свойства этих соединений отличаются: изобутан имеет более низкие температуры кипения и плавления, чем бутан.

3. По свойствам данного вещества можно определить строение его молекулы, а по строению молекулы можно предвидеть свойства.

Например, свойства неорганических веществ зависят от строения кристаллических решеток. В дальнейшем мы убедимся, что органические вещества с одинаковыми молекулярными формулами, но разным строением отличаются по физическим и химическим свойствам.

4. Атомы или группы атомов в молекулах взаимно влияют друг на друга.

4. ЗНАЧЕНИЕ ТЕОРИИ

В истории человечества известно сравнительно не много ученых, открытия которых имеют всемирное значение. В области органической химии такие заслуги принадлежат А. М. Бутлерову.

Разработанная им теория не только объяснила строение молекул всех известных органических веществ и их свойства, но и дала возможность теоретически предвидеть существование неизвестных и новых веществ, найти путь их синтеза.

Прошло более 140 лет с тех пор, как была создана теория химического строения А. М. Бутлерова, но и теперь химики всех стран используют ее в своих работах. Новейшие достижения науки пополняют эту теорию, уточняют и находят все новые подтверждения правильности ее основных идей. Так, например, современные представления о характере движения электронов в атомах раскрывают на основе этой теории сущность взаимного влияния атомов и атомных групп в химических соединениях и сущность образования и разрыва химических связей.

Контрольные вопросы:

1. Что такое органическая химия?
2. Какую валентность имеет углерод в органических соединениях?
3. Как можно объяснить многообразие органических соединений?

Лекция № 2

ТЕМА: «ЭЛЕКТРОННАЯ ПРИРОДА ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ В ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЯХ»

План:

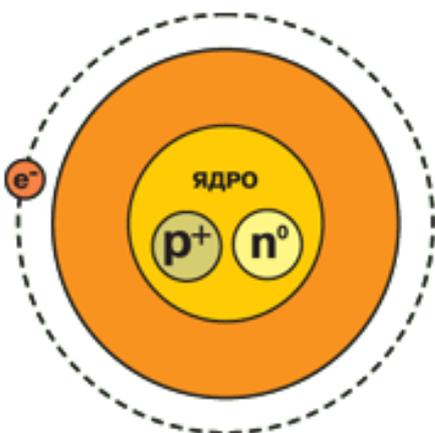
1. Строение атома.
2. Характеристика положения электрона в атоме. Электронно-графические формулы на примере атома углерода.

3. Гибридизация и ее типы.

1. СТРОЕНИЕ АТОМА

Для того, чтобы разобраться в причине многообразия органических соединений, образуемых атомом углерода необходимо рассмотреть его строение атома и характер его химических связей.

Атомы имеют сложное строение. В центре любого атома находится ядро. Ядро атома состоит из протонов и нейтронов, которые имеют общее название – нуклоны.



Протон – это частица, которая имеет положительный заряд. Заряд протона в условных единицах равен +1. Символ протона – p^+ .

Нейтрон – нейтральная частица, заряд нейтрона равен 0. Символ нейтрона – n^0 .

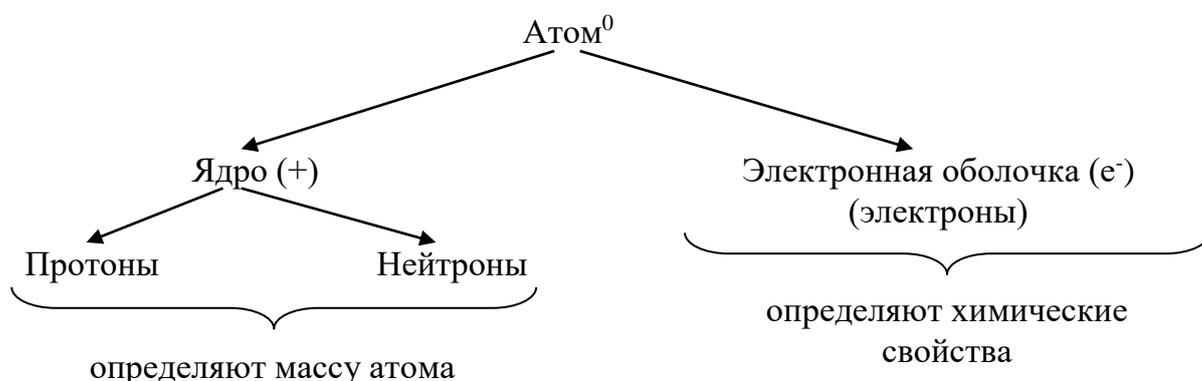
Ядра атомов имеют положительный заряд, т.к. состоят из протонов с положительным зарядом и нейтральных нейтронов.

Вокруг ядра атома движутся *электроны*, которые имеют отрицательный заряд. Заряд электрона в условных единицах равен – 1.

Символ электрона – e^- .

В 1913 году Резерфорд предположил, что атом по строению похож на строение солнечной системы. Внутри солнечной системы находится массивное ядро – солнце, в котором сосредоточена вся масса атома, а вокруг этого ядра, как и планеты, вокруг солнца вращаются электроны.

Любой атом содержит равное число протонов и электронов, поэтому сумма положительных зарядов в атоме равна сумме отрицательных. Следовательно, атомы являются электронейтральными частицами.



2. ХАРАКТЕРИСТИКА ПОЛОЖЕНИЯ ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ. ЭЛЕКТРОННО-ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ НА ПРИМЕРЕ АТОМА УГЛЕРОДА.



Атом углерода в Периодической таблице имеет порядковый номер = 6. Значит заряд ядра атома углерода +6, в ядре находится 6 протонов, а электронная оболочка содержит 6 электронов.

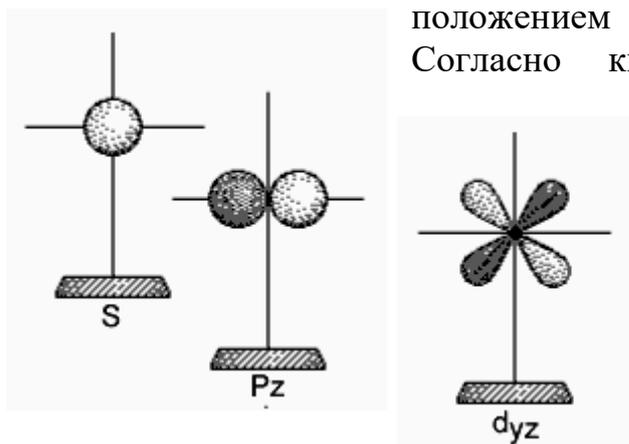
В 1927г. Немецкий физик В. Гейзенберг сформулировал *принцип неопределенности*: невозможно как-либо установить местонахождение электрона в атоме. Электрон может находиться в любой точке пространства вокруг ядра. Поэтому можно говорить о вероятности пребывания электрона в данной области пространства.

Часть атомного пространства, в которой вероятность нахождения электрона наибольшая называется **атомной орбиталью**.

Каждый электрон в атоме, образует **электронное облако**, которое образуется в результате совокупности различных положений быстро движущегося электрона.

Существует: s, p, d, f – орбитали.

Атомные орбитали отличаются энергией, размером, формой и положением в пространстве относительно ядра. Согласно квантово-механическим расчетам s-орбитали имеют форму шара, p-орбитали – форму гантели, d-орбиталь принимают форму как бы двух скрещенных гантелей, а f-орбиталь – сложные формы.



Каждая орбиталь характеризуется не только разной формой, но и удаленностью от ядра. Чем дальше электрон расположен от ядра, тем меньше его энергия взаимодействия с ядром, а электроны с близкими энергиями образуют так называемые **энергетические уровни**. Число энергетических уровней для данного элемента равно номеру периода, в котором он находится в периодической системе Д.И. Менделеева. Поэтому в атоме

различают несколько энергетических уровней, их нумеруют в порядке удаления от ядра.

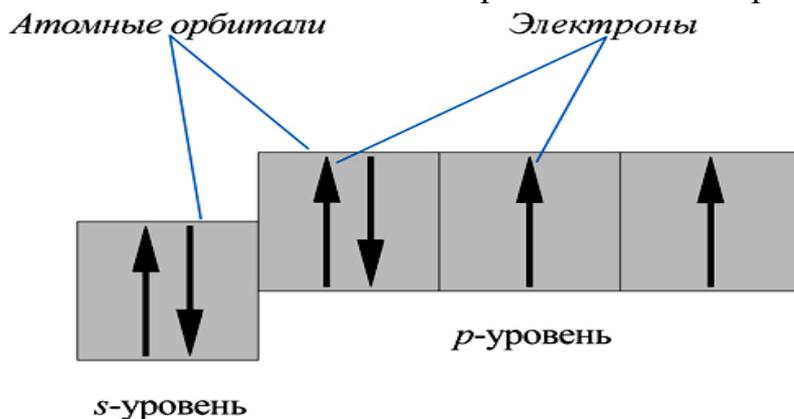
- На первом энергетическом уровне самом близком к ядру может существовать только одна сферическая s орбиталь.
- На втором энергетическом уровне существует одна s орбиталь которая по размерам больше чем орбиталь на первом энергетическом уровне и три перпендикулярные друг другу p орбитали.
- На третьем уровне будет существовать одна s орбиталь, три p орбитали и пять d орбитали.

На каждой орбитали может быть либо один, либо два электрона. Таким образом на первом энергетическом уровне может быть либо один, либо два электрона. На втором энергетическом уровне максимальное количество электронов будет равно: двум от s орбитали и еще шести от p орбитали, т.е. восьми. На третьем энергетическом уровне максимальное количество электронов будет равно: двум от s орбитали, шести от p орбитали и десяти от d, т.е. восемнадцати электронов. На четвертом энергетическом уровне максимальное количество электронов будет равно: двум от s орбитали, шести от p орбитали и десяти от d, четырнадцати от f, т.е. тридцатьдва электрона.

В зависимости от того на какой орбитали находится последний электрон выделяют: s, p, d, f элементы.

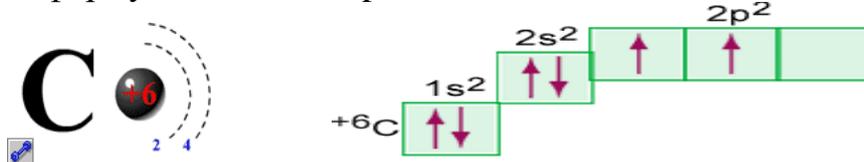
Для описания расположения электронов на атомных орбиталях используют так называемую *электронно-графическую формулу*.

Вспомним электронно-графическая формула представляет собой клетки со стрелочками. Клетка – орбиталь, стрелка – электрон, направление стрелки – направление спина, свободная клетка – свободная орбиталь, которую может занимать электрон при возбуждении. **Спин** – это свойство электрона, которое упрощенно можно представить, как вращение электрона вокруг собственной оси – по часовой и против часовой стрелки.



Составим электронно-графическую формулу для атома углерода.

И так у углерода заряд ядра +6, два энергетических уровня и электронная формула его $1s^2 2s^2 2p^2$



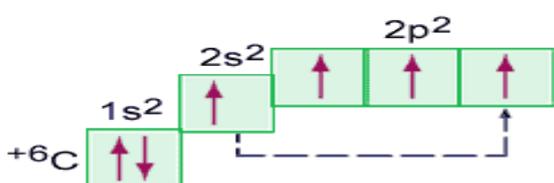
Валентность химического элемента чаще всего определяется числом неспаренных электронов, поэтому из электронно-графической формулы видно, что валентность углерода = 2.

Однако во всех органических соединениях валентность углерода всегда равна 4, т.к. происходит распаривание s электронов.

Число неспаренных электронов в атомах многих элементов при образовании химических связей может увеличиваться в результате перехода атомов из основного состояния в **возбужденное**.

Возбужденное состояние атома – это состояние с более высокой энергией, чем основное. При этом происходит разъединение спаренных электронов и переход одного из них с данного подуровня на свободную орбиталь другого подуровня.

Процесс возбуждения атома углерода



В возбужденном состоянии в атоме углерода происходит распаривание 2s электронов и переход одного из них на 2p орбиталь т.о. атом углерода становится 4х валентным.

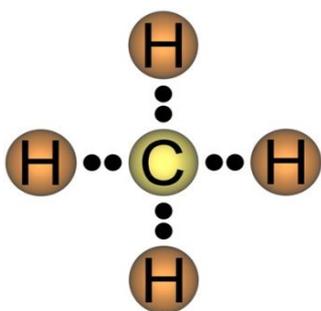
Теперь электронная формула атома углерода выглядит следующим образом: $1s^2 2s^1 2p^3$

Валентность атома углерода, равная 4, т.е. его способность образовывать 4 связи с другими атомами, определяется числом неспаренных электронов в возбужденном состоянии.

3. ГИБРИДИЗАЦИЯ И ЕЕ ТИПЫ

Для объяснения фактов, когда атом образует большее число связей, чем число неспаренных электронов в его основном состоянии, используется постулат о гибридизации близких по энергии атомных орбиталей. Гибридизация АО происходит *при образовании ковалентной связи*.

Рассмотрим образование химической связи в молекуле метана CH_4



Связь между атомами водорода и атомом углерода – ковалентная полярная.

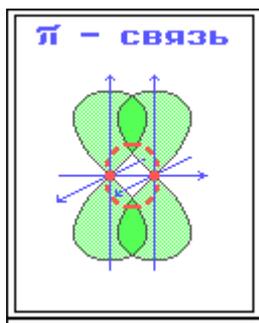
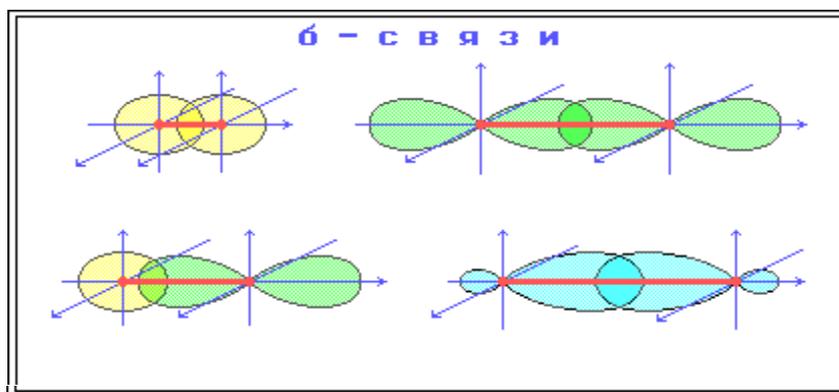
В нормальном состоянии электронная формула атома углерода: $1s^2 2s^2 2p^2$. На внешнем энергетическом уровне атома расположено 2 пары электронов. Для образования молекулы метана атом углерода переходит в возбужденное состояние: $\text{C}^* 1s^2 2s^1 2p^3$

Так как в присоединении атомов водорода участвуют 1 *s*-электрон и 3 *p*-электрона внешнего энергетического уровня атома углерода, то, следовательно, химические связи должны быть неравноценными по прочности и длине. Однако связи, которые образуют эти электроны являются равноценными. Это объясняется явлением, которое называется **гибридизацией орбиталей**.

Гибридизация (Понятие было введено ученым Лайнусом Полингом в 20-е годы XX века) – это это смешение атомных орбиталей различного типа, в результате которого образуется одинаковые по форме и энергии орбитали.

Типы гибридизации: sp^3 , sp^2 , sp .

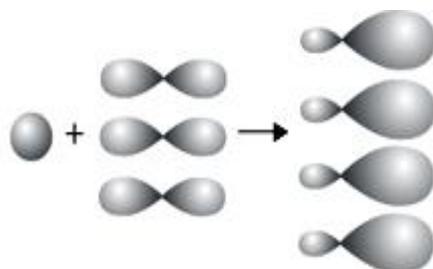
При гибридизации происходит перекрывание атомных орбиталей – образование связей – происходит поразному. Если перекрывание орбиталей осуществляется по прямой, соединяющей центры ядер атомов, то образовавшаяся связь называется σ (*сигма*) - *связью*. Такая связь образуется при перекрывании *s*- и гибридных орбиталей:



Перекрывание атомных орбиталей может происходить в плоскости, перпендикулярной σ -связи, такую связь принято называть π (*пи*) -*связью*. Она обычно образуется перекрыванием негибридных *p*-орбиталей, расположенных параллельно друг к другу:

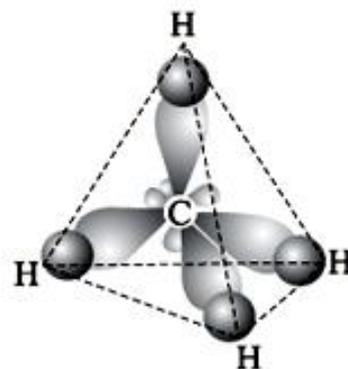
Прочность связи зависит от степени перекрывания орбиталей: чем больше их перекрывание, тем больше электронная плотность в пространстве между ядрами атомов, тем сильнее стягиваются ядра и прочнее химическая связь. Область перекрывания орбиталей значительно больше в случае σ -связи, чем π -связи.

При sp^3 гибридизации в атоме углерода гибридизации подвергаются орбитали одного *s* и трех *p* – электронов и образуются 4 одинаковые гибридные орбитали:

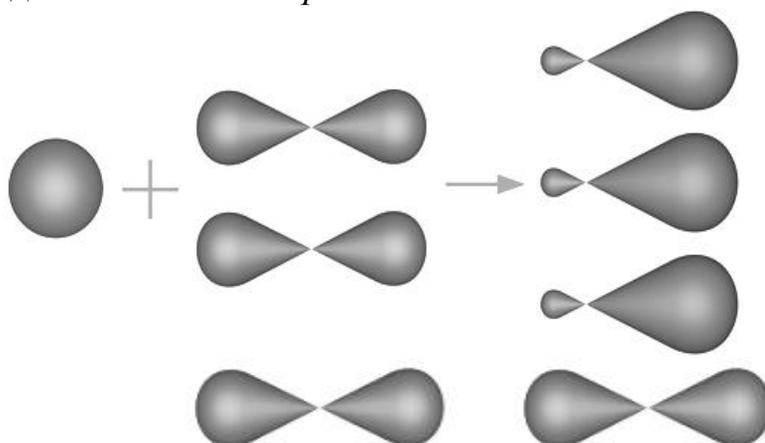


Состояние углеродного атома с sp^3 -гибридными орбиталями называют *первым валентным состоянием*.

В пространстве гибридные орбитали располагаются в виде тетраэдра как мы видим на примере молекулы метана. В вершинах тетраэдра располагаются атомы водорода. Угол между орбиталями в алканах всегда равен $109^\circ 28'$. Все связи между орбиталями атомов углерода и водорода σ сигма. Это необходимо запомнить.

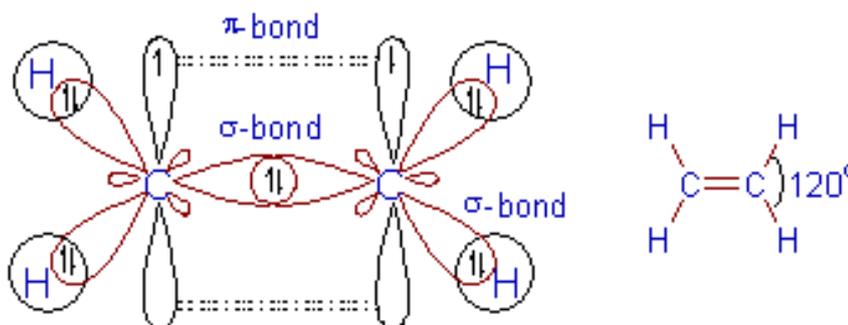


В sp^2 гибридизацию вступают только три электронные орбитали: одна s и две p – орбитали. Третья 2p-орбиталь, не принимающая участия в гибридизации, сохраняет свою прежнюю форму и располагается в плоскости, перпендикулярной плоскости гибридных орбиталей. Такое состояние атома углерода называется *вторым валентным состоянием*



sp^2 гибридизация например характерна для этилена:

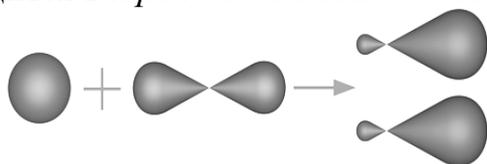
Эти три орбитали располагаются в одной плоскости под углом 120° . В другой плоскости перпендикулярно располагаются негибридные p орбитали. Две p-орбитали 2х атомов углерода, которые не участвуют в гибридизации, будут перекрываться в двух областях, с образованием одной пи связи. Два перекрывания пи связь одна.



Форма треугольная.

Под действием π – связей атомы углерода сближаются друг с другом: в молекуле метана расстояние между атомами составляет 0,154нм, а в молекуле этилена 0,134нм.

В sp гибридизации участвуют одна s и одна p – орбиталь. Остальные две $2p$ -орбитали, не участвующие в гибридизации, располагаются во взаимно перпендикулярных плоскостях. При таком типе гибридизации атом углерода находится в *третьем валентном состоянии*



В процессе гибридизации образуются 2 гибридные орбитали, которые ориентируются друг к другу под углом 180° и соответственно две орбитали остаются не гибридными. Не гибридные орбитали располагаются в двух плоскостях пространства, образуя таким образом две π связи.

Контрольные вопросы:

1. Как по положению химического элемента в периодической системе определить заряд его ядра?
2. Что такое электронное облако?
3. Почему атомы электронейтральны?
4. Что такое гибридизация? Какие типы гибридизаций вы знаете?

Лекция № 3

ТЕМА: «КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

План:

1. Принципы классификаций органических соединений.
2. Классификация органических соединений по строению углеродной цепи.
3. Классификация органических соединений по функциональным группам.

1. ПРИНЦИПЫ КЛАССИФИКАЦИЙ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Органические соединения отличаются своей многочисленностью и разнообразием. Поэтому необходима их систематизация. Органические соединения классифицируют, учитывая два основных структурных признака:

- строение углеродной цепи (углеродного скелета);
- наличие и строение функциональных групп.

Углеродный скелет (углеродная цепь) – последовательность химически связанных между собой атомов углерода.

Функциональная группа – атом или группа атомов, определяющие принадлежность соединения к определенному классу и ответственные за его химические свойства.

2. КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ ПО СТРОЕНИЮ УГЛЕРОДНОЙ ЦЕПИ.

В зависимости от строения углеродной цепи органические соединения делят на ациклические и циклические



Ациклические соединения - соединения с открытой (незамкнутой) углеродной цепью. Эти соединения называются также алифатическими.

Среди ациклических соединений различают *предельные* (насыщенные), содержащие в скелете только одинарные связи C-C и *непредельные* (ненасыщенные), включающие кратные связи C=C и C≡C.



Ациклические соединения подразделяют также на соединения с *неразветвленной* и *разветвленной цепью*. В этом случае учитывается число связей атома углерода с другими углеродными атомами.

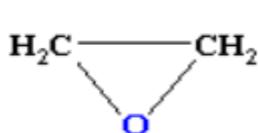
Циклические соединения – соединения с *замкнутой* углеродной цепью.

В зависимости от природы атомов, составляющих цикл, различают карбоциклические и гетероциклические соединения. *Карбоциклические соединения* содержат в цикле только атомы углерода. Они делятся на две существенно различающихся по химическим свойствам группы: алифатические циклические - сокращенно *алициклические* - и *ароматические* соединения.

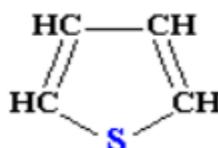


Гетероциклические соединения содержат в цикле, кроме атомов углерода, один или несколько атомов других элементов - гетероатомов (от греч. heteros - другой, иной) - кислород, азот, серу и др.

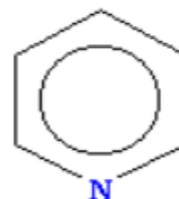
Гетероциклические соединения



Этиленоксид
(эпоксид)



Тиофен



Пиридин

3. КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ ПО ФУНКЦИОНАЛЬНЫМ ГРУППАМ.

Соединения, в состав которых входят только углерод и водород, называются *углеводородами*. Другие, более многочисленные, органические соединения можно рассматривать как производные углеводородов, которые образуются при введении в углеводороды *функциональных групп*, содержащих другие элементы. В зависимости от природы функциональных групп органические соединения делят на *классы*. Некоторые наиболее характерные функциональные группы и соответствующие им классы соединений приведены в таблице:

Классы органических соединений

Функциональная группа	Название группы	Классы соединений	Общая формула	Пример
-OH	Гидроксил	Спирты	R-OH	C_2H_5OH этиловый спирт
		Фенолы		 фенол
$>C=O$	Карбонил	Альдегиды	$R-\overset{R}{\underset{H}{C}}=O$	CH_3CHO уксусный альдегид
		Кетоны	$R-\overset{R}{\underset{R}{C}}=O$	CH_3COCH_3 ацетон
$\begin{matrix} O \\ // \\ -C \\ \backslash \\ OH \end{matrix}$	Карбоксил	Карбоновые кислоты	$R-\overset{O}{\underset{OH}{C}}$	CH_3COOH уксусная кислота
-NO ₂	Нитрогруппа	Нитро-соединения	R-NO ₂	CH_3NO_2 нитрометан
-NH ₂	Аминогруппа	Амины	R-NH ₂	 анилин
-F, -Cl, -Br, -I (Hal)	Фтор, хлор, бром, иод (галоген)	Галогено-производные	R-Hal	CH_3Cl хлористый метил

Примечание: к функциональным группам иногда относят двойную и тройную связи.

В состав молекул органических соединений могут входить две или более одинаковых или различных функциональных групп. Например:

HO-CH₂-CH₂-OH (этиленгликоль);

NH₂-CH₂-COOH (аминокислота *глицин*).

Все классы органических соединений взаимосвязаны. Переход от одних классов соединений к другим осуществляется в основном за счет превращения функциональных групп без изменения углеродного скелета. Соединения каждого класса составляют гомологический ряд.

Контрольные вопросы:

1. Что такое классификация?
2. Как моно классифицировать органические соединения? Приведите примеры.

Лекция № 4 ТЕМА: «АЛКАНЫ»

План:

1. Общая формула, состав, гомологический ряд.
2. Правила составления номенклатуры алканов.
3. Строение молекулы метана.
4. Физические свойства.
5. Нахождение в природе.
6. Получение.
7. Химические свойства алканов.
8. Циклоалканы: состав, строение, свойства.
9. Применение алканов и их производных.

1. ОБЩАЯ ФОРМУЛА, СОСТАВ, ГОМОЛОГИЧЕСКИЙ РЯД

Алканы (парафины, алифатические соединения) – это соединения углерода с водородом, в молекулах которых атомы углерода соединены между собой одинарной связью (предельные углеводороды).

Общая формула гомологического ряда алканов C_nH_{2n+2} . Радикал, получающийся при отрыве одного атома водорода от молекулы предельного углеводорода, называется алкилом, общая формула алкилов C_nH_{2n+1} . Названия алканов имеют окончание «ан», а радикалы «ил».

Ряд углеводородов, сходных по свойствам и различающихся на одну или несколько групп CH_2 , называется **гомологическим рядом**, а группа CH_2 называется **гомологической разницей**.

Названия элементов гомологического ряда алканов нужно уверенно знать, так как на этом основана систематическая номенклатура.

Первые четыре углеводорода ряда алканов имеют традиционные исторические или тривиальные названия, остальные углеводороды, если

имеются в виду не разветвленные структуры, называются по греческим числительным, соответствующим количеству атомов углерода в молекуле: пентан, гексан, гептан и т.д.

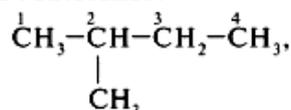
Алкан	Алкил
метан C ₁ H ₄	метил C ₁ H ₃
этан C ₂ H ₆	этил C ₂ H ₅
пропан C ₃ H ₈	пропил C ₃ H ₇
бутан C ₄ H ₁₀	бутил C ₄ H ₉
пентан C ₅ H ₁₂	пентил C ₅ H ₁₁
гексан C ₆ H ₁₄	гексил C ₆ H ₁₃
гептан C ₇ H ₁₆	гептил C ₇ H ₁₅
октан C ₈ H ₁₈	октил C ₈ H ₁₇
нонан C ₉ H ₂₀	нонил C ₉ H ₁₉
декан C ₁₀ H ₂₂	декил C ₁₀ H ₂₁

Многочисленность углеводородов объясняется явлением изомерии. С возрастанием числа атомов углерода в молекуле число изомеров резко увеличивается. Так, например, у бутана их 2, у пентана – 3, у гексана – 5, а у декана C₁₀H₂₂ – уже 75.

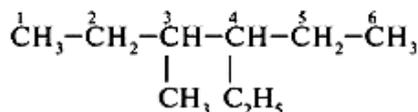
2. ПРАВИЛА СОСТАВЛЕНИЯ НОМЕНКЛАТУРЫ АЛКАНОВ

Так как углеводородов очень много, то для них международным союзом теоритической и прикладной принята номенклатура IUPAC (ЮПАК). Она была уточнена в 1979 г.

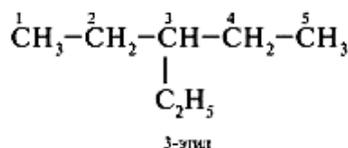
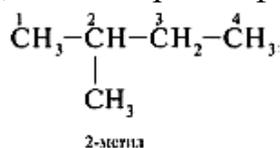
1. Выбрать цепь и пронумеровать атомы углерода в цепи с того конца, к которому ближе находится разветвление.



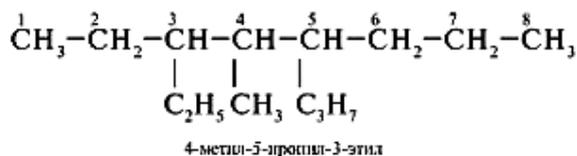
Если разветвлений два и они равноудалены от концов главной цепи, то нумеровать углеродную цепь необходимо с того конца, к которому ближе стоит более простое (с меньшим числом атомов углерода) разветвление



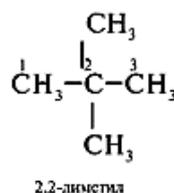
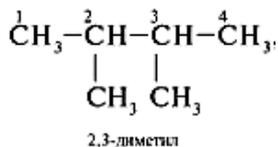
2. Дать название радикалу – боковому разветвлению. Причем перед ним ставят номер того атома в углеродной цепи, от которого отходит разветвление, затем через дефис – название радикала.



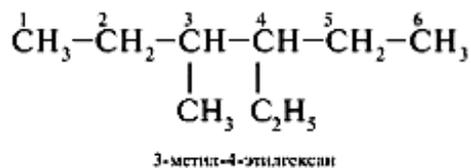
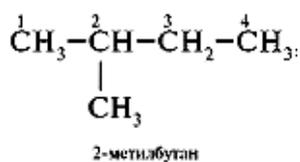
3. Если замещающих разветвлений несколько, то цифрой отмечают каждое из них, перечисляя радикалы в алфавитном порядке



4. Если в формуле встречаются одинаковые радикалы, то сначала через запятые перечисляют цифрами местоположения разветвлений, затем их количество и названия. Количество одинаковых радикалов обозначается греческими числительными «ди» (два), «три» (три), «пента» (пять) и т.д.



5. К названию последнего радикала добавляют название того алкана, который содержит такое же количество атомов углерода, как и выбранная главная цепь

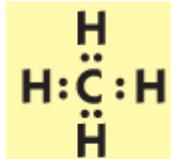
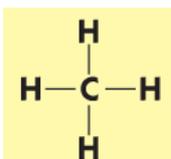


3 СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛЫ МЕТАНА

Молекулы алканов являются подвижными, т.е. не являются застывшими структурами. В чем выражается эта подвижность: вращение вокруг одинарных связей довольно свободно, особенно при комнатной температуре, поэтому все части молекулы способны вращаться друг относительно друга. В результате одну и ту же структурную формулу можно представить в пространстве совершенно по-разному. Такие разные пространственные расположения атомов в молекуле при одной и той же структурной формуле называются конформациями данной молекулы.

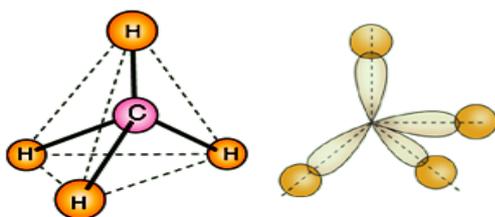
Простейший представитель алканов – метан

Его структурная и электронная формулы:



Однако эти формулы не отражают пространственного строения молекулы.

Атомы углерода в алканах находятся в состоянии sp^3 – гибридизации. Это означает, что все 4 гибридные орбитали атома углерода одинаковые по форме и энергии направлены в углы равносторонней треугольной пирамиды – тетраэдра.



Все связи между орбиталями атома водорода и углерода являются сигма связями.

4. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Физические свойства всех алканов довольно близки между собой и меняются более менее равномерно. Например, первые четыре представителя ряда алканов – при нормальных условиях газы, алканы примерно с 5 по 15 – жидкости, а с высшим числом атомов углерода – твердые в-ва. Четкая граница конечно отсутствует потому что все зависит от конкретной температуры, например, многие дачники, а также жители сельской местности знают, что сжиженный газ пропан бутан при температурах ниже 25 градусов, имеется в виду 25 градусов мороза, просто перестает поступать в газовую плиту.

Газообразные и твердые алканы практически не пахнут. Жидкие алканы с небольшим количеством атомов углерода (6-8) обладают слабым бензиновым запахом.

Практически все алканы, из-за того, что их молекулы не полярны, совсем не растворимы в воде.

Температура кипения и плавления постепенно увеличивается с возрастанием длины углеродной цепи.

5. НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Нахождение в космосе:

В небольших количествах алканы содержатся в атмосфере внешних газовых планет Солнечной системы: на Юпитере – до 0,1 % метана, 0,0002 % этана, на Сатурне метана 0,2 %, а этана – 0,0005 %, метана и этана на Уране – соответственно 1,99 % и 0,00025 %, на Нептуне же – 1,5 % и $1,5 \cdot 10^{-10}$, соответственно. На спутнике Сатурна Титане метан (1,6 %) содержится в жидком виде на Титане существуют (полярные) озёра метана (в смеси с этаном) и метановые дожди. К тому же, как предполагается, метан поступает в атмосферу Титана в результате деятельности вулкана. Кроме того, метан найден в хвосте кометы Хиякутаке и в метеоритах.

Нахождение на Земле:

Простейший представитель углеводородов – метан – образуется в природе в результате разложения остатков растительных и животных организмов без доступа воздуха. Этим объясняется появление пузырьков газа в заболоченных водоемах. Метан составляет основную массу природного газа (80-97%). Он содержится и в газах выделяющихся при добыче нефти. В состав природного газа входят также этан, пропан, бутан и некоторые другие. Газообразные, жидкие и твердые алканы содержатся в нефти.

Высшие алканы содержатся в кутикуле растений, предохраняя их от высыхания. Среди животных алканы встречаются в качестве феромонов у насекомых, в частности у мухи цеце (2-метилгептадекан $C_{18}H_{38}$). Некоторые орхидеи при помощи алканов-феромонов привлекают опылителей.

6. ПОЛУЧЕНИЕ

До настоящего времени алканы в основном не получают, а выделяют из природного сырья: природного газа, нефти, каменного угля. Эти источники все еще считаются почти не исчерпаемыми, хотя дело обстоит не так. Но было время, когда необходимо было синтезировать обычные алканы. В 20 годы 20 века в Германии, у которой не было своей нефти пришлось наладить производство углеводородов из более доступного сырья.

Углеводороды производили из оксидов углерода и воды. Оксид углерода добывали из бурого угля. Установки по получению смеси алканов действовали в германии вплоть до конца второй мировой войны. Этот синтез топлива Германия перестала производить когда появилась возможность закупать природную нефть. Дело в том, что до сих пор искусственное производство бензина стоит намного дороже, чем получение бензина из нефти, но скорей всего в ближайшем будущем уже придется задуматься о синтетическом производстве углеводородов.

Известно, что метан и другие газы образуются при разложении животных и растительных организмов без доступа воздуха. Это разложение можно производить и в специально созданных условиях. Разработан процесс такого разложения искусственным образом, в специальных баках образуется газ, состоящий на 50-70% из метана – этот газ называют биогазом. Производства биогаза в мире год от года увеличивается. Этот метод позволяет получать горючее из органических отходов, которые образуются в больших количествах на фермах и птицефабриках. Установки для получения биогаза начинают устанавливать и монтировать и в России, хотя у нас, пока выгодней добывать природный газ.

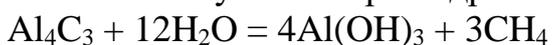
Существуют и лабораторные способы получения алканов:

1. При сплавлении солей карбоновых кислот с щелочами:

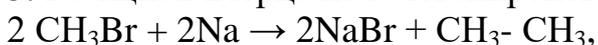


При этом выделяется углеводород, который содержит на один атом углерода меньше, чем исходная соль кислоты. Например, из пропионата натрия получается этан. Такой метод называется декарбоксилированием солей карбоновых кислот.

2. Метан получается при гидролизе карбида алюминия:



3. Реакцией Вюрца из галогенпроизводных углеводородов:



При нагревании галогеналканов с металлическим натрием образуется алкан который содержит в два раза больше атомов углерода, чем исходный

галогеналкан. Первым эту реакцию осуществил в 1855 г. французский ученый А. Вюрц.

4. Гидрированием ненасыщенных и циклических углеводородов с никелевым катализатором:



7. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛКАНОВ

Алканы относятся к углеводородам, у которых отсутствует кратная связь. По сравнению со всеми остальными органическими соединениями алканы обладают самой низкой химической активностью. Это связано с тем, что связи углерод-углерод и углерод-водород достаточно прочные и поэтому, чтобы ввести алканы в какую-нибудь реакцию их надо либо нагреть, либо осветить жестким излучением (ультрафиолетом).

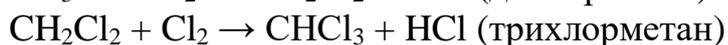
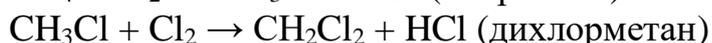
1) Наиболее характерными реакциями предельных углеводородов являются реакции замещения.

Хлорирование (галогенирование).

Наиболее исследован механизм реакции взаимодействия метана с хлором при высокой температуре и при интенсивном освещении.

Реакция хлорирования протекает по цепному радикальному механизму. Теорию цепных реакций разработал академик Н.Н.Семенов (1896 – 1986) и был удостоен Нобелевской премии.

При хлорировании сначала атом водорода в молекуле метана замещается на атом хлора. Если хлор взят в избытке, то на атом хлора может заместиться и второй атом водорода, и третий, и четвертый. В результате в избытке хлора получается полностью замещенный тетрахлорметан.



Рассмотрим подробнее что происходит при хлорировании метана:

Этот процесс сложный и протекает в несколько последовательных стадий.

По сравнению с алканами связь галоген-галоген существенно слабее, поэтому при освещении ультрафиолетовым светом молекула хлора распадается на отдельные атомы. Каждый из атомов при этом получает из бывшей общей электронной пары по электрону, таким образом получают свободные радикалы. Эти свободные радикалы обладают повышенной активностью и способны вступать в дальнейшее взаимодействие (стадия начала роста цепи). Затем атом хлора при столкновении с молекулой алкана отрывает от этой молекулы атом водорода, образуя молекулу хлороводорода, а не спаренный электрон возникает уже на атоме углерода – возникает новый свободный радикал. И этот свободный радикал может далее реагировать с молекулой хлора, продолжая процесс.

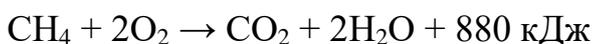
Такие процесс могут продолжаться много раз, образуя длинные цепи. Эта стадия называется рост или развитие цепи.

Но они не могут длиться бесконечно долго, потому что цепь может оборваться. Это происходит в том случае если взаимодействуют либо два атома галогена, либо галоген с углеводородным радикалом, либо два углеводородных радикала между собой. Подобная стадия называется обрыв цепи.

Таким образом в результате всегда присутствует небольшие количества углеводородов с более длинной углеродной цепью, чем у исходного алкана.

2) Горение.

Все предельные углеводороды горят с образованием углекислого газа и воды. Эта экзотермическая реакция имеет большое значение при использовании алканов в качестве топлива.



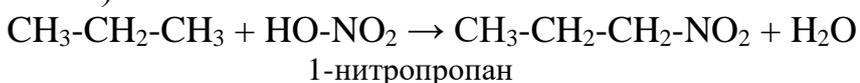
3) При температурах 1400 - 1500° С происходит дегидрирование метана и

образуются этилен и ацетилен:

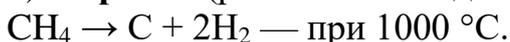


4) Нитрование.

При действии разбавленной (10%) азотной кислоты на алканы под давлением при температуре 140° С идет реакция нитрования (реакция Коновалова).

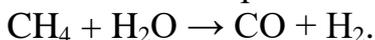


5) Пиролиз (разложение под высокими температурами)



б) Конверсия алканов

Так называют взаимодействие алканов с парами воды. При высокой температуре и в присутствии никелевого катализатора образуется смесь угарного газа и водорода – эту смесь называют синтез газ.

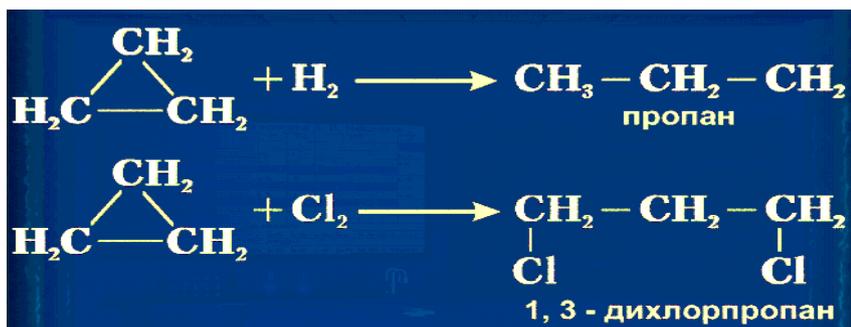


8. ЦИКЛОАЛКАНЫ

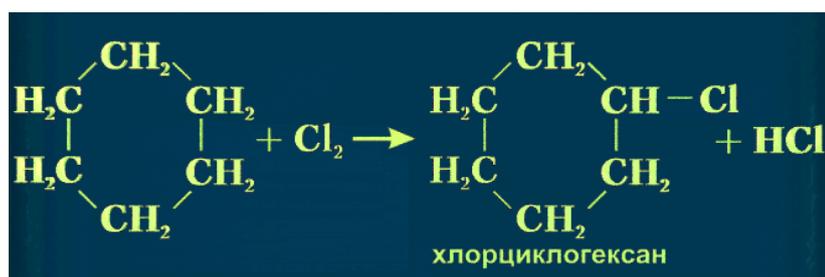
Общая формула молекул циклоалканов C_nH_{2n} - в молекуле на два атома меньше, чем у соответствующих алканов, так как именно их удаление позволило замкнуть углеродный цикл в молекуле алкана. Циклизация начинается с C_3 , названия образуются от C_n с префиксом цикло.

Свойства

У циклопропана и циклобутана достаточно отчетливо выражена способность вступать в реакции присоединения:



Для циклогексана реакции присоединения не характерны, а, как и для алканов, наблюдаются реакции замещения.



9. ПРИМЕНЕНИЕ

Алканы нефти и природного газа все еще в основном используются как энергоносители: явл. топливом для транспорта, для тепловых электростанций, кроме того легкие алканы используются и как бытовое топливо (газовые плиты). Алканы можно использовать не только как топливо они явл. сырьем для нефтехимического синтеза. Из алканов получают алкены, ароматические углеводороды, сажу – важный наполнитель для резины, сентетические моющие средства и целый ряд других продуктов. Жидкие алканы используют как растворители, они входят в состав смазочных масел. Из твердых алканов – парафин – для производства свечей.

Некоторые алканы и циклоалканы, а также их простейшие производные находят применение в медицине.

Вазелин – состоит из углеводородов, содержащих более 20 атомов углерода в молекуле. Широко используется в фармацевтической практике как основа при приготовлении медицинских мазей.

Циклопропан – бесцветный газ со сладковатым запахом. Используется в хирургии в качестве средства для ингаляционного наркоза.

Хлороформ CHCl_3 (трихлорметан) – бесцветная жидкость с характерным запахом. Используется в медицине для наркоза.

Йодоформ CHI_3 (трийодметан) – твердое вещество, применяется как антисептическое перевязочное средство.

Перфторалканы – углеводороды, в которых все атомы водорода замещены на атомы фтора – эффективные газопереносящие среды, что позволяет использовать их в качестве искусственной крови.

Контрольные вопросы:

1. Какой тип реакции характерен для алканов? Почему?
2. Что такое «галогенирование»? Приведите пример реакции хлорирования метана.
3. Что такое крекинг? Приведите примеры.

Лекция № 5 ТЕМА: «АЛКЕНЫ»

План:

1. Состав алкенов.
2. Номенклатура и изомерия алкенов.
3. История открытия. Нахождение в природе.
4. Способы получения.
5. Физические и Химические свойства.
6. Физиологическая активность и применение.

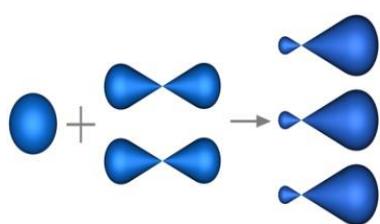
1. СОСТАВ И ТИПЫ ИЗОМЕРИИ АЛКЕНОВ

Алкены – это углеводороды с одной двойной связью в открытой углеродной цепи. Их еще называют углеводородами ряда этилена или олефинами. Общая формула алкенов C_nH_{2n} .

Запишите в тетрадь гомологический ряд алкенов. Систематические названия олефинов производятся от корней названий алканов с заменой суффикса –ан на –ен.

этен (этилен)	C_2H_4	гексен	C_6H_{12}
пропен	C_3H_6	гептен	C_7H_{14}
бутен	C_4H_8	октен	C_8H_{16}
пентен	C_5H_{10}	нонен	C_9H_{18}
		децен	$C_{10}H_{20}$

Атомы углерода в алкенах находятся в состоянии sp^2 гибридизации. В sp^2 гибридизацию вступают только три электронные орбитали: одна s и две p – орбитали.

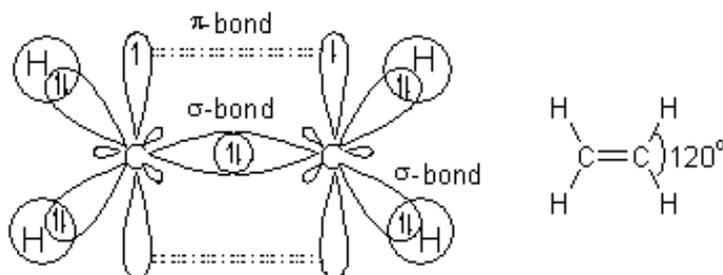


Третья 2p-орбиталь, не принимающая участия в гибридизации, сохраняет свою прежнюю форму и располагается в плоскости, перпендикулярной плоскости гибридных орбиталей. Такое состояние атома углерода называется *вторым валентным состоянием*

sp^2 гибридизация например характерна для этилена:

Эти три орбитали располагаются в одной плоскости под углом 120° . В другой плоскости перпендикулярно располагаются негибридные р орбитали. Две р-орбитали 2х атомов углерода, которые не участвуют в гибридизации, будут перекрываться в двух областях, с образованием одной пи связи. Два перекрывания пи связь одна.

Форма треугольная.

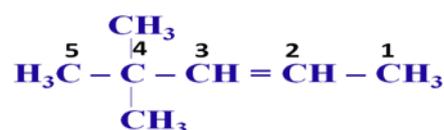
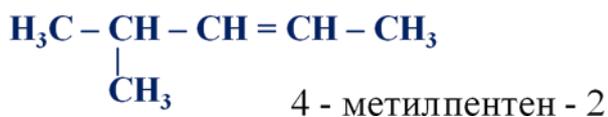


Под действием π – связей атомы углерода сближаются друг с другом: в молекуле метана расстояние между атомами составляет 0,154нм, а в молекуле этилена 0,134нм.

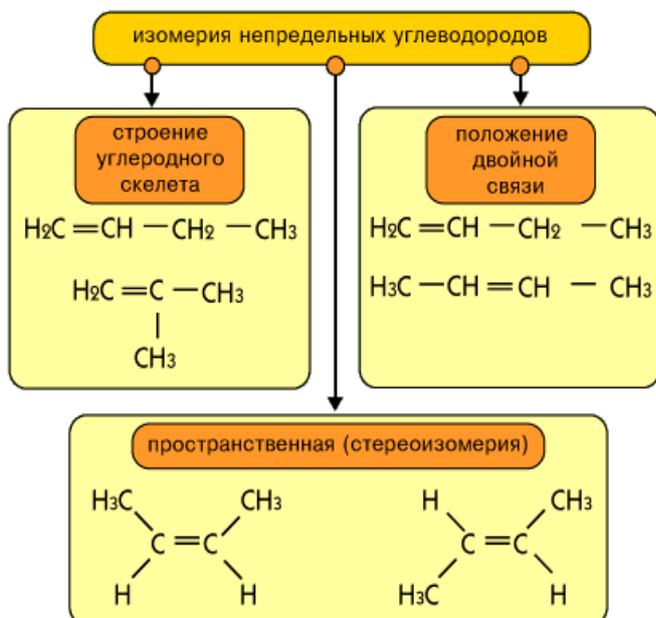
2. НОМЕНКЛАТУРА И ИЗОМЕРИЯ АЛКЕНОВ

1. Выбор главной цепи, содержащей двойную связь.
2. Нумерация начинается с того конца, к которому ближе находится двойная связь или по положению заместителей.
3. Название формируются также как и названия алкенов. В конце названия указываются номер атома углерода, у которого начинается двойная связь, и суффикс – ен.

Пример:



4,4-диметилпентен-2



Изомерия

В дополнение к изомерии углеродной цепи у алкенов возможна изомерия, связанная с положением в цепи двойной связи и пространственная цис-, транс-изомерия положения заместителей относительно двойной связи.

Цисизомеры отличаются от трансизомеров пространственным расположением фрагментов молекулы относительно плоскости π -связи, а следовательно и по свойствам.

3. ИСТОРИЯ ОТКРЫТИЯ И НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Впервые этилен был получен в 1669 году немецким химиком и врачом Бехером действием серной кислоты на этиловый спирт. Ученый установил, что его «воздух» более химически активен, чем метан, однако, идентифицировать полученный газ он не смог и названия ему не присвоил.

Вторично и тем же способом «воздух Бехера» был получен и описан голландскими химиками Дейманом, Потс-ван-Трооствиком и Лауверенбургом в 1795 году. Они назвали его «маслородным газом» так как при взаимодействии с хлором, он образовывал маслянистую жидкость – дихлорэтан. По-французски «маслородный» – oléfiant. Французский химик Антуан Фуркруа ввёл этот термин в практику, а когда были обнаружены другие углеводороды такого же типа, это название стало общим для всего класса олефинов (или, по современной номенклатуре, алкенов).

Определив, что этилен состоит из водорода и углерода, долгое время химики не могли выписать его настоящую формулу. В 1848 году Кольбе писал формулу этилена как C_4H_4 , этого же мнения придерживался и Либих. Ж. Дюма правильно определил состав вещества, но его структура по-прежнему была описана неверно: C_2H_3

В 1862 году немецкий химик-органик Э.Эрленмейер предположил наличие в молекуле этилена двойной связи, а в 1870 году известный российский ученый А. М. Бутлеров признал эту точку зрения правильной, подтвердив её природу экспериментально.

Нахождение в природе

В природе ациклические алкены практически не встречаются. Простейший представитель этого класса органических соединений – этилен (C_2H_4) – является гормоном для растений и в незначительном количестве в них синтезируется.

Один из немногих природных алкенов – мускалур (цис-трикозен-9) является половым аттрактантом самки домашней мухи.

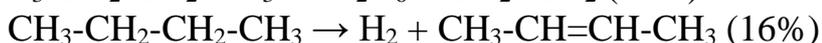
4. ПОЛУЧЕНИЕ

Промышленные способы получения алкенов:

1) **дегидрирование алканов** с использованием катализаторов (Cr_2O_3) и при нагревании ($450^\circ C$):

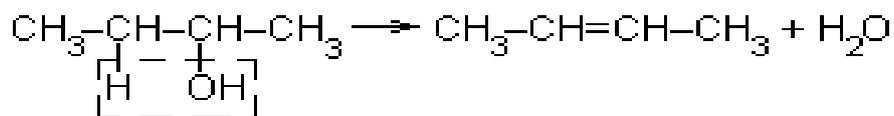


2) **крекинг алканов**, например из бутана при $6000 C$ образуются:



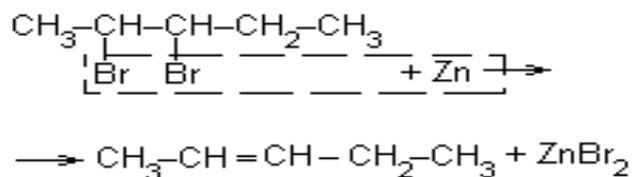
Лабораторные способы получения алкенов:

1) **дегидратация спиртов** под действием серной или фосфорной кислот:

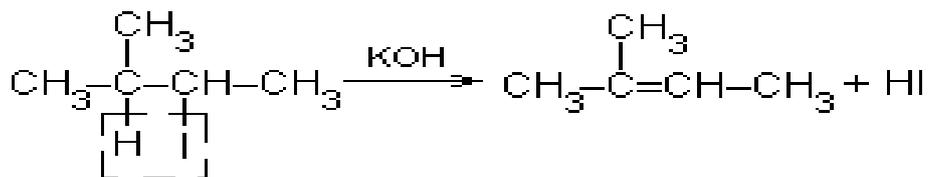


Водород отщепляется от того из соседних атомов углерода, который беднее водородом (**правило А.М.Зайцева**);

2) **дегалогенирование**. Отщепление двух атомов галогенов от соседних углеродных атомов:



3) **дегидрогалогенирование**. Отщепление атома галогена и атома водорода от соседних углеродных атомов:



Отщепление идет по правилу Зайцева.

5. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Физические свойства

Алкены C₂-C₄ при комнатной температуре – бесцветные газы со слабым запахом нефти, малорастворимые в воде; C₅-C₁₈ – жидкости; алкены C₁₉ и выше твердые вещества.

Температуры плавления и кипения алкенов увеличиваются с молекулярной массой и длиной главной углеродной цепи.

Химические свойства

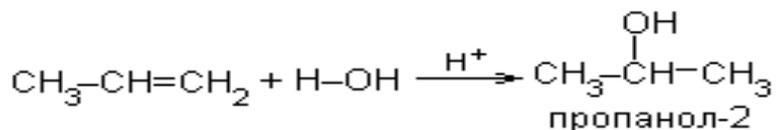
Важнейшие химические свойства алкенов определяются тем, что в силу меньшей прочности π-связи (по сравнению с σ-связью) она легко разрывается, в результате чего протекают реакции присоединения и образуются насыщенные органические соединения

Как уже было сказано, π-связь непрочная, легко разрывается и для алкенов наиболее характерны реакции: **присоединения** при взаимодействии с водородом: CH₃-CH=CH₂ + H₂ → CH₃-CH₂-CH₃,

с бромной водой: $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_2\text{Br}$,
1,2-дибромпропан

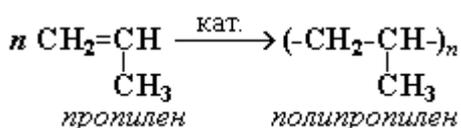
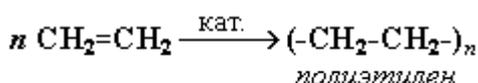
с галогеноводородами: $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_3$,
2-бромпропан

с водой (гидратация в присутствии сильных кислот как катализаторов):



Реакция идет с соблюдением **правила Марковникова** (водород присоединяется к наиболее гидрогенизированному атому углерода).

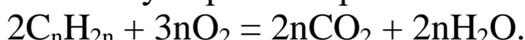
Важнейшей реакцией алкенов является **реакция полимеризации**: десятки тысяч молекул мономеров объединяются в одну большую молекулу полимера.



Продукты полимеризации соответственно называют: полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол.

Алкены сравнительно легко окисляются.

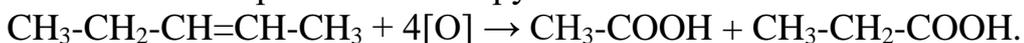
Они могут просто гореть:



При окислении этилена перманганатом калия образуется этиленгликоль (двухатомные спирты) (реакция Вагнера):



Перманганат калия в кислой среде и при нагревании приводит к разрыву молекулы алкена по месту двойной связи с образованием карбонильных или карбоксильных групп:



Качественные реакции на алкены: обесцвечивание бромной воды и раствора KMnO_4

6. ФИЗИОЛОГИЧЕСКАЯ АКТИВНОСТЬ И ПРИМЕНЕНИЕ

Важным свойством этиленовых углеводов является способность полимеризоваться, что широко используется для получения полимеров. Полимеризацией этилена получают **полиэтилен**, который широко используется в качестве упаковочного материала.

Политетрафторэтилен – выдерживает многочисленные нагрузки, обладает большой устойчивостью к образованию тромбов, вследствие этого

применяется в медицине для изготовления протезов органов человека и изделий, контактирующих с кровью: систем для переливания крови и кровезаменяющих жидкостей.

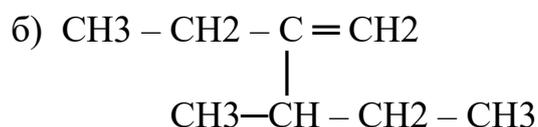
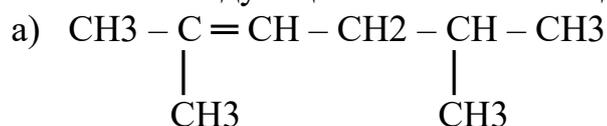
Хлорэтан – бесцветный газ (при нормальных условиях), кипит при 12°C. При небольшом охлаждении превращается в жидкость, которая при обычной температуре легко испаряется, поглощая большое количество теплоты. Это свойство используется в медицине при мелких хирургических операциях, когда требуется местная анестезия: капли этой жидкости, попадая на кожу, быстро испаряются и сильно охлаждают место оперирования.

Низшие алкены, как и низшие алканы, попадая в организм, проявляют наркотический эффект.

Этилен стимулирует процессы метаболизма, происходящие в плодах многих растений, возможно путем растворения в клеточной мембране и повышения ее проницаемости. Поэтому иногда этилен используют для ускорения созревания фруктов и овощей.

Контрольные вопросы:

1. Какие углеводороды называются непредельными?
2. Укажите тип гибридизации атомов углерода, связанных двойной связью.
3. Назовите следующие алкены по международной номенклатуре:



Лекция № 6 ТЕМА: «АЛКИНЫ»

План:

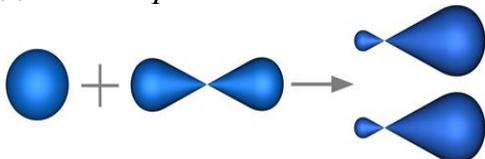
1. Состав алкинов.
2. Изомерия и номенклатура алкинов.
3. Получение.
4. Физические и химические свойства ацетилена.
5. Применение на примере ацетилена.

1. СОСТАВ АЛКИНОВ

Алкины – это ненасыщенные углеводороды, имеющие одну тройную связь. Общая формула алкинов – $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Простейший представитель – ацетилен $\text{HC}\equiv\text{CH}$, его тройная связь содержит одну σ -связь и две π -связи. σ -

В sp гибридизации участвуют одна s и одна p – орбиталь. Остальные две $2p$ -орбитали, не участвующие в гибридизации, располагаются во взаимно перпендикулярных плоскостях. При таком типе гибридизации атом углерода находится в *третьем валентном состоянии*



В процессе гибридизации образуются 2 гибридные орбитали, которые ориентируются друг к другу под углом 180° и соответственно две орбитали остаются не гибридными. Не гибридные орбитали располагаются в двух плоскостях пространства, образуя таким образом две π связи.

Валентный угол у алкинов равен 120° . Длина связи составляет $0,120\text{ нм}$.

2. ИЗОМЕРИЯ И НОМЕНКЛАТУРА

Гомологический ряд

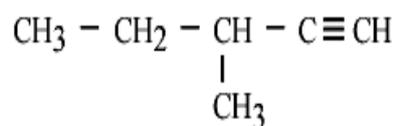
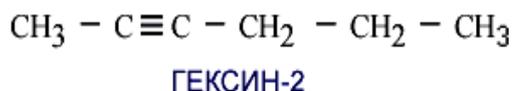
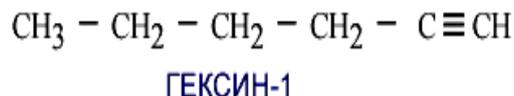
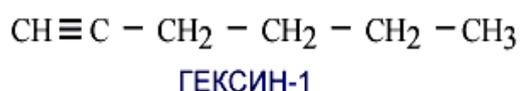
C_2H_2 Этин (Ацетилен)

C_3H_4 Пропин

C_4H_6 Бутин

C_5H_8 Пентин

Существует 3 типа изомерии алкинов: изомерия положения тройной связи, изомерия цепи и межклассовая изомерия. Первые два члена гомологического ряда – этин и пропин – изомеров не имеют.

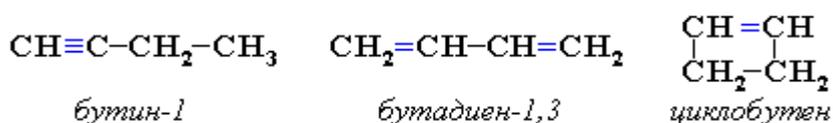


ИЗОГЕКСИН
(3-МЕТИЛПЕНТИН-2)

Изомеры положения тройной связи молекулы ГЕКСИНА

Изомеры строения углеродного скелета молекулы ГЕКСИНА

Межклассовая изомерия с алкадиенами и циклоалкенами, начиная с C_4H_6 :

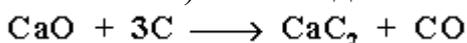


3. ПОЛУЧЕНИЕ

1. В промышленности ацетилен получают при взаимодействии карбида кальция с водой (карбидный способ):

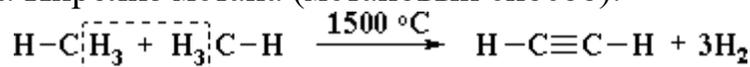


Карбид кальция образуется при нагревании смеси оксида кальция CaO (жженой извести) и кокса до 2500°C :

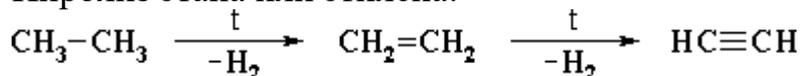


Однако производство карбида кальция связано с большими затратами электроэнергии. Поэтому разработан способ получения ацетилена из природного газа – метана

2. Пиролиз метана (метановый способ):



Пиролиз этана или этилена:



4. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЦЕТИЛЕНА

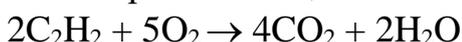
Физические свойства

Температуры кипения и плавления ацетиленовых углеводородов увеличиваются с ростом их молекулярной массы. При обычных условиях алкины $C_2H_2-C_4H_6$ – газы, $C_5H_8-C_{16}H_{30}$ – жидкости, с $C_{17}H_{32}$ – твердые вещества. Температуры кипения и плавления алкинов выше, чем у соответствующих алкенов.

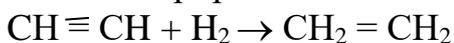
Химические свойства на примере ацетилена

Для ацетилена и его гомологов характерны реакции присоединения, окисления и полимеризации.

1. *Реакцияция горения.* Ацетилен C_2H_2 – бесцветный газ без запаха. На воздухе он горит коптящим пламенем:

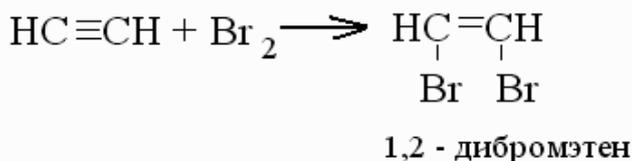


2. *Реакция гидрирования.* Ацетилен – химически активное соединение, в присутствии катализаторов (платина, никель) он присоединяет водород, причем реакция идет в две стадии: сначала образуется этилен, при дальнейшем гидрировании этан:

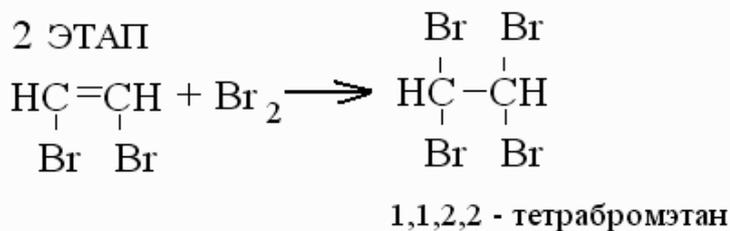


3. Галогенирование.

1 ЭТАП



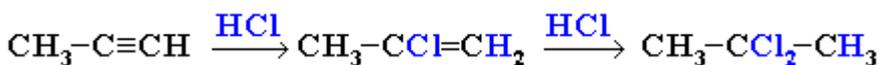
2 ЭТАП



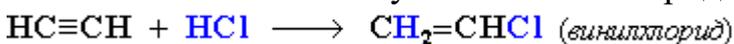
4.

Гидрогалогенирование

Продукты присоединения к несимметричным алкинам определяются правилом Марковникова:

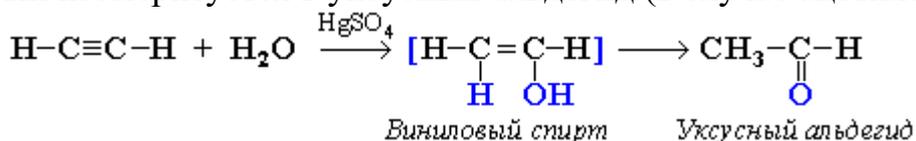


Гидрохлорирование ацетилена используется в одном из промышленных способов получения винилхлорида:

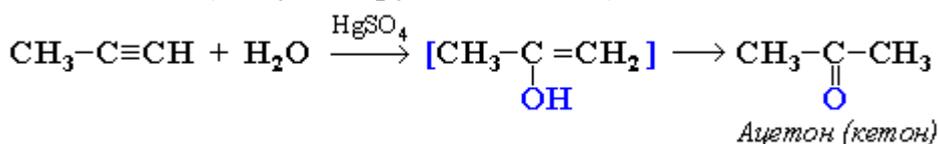


5. Гидратация (реакция Кучерова)

Присоединение воды происходит в присутствии катализатора соли ртути (II) и идет через образование неустойчивого непредельного спирта, который изомеризуется в уксусный альдегид (в случае ацетилена):

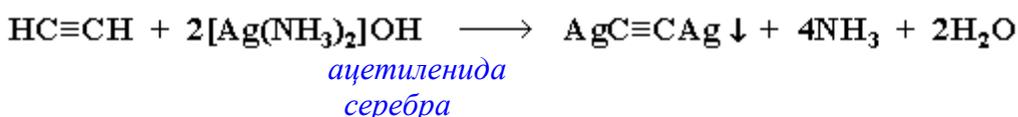
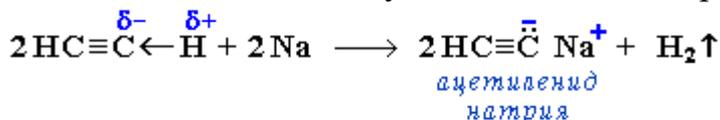


или в кетон (в случае других алкинов):



6. Взаимодействие с металлами (p-циии замещения)

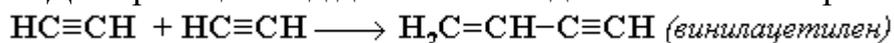
Ацетилен взаимодействует с металлами, образуя ацетилениды – соли:



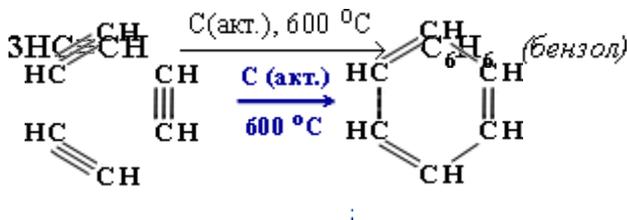
Образование белого осадка ацетиленида серебра (или красно-коричневого – ацетиленида меди $\text{RC}\equiv\text{CCu}$) служит качественной реакцией на концевую тройную связь.

7. Полимеризация

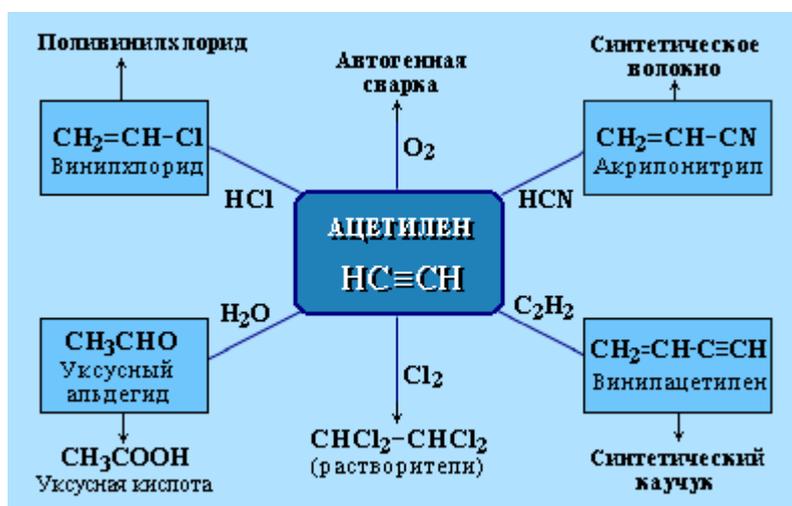
1. Димеризация под действием водно-аммиачного раствора CuCl :



2. Тримеризация ацетилена над активированным углем приводит к образованию бензола (реакция Зелинского):



5. ПРИМЕНЕНИЕ НА ПРИМЕРЕ АЦЕТИЛЕНА



Ацетилен – незаменимое сырье для химической промышленности. При его сжигании в кислороде температура пламени достигает 3500 градусов, поэтому его используют при сварке и резке металлов.

Уксусный альдегид, полученный реакцией Кучерова используется для получения уксусной кислоты и этилового спирта.

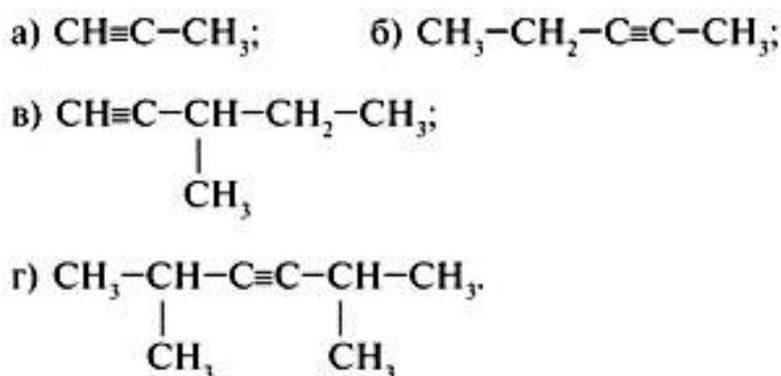
Винилхлорид при полимеризации дает ценный полимер поливинилхлорид, используемый для изготовления плащей, клеенок, искусственной кожи и т.д., а из винилацетилена получают хлоропрен для синтеза хлоропренового каучука.

Ацетилениды используются в качестве взрывчатых веществ.

Ацетилен используется в производстве искусственных волокон, лаков, красителей, лекарств, а также фруктовых эссенций, духов и одеколонов.

Контрольные вопросы:

Назовите следующие алкины



Лекция № 7

ТЕМА: «АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ»

План:

1. Состав и особенности строения молекулы бензола.
2. Изомерия и номенклатура гомологов бензола.
3. Химические свойства бензола.
4. Способы получения бензола.
5. Физиологическая активность бензола и его гомологов.
6. Применение бензола и его гомологов.

1. СОСТАВ И ОСОБЕННОСТИ СТРОЕНИЯ МОЛЕКУЛЫ БЕНЗОЛА

Название «ароматические углеводороды» – историческое, возникновение его связано с тем, что первые представители, принадлежащие к этой группе соединений, имели ароматный запах. В дальнейшем было установлено, что большое число веществ, сходных по строению и свойствам с известными первыми представителями, не имеют ароматного запаха. Тем не менее, историческое название большой группы соединений сохранилось. Родоначальником ароматических углеводородов является бензол.

Ароматическими соединениями (арены) называются соединения, содержащие специфическую группировку атомов – бензольное кольцо.

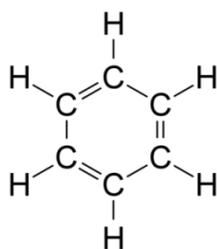
Общая формула ароматических углеводородов – $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$. К простейшим ароматическим соединением относится бензол C_6H_6

Бензол – бесцветная жидкость с характерным запахом, в воде не растворяется, легко переходит в парообразное состояние, кипит при температуре $80,1^\circ\text{C}$. При охлаждении бензол переходит в твердое кристаллическое соединение с температурой плавления $5,5^\circ\text{C}$.

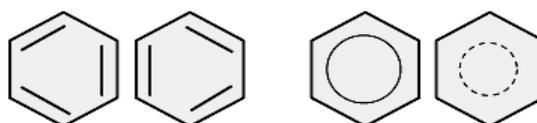
Сложной проблемой было выяснение строения бензола. Молекулярная формула бензола C_6H_6 . Сравнивая ее с формулой предельного углеводорода с таким же числом атомов углерода – гексаном C_6H_{14} , можно сделать выводы о значительной непередельности бензол.

Долгое время строение бензола оставалось невыясненным и только в 1865 г. немецкий химик Фридрих Август Кекуле предложил циклическое

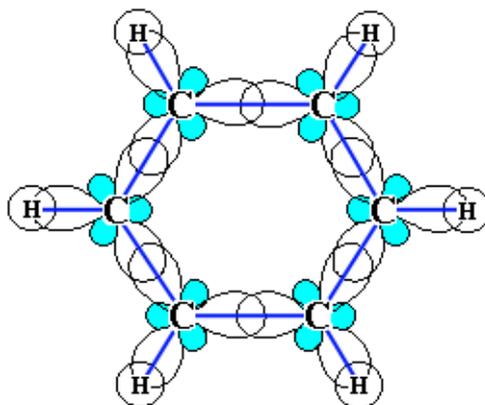
строение молекулы бензола, в которой соблюдается четырехвалентность углерода и двойные связи чередуются с одинарными (простыми):



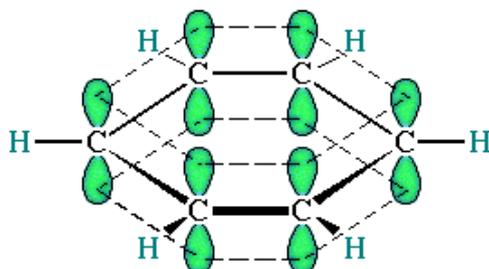
Часто запись формулы А. Кекуле упрощают для написания, а именно опускают группы СН и пишут лишь шестиугольники с указанием связей:



Дальнейшие исследования показали, что каждый из шести атомов углерода в молекуле находится в состоянии sp^2 -гибридизации и связан с двумя соседними атомами углерода и атомом водорода тремя σ -связями. Валентные углы между каждой парой σ -связей равны 120° . Таким образом, скелет σ -связей представляет собой правильный шестиугольник, в котором все атомы углерода и все σ -связи С-С и С-Н лежат в одной плоскости:



p-орбитали соседних атомов углерода перекрываются над и под плоскостью кольца, образуя единое π -электронное облако, что обуславливает высокую устойчивость бензольного кольца и предопределяет протекание преимущественно реакций замещения и реакций присоединения в более жестких условиях:



Таким образом бензольное ядро (кольцо) представляет собой устойчивую, прочную систему, состоящую из атомов углерода, связанных между собой σ -связями и единым π -электронным облаком.

Сочетание 6 сигма-связей с единой пи-системой называется ароматической связью.

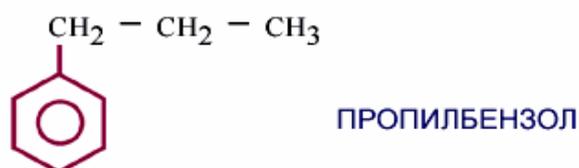
Цикл из 6 атомов углерода, связанных ароматической связью, называется бензольным кольцом (бензольным ядром).

2. ИЗОМЕРИЯ И НОМЕНКЛАТУРА ГОМОЛОГОВ БЕНЗОЛА

Для гомологов бензола характерно наличие бензольного ядра из 6 атомов углерода. Их можно рассматривать как соединения, получающиеся в результате амещения одного или нескольких атомов водорода в молекуле бензола на углеводородные радикалы

Номенклатура:

1. Цикл нумеруется с атома углерода к которому присоединен радикал.
2. Корнем в названии будет бензол.



При появлении двух заместителей цифрами обозначают их местоположение.

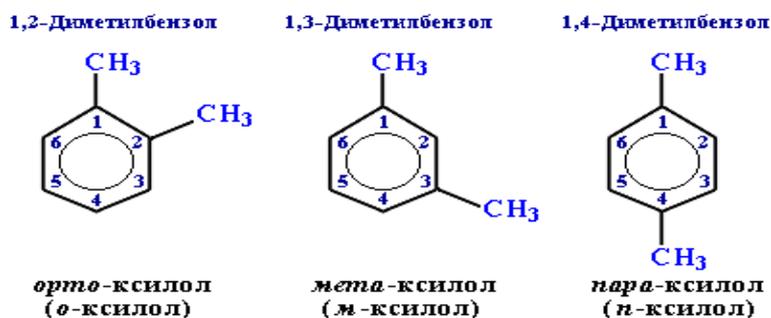
Например, если бензол содержит два метильных радикала, то соединение называют ксилол.

Положение заместителей указывают перед тривиальным названием соединения приставками:

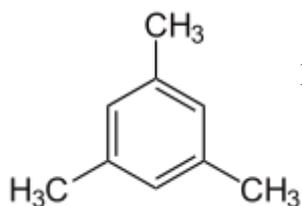
орто- (*o*-) заместители у соседних атомов углерода кольца, т.е. 1,2-;

мета- (*m*-) заместители через один атом углерода (1,3-);

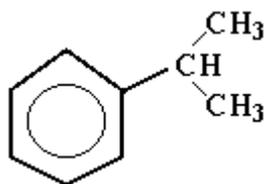
пара- (*p*-) заместители на противоположных сторонах кольца (1,4-).



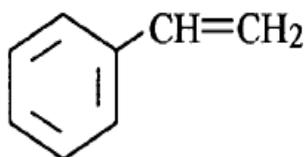
Простейшие гомологи бензола:



1,3,5-триметилбензол
(мезитилен)



Изопропил бензол
(кумол)



Винилбензол
(стирол)

3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА БЕНЗОЛА

Для бензола характерны реакции замещения, присоединения и окисления.

В обычных условиях атомы галогенов не взаимодействуют с бензолом, но в присутствии катализаторов хлор и бром замещают атомы водорода бензола, образуя галогенопроизводные:

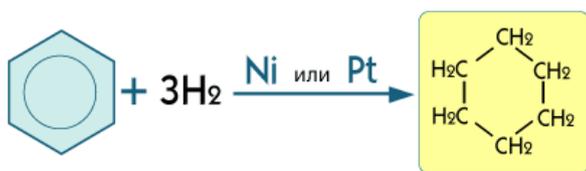


Атомы водорода также способны замещаться на нитрогруппу – NO₂. Реакция нитрования протекает при действии на бензол разбавленной азотной кислоты в присутствии серной кислоты:

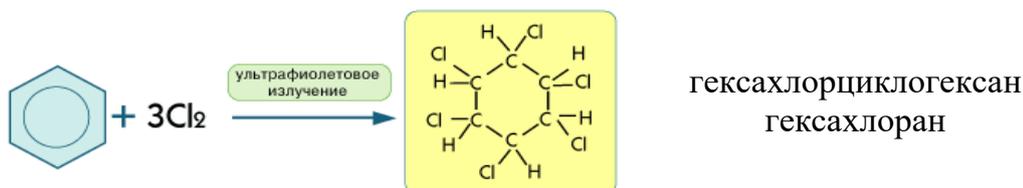


Нитробензол обладает запахом горького миндаля.

Тяжелее бензол вступает в реакции присоединения. В присутствии катализатора при нагревании молекула бензола присоединяет шесть атомов водорода, образуя циклогексан:



Также бензол способен присоединять хлор или бром под действием ультрафиолетового излучения:

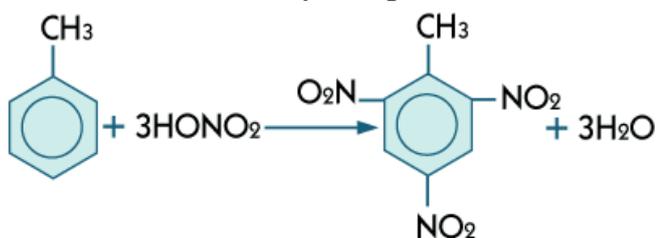


Гексахлорциклогексан (гексахлоран) применяют для протравливания семян зерновых культур (уничтожения головни).

Бензол устойчив к действию окислителей, гомологи же бензола окисляются значительно легче за счет окисления боковой цепи, обычно до карбоксильной группы:

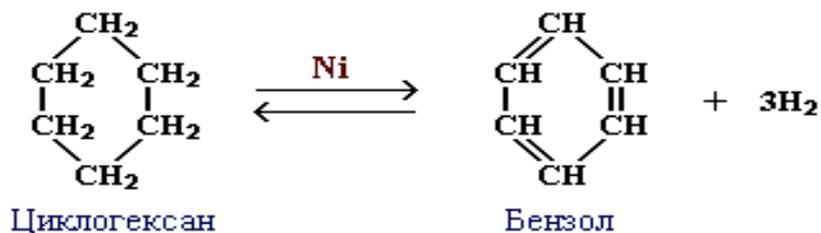


Бензол широко используется в органическом синтезе. В частности, производное бензола толуол применяют для получения тринитротолуола:

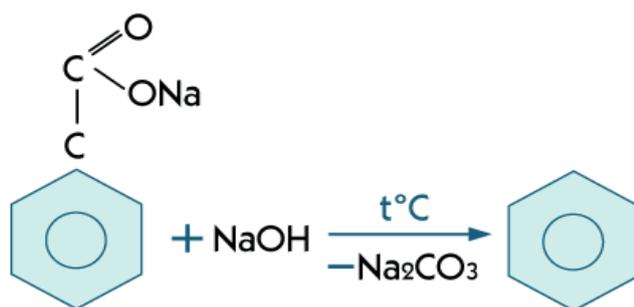


4. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ БЕНЗОЛА

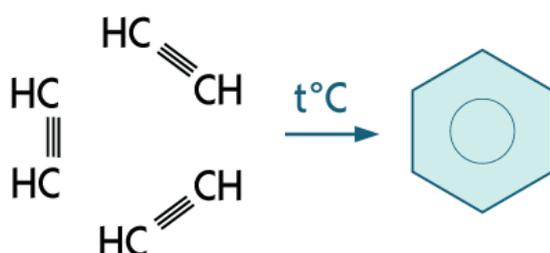
В начале 20 века русский химик Николай Дмитриевич Зелинский предложил получать бензол из циклопарафина – циклогексана, используя реакцию дегидрирования. Ее осуществляют при температуре 500 С и в присутствии катализатора:



В лабораторной практике бензол получают из натриевой соли бензойной кислоты, сплавляя ее с NaOH:



Либо реакцией тримеризации ацетилена, пропуская его через активированный уголь при нагревании:



5. ФИЗИЧЕСКАЯ АКТИВНОСТЬ БЕНЗОЛА И ЕГО ГОМОЛОГОВ

Бензол очень токсичен: сильно раздражает кожу, в высоких концентрациях оказывает судорожное действие, при многократных воздействиях небольших концентраций обуславливает изменения в крови и кроветворных органах, вызывает бесплодие у женщин. При систематической работе на производстве с большим количеством бензола у человека могут возникнуть раковые заболевания.

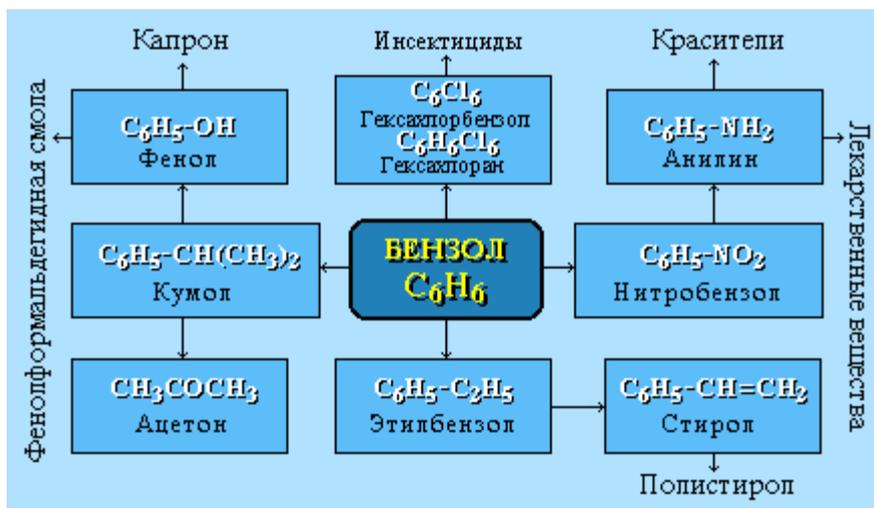
Толуол (метилбензол) поражает человека через кожу и органы дыхания, вызывает нервное возбуждение, рвоту, в больших концентрациях – потерю сознания. Свое название толуол получил потому, что впервые был выделен в 1838г. из толуанского бальзама – приятно пахнущая смола южноамериканского дерева. Бальзам применялся для приготовления средств от кашля и в парфюмерии.

Нитробензол – зеленовато-маслянистая жидкость с запахом миндаля. Нитробензол токсичен, впитывается через кожу, оказывает сильное воздействие на ЦНС, нарушает обмен веществ, вызывает заболевания печени, окисляет гемоглобин.

6. ПРИМЕНЕНИЕ БЕНЗОЛА И ЕГО ГОМОЛОГОВ

Бензол С₆Н₆ используется как исходный продукт для получения различных ароматических соединений – нитробензола, хлорбензола, анилина, фенола, стирола и т.д., применяемых в производстве лекарств,

пластмасс, красителей, ядохимикатов и многих других органических веществ.

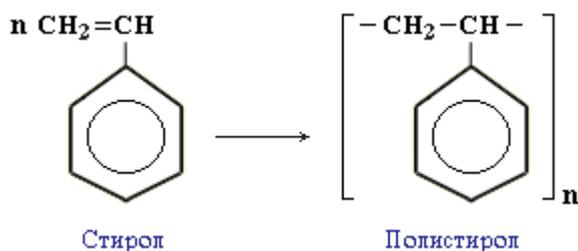


Толуол $C_6H_5-CH_3$ применяется в производстве красителей, лекарственных и взрывчатых веществ (тротил, тол).

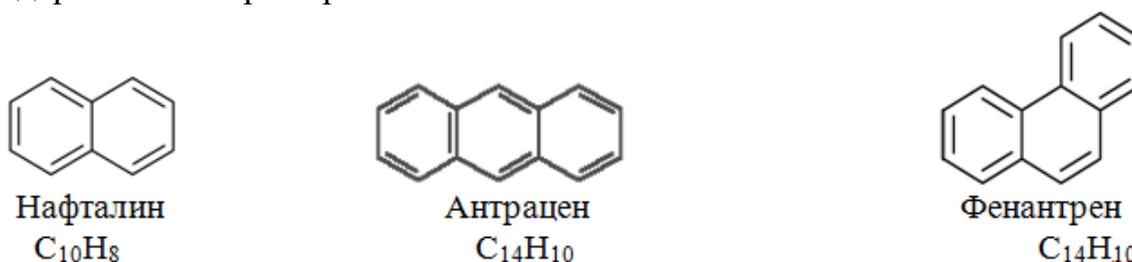
Ксилолы $C_6H_4(CH_3)_2$ в виде смеси трех изомеров (*орто*-, *мета*- и *пара*-ксилолов) – технический ксилол – применяется как растворитель и исходный продукт для синтеза многих органических соединений.

Изопропилбензол (кумол) $C_6H_4-CH(CH_3)_2$ – исходное вещество для получения фенола и ацетона.

Винилбензол (стирол) $C_6H_5-CH=CH_2$ используется для получения ценного полимерного материала *полистирола*.



Мы рассмотрели ароматические углеводороды с одним бензольным ядром (гомологический ряд бензола). Однако таких бензольных колец может быть в молекуле больше – такие ароматические углеводороды называются *многоядерными*. Например:



Нафталин построен из бензольных ядер и представляет собой бесцветное кристаллическое вещество, практически не растворимое в воде, но растворимое в органических растворителях.

Длительное воздействие нафталина может вызвать повреждение или разрушение красных кровяных телец (эритроцитов). В человеческом организме чаще всего концентрируется в жировой ткани, где может накапливаться до тех пор, пока жировая ткань не начнёт сжигаться и яд не попадёт в кровь, после чего наступает отравление организма (кровотечения, возникновение опухолей и т. д.).

Антрацен и фенантрен – изомеры, состоящие из трех бензольных ядер. Это кристаллические вещества.

Нафталин и антрацен используются в производстве красителей. Фенантрен – основная составная часть большого класса веществ – стероидов, выполняющих в организме роль гормонов – регуляторов жизненных процессов. Многие из них применяются как лекарственные препараты – гидрокортизон, эстрадиол и т.д.

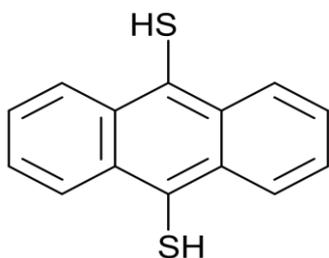
Влияние на здоровье фенантрена:

Исследователи указывают, что ежедневно в мире от рака легких умирает 3000 человек, и в большинстве случаев причиной заболевания является курение. Также курение ассоциируется еще с 18 типами онкологических заболеваний.

Содержащиеся в сигаретном дыме полициклические ароматические углеводороды считаются главными виновниками рака легких.

Исследователи добавили в сигареты меченый фенантрен и проследили его судьбу в организме 12 добровольцев. Обнаружилось, что, попав в кровь, фенантрен быстро превращается в токсичное вещество, разрушающее ДНК. Токсичное производное фенантрена появлялось в крови испытуемых всего 15-30 минут спустя после выкуривания сигареты. Такой быстрый эффект удивил даже исследователей – вдыхание сигаретного дыма было равноценно прямому введению фенантрена в кровь.

Нафталин, антрацен и фенантрен содержатся вместе с бензолом в каменноугольной смоле, получающейся при разложении каменного угля.



В 2005 химики из Калифорнийского университета в Риверсайде обнаружили первую «двуногую» молекулу *9,10-дитиоантрацена*, которая способна сама двигаться вперед на плоской медной поверхности при нагревании. Когда молекула нагревается на плоской медной поверхности, функциональные группы поочередно поднимаются и продвигают молекулу вперед.

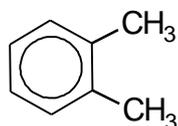
Во время тестирования молекула совершила около 10000 шагов наномасштаба, передвигаясь по прямой линии. Как описывает руководитель исследовательской группы, доцент Людвиг Бартелс: «подобно ходьбе человека, когда одна нога остаётся на основании, а другая движется и перемещает тело, у нашей молекулы всегда есть одна функциональная

группа на плоской поверхности, которая препятствует «спотыканию» молекулы и отклонению её от курса.»

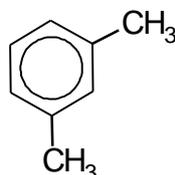
Контрольные вопросы:

1. Даны вещества, дайте им названия

а)



г)



2. Установите соответствие между формулой вещества и классом (группой) органических соединений, к которому(-ой) оно принадлежит.

формула вещества

класс (группа)

органических соединений

А) C₆H₆

1) алканы

Б) C₆H₁₀

2) алкены

В) C₇H₁₆

3) циклоалканы

Г) C₈H₁₀

4) алкины

5) арены

Лекция № 8

ТЕМА: «СПИРТЫ И ФЕНОЛЫ»

СПИРТЫ

План:

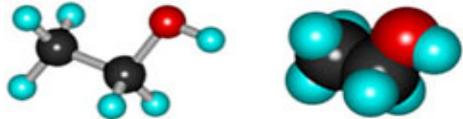
1. Формула, классификация, номенклатура спиртов.
2. Изомерия одноатомных спиртов.
3. Физические и химические свойства одноатомных спиртов.
4. Получение этанола.
5. Многоатомные спирты.
6. Химические свойства спиртов.
7. Применение.

1. ФОРМУЛА, КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА СПИРТОВ

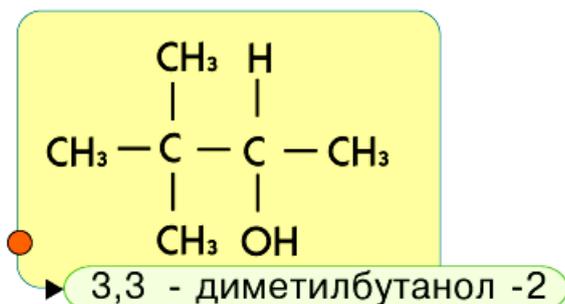
Спирты и фенолы относятся к кислородосодержащим соединениям, т.е. в их состав, кроме углерода и водорода, входит еще и кислород. В составе этих соединений имеются гидроксильные группы, связанные с углеводородным радикалом R – OH. Если в состав спирта или фенола входит одна гидроксильная группа, то их называют одноатомными, при наличии двух гидроксильных групп – двухатомными и т.д.

Спирты можно рассматривать как производные предельных углеводородов, в молекулах которых один атом водорода замещен на гидроксильную группу. Так как от гидроксильной группы зависят химические свойства спирта, то ее называют функциональной группой.

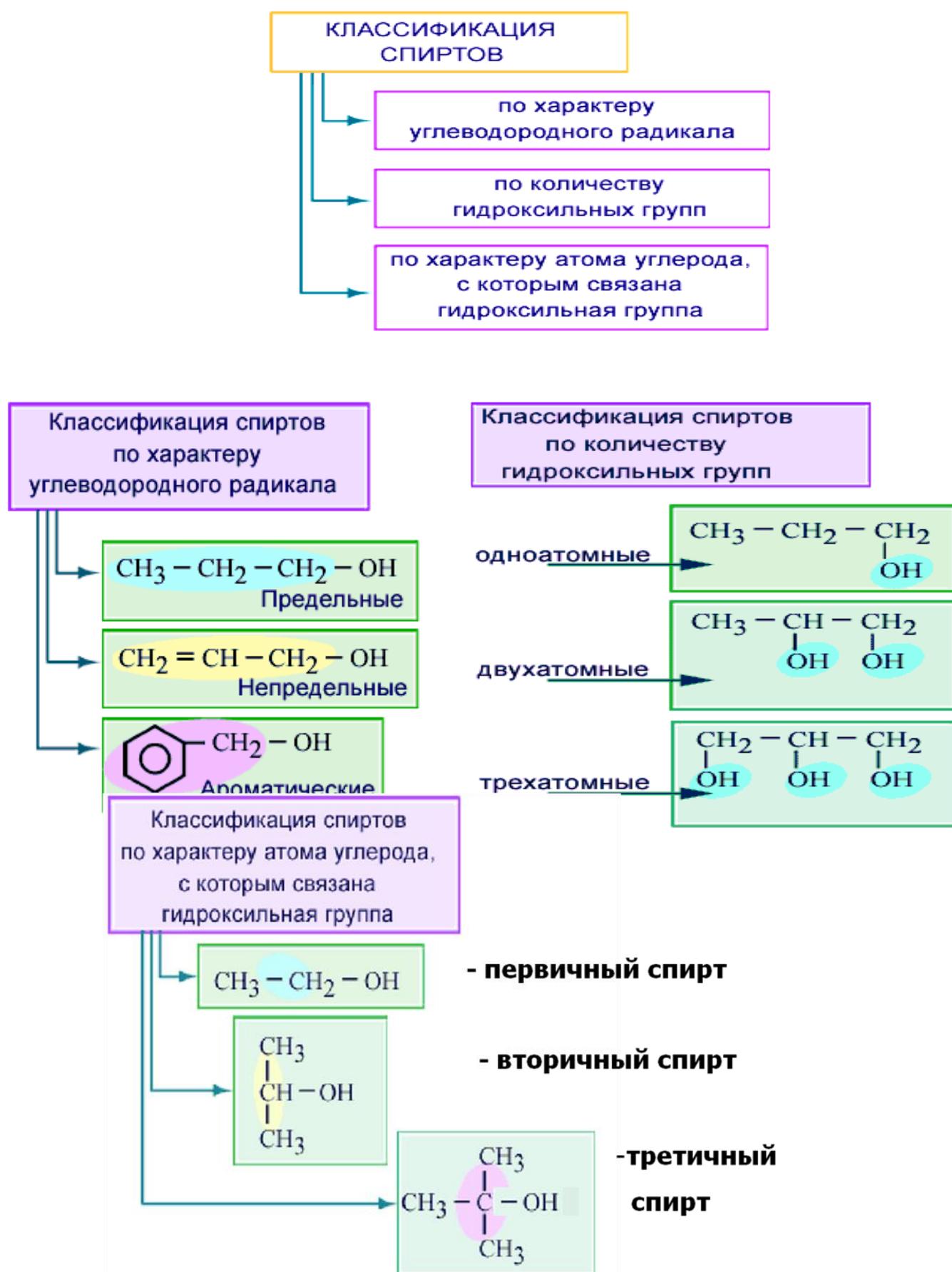
Общая формула $C_nH_{2n+1}OH$ или $R-OH$

Простейшие спирты		
Название	Формула	Модели
Метильный спирт (метанол)	CH_3-OH	
Этиловый спирт (этанол)	CH_3CH_2-OH	

Названия спиртов производят от названия радикала с добавлением окончания *-овый* и слова «спирт»: метильный спирт CH_3OH , пропиловый спирт C_3H_7OH и т.д. По номенклатуре ИЮПАК названия спиртов производят от названий соответствующего углеводорода с прибавлением окончания «ол». Например, метан – метанол, этан – этанол. Нумерация начинается с того конца, к которому ближе гидроксогруппа. В конце названия спирта ставится цифра, указывающая на атом углерода, связанный с гидроксогруппой. Например, 3,3-диметилбутанол-2:



Классификация спиртов

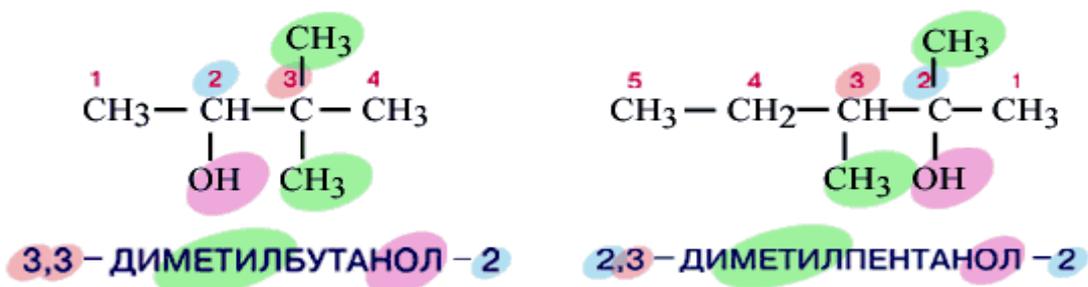


Первичным называется такой атом углерода, который связан только с

одним атомом углерода. *Вторичный* атом углерода связан с двумя, а *третичный* – с тремя атомами углерода.

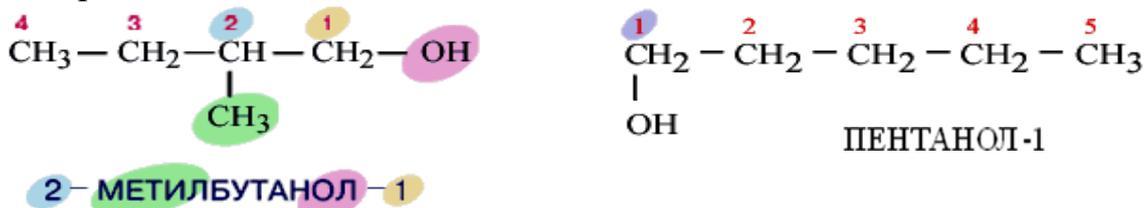
Номенклатура предельных одноатомных спиртов

1. Выбрать главную цепь, содержащую –ОН группу
2. Нумеруют цепь с той стороны, к которой ближе –ОН группа
3. Указывают положение и название радикалов, число атомов углерода в главной цепи с суффиксом –ан.
4. Затем добавляют суффикс –ол, обозначающий гидроксильную группу, и номер атома углерода, у которого эта группа находится.

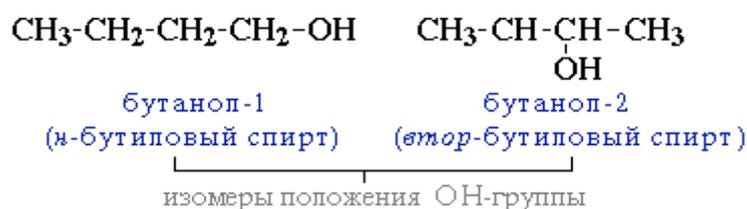


3. ИЗОМЕРИЯ ОДНОАТОМНЫХ СПИРТОВ

1. Углеродного скелета.

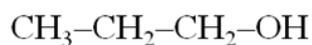
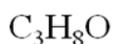


2. Положения функциональной группы.

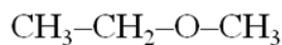


3. Межклассовая изомерия

➤ межклассовая с простыми эфирами



Пропанол



Метилэтиловый эфир

3. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОДНОАТОМНЫХ СПИРТОВ

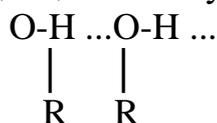
Предельные одноатомные спирты с числом атомов углерода C_1 - C_{12} – бесцветные жидкости, C_{13} - C_{20} – мазеобразные вещества, C_{21} и выше – твердые вещества. Метиловый и этиловый спирты имеют специфический алкогольный запах, другие жидкие спирты обладают удушливым не приятным запахом.

Метанол или метиловый спирт – сильнейший нервный и сосудистый яд. При принятии внутрь нескольких граммов вызывает тяжелое отравление, повреждает сетчатку глаза и дегенерацию зрительного нерва и может привести к слепоте, возможен смертельный исход.

Этанол или этиловый спирт – входит в состав алкогольных напитков. Попадая в организм, спирт действует сначала возбуждающе, а затем угнетающе на нервную систему, притупляя чувствительность, ослабляя функцию мозга и мышечной системы, ухудшает реакцию.

Все спирты легче воды, бесцветны, жидкие имеют резкий запах, твердые запаха не имеют. Метанол, этанол и пропанол неограниченно растворяются в воде, с увеличением числа углеродных атомов растворимость алканолов уменьшается, высшие спирты не растворяются в воде.

В спиртах нет газообразных состояний, это объясняется наличием в молекулах спиртов полярной гидроксильной группы, которая приводит к образованию между их молекулами водородных связей, что приводит к ассоциации молекул, делая их как бы прилипшими друг к другу.



Водородная связь возникает между спиртом и водой.

4. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СПИРТОВ

Этиловый спирт традиционно получают сбраживанием сахаристых веществ. Глюкоза расщепляется под действием ферментов микроорганизмов, образуя углекислый газ и этиловый спирт:

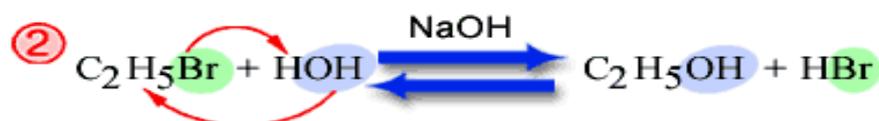


Также этиловый спирт получают гидратацией этилена в присутствии серной кислоты:

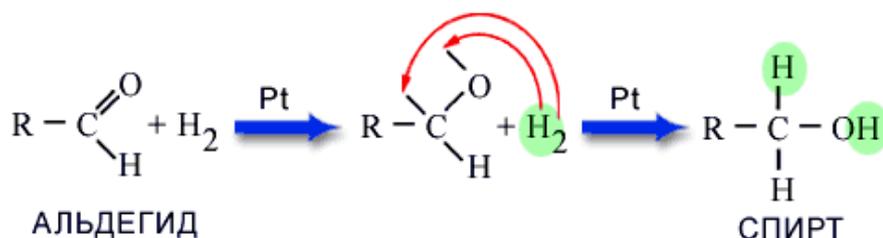
Условия: температура, давление, фосфорная кислота.



Гидролизом галогеналканов:

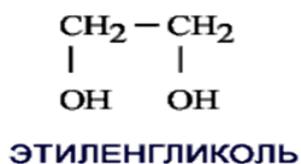


В общем случае спирты получают восстановлением альдегидов в присутствии катализатора:

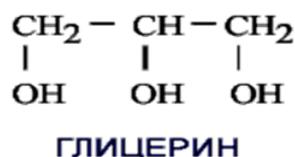


5. МНОГОАТОМНЫЕ СПИРТЫ

В молекулах многоатомных спиртов содержится две и более гидроксильных групп. Так, в двухатомном спирте две гидроксильные группы, в трехатомном – три.



Этандиол-1,2



Пропантриол-1,2,3

Гидроксильные группы находятся всегда у разных атомов углерода. Один атом углерода не может удержать две гидроксильные группы: такое соединение не устойчиво. Вспомните строение угольной кислоты, которая существует только в растворе, она очень непрочна и разлагается на углекислый газ и воду.

Этиленгликоль и глицерин – бесцветные вязкие жидкости, сладкие на вкус, тяжелее воды, хорошо растворяются в воде. Совершенно чистый и безводный глицерин – твердое вещество, плавящееся при 18 С, вызывает ожоги, поэтому пользуются всегда концентрированным водным раствором глицерина. Глицерин – не ядовит, этиленгликоль – сильный яд.

5. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СПИРТОВ

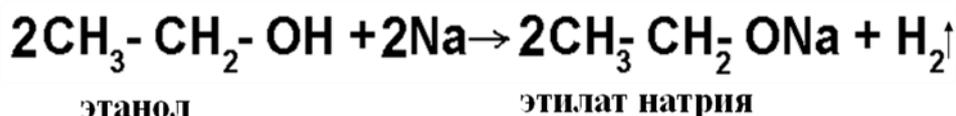
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОДНОАТОМНЫХ СПИРТОВ

Атом водорода в гидроксогруппе более подвижен, чем прочие атомы водорода, связанные с атомом углерода, поэтому спирты могут проявлять как кислотные, так и основные свойства, т.е. являются амфотерными соединениями.

1. Реакции идущие с разрывом связи О – Н

1) Кислотные свойства спирты проявляют при взаимодействии с щелочными и щелочноземельными металлами.

Например, реакция этилового спирта с натрием:



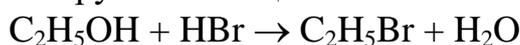
В результате реакции замещения образуется твердое вещество – этилат

натрия. Продукты замещения водорода в гидроксильной группе на металл называются *алкоголятами*.

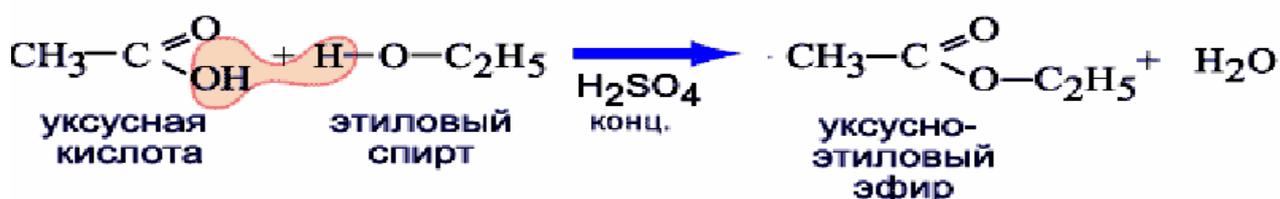
2. Реакции идущие с разрывом связи С – ОН

За счет разрыва этой связи в реакцию может вступить вся гидроксильная группа. Таким образом проявляются основные свойства спиртов.

Например, при нагревании спиртов с галогеноводородами гидроксогруппа замещается на галоген:

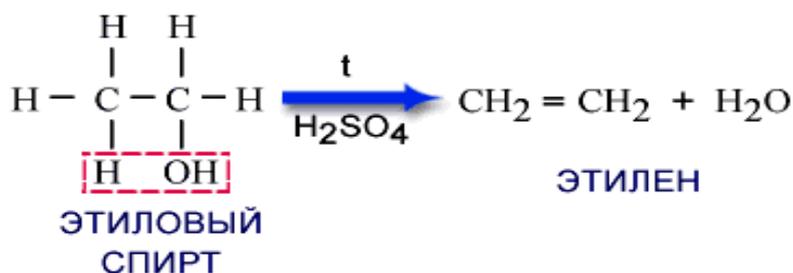


3. Реакция этерификации – это реакция взаимодействия карбоновых кислот со спиртами.

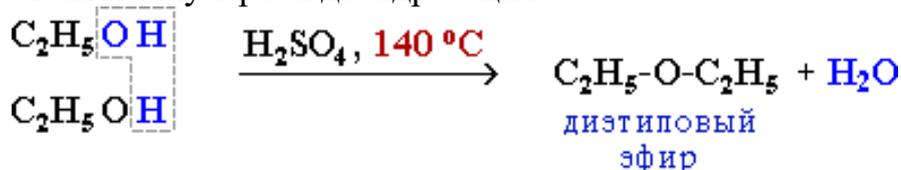


4. Реакции дегидратации

– Внутримолекулярная дегидратация

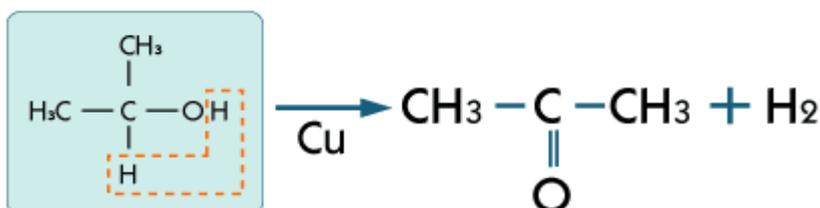
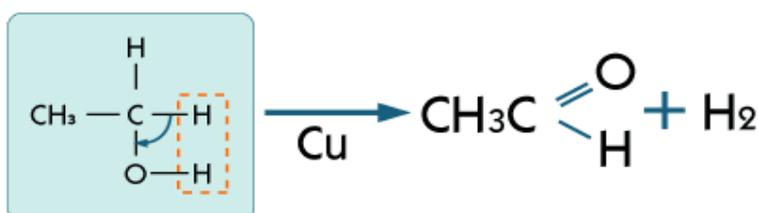


– Межмолекулярная дегидратация



5. Реакции окисления

Спирты окисляются в присутствии катализаторов: из первичных спиртов образуются альдегиды, а из вторичных – кетоны:



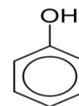
5. Применение фенолов

1. ФЕНОЛЫ

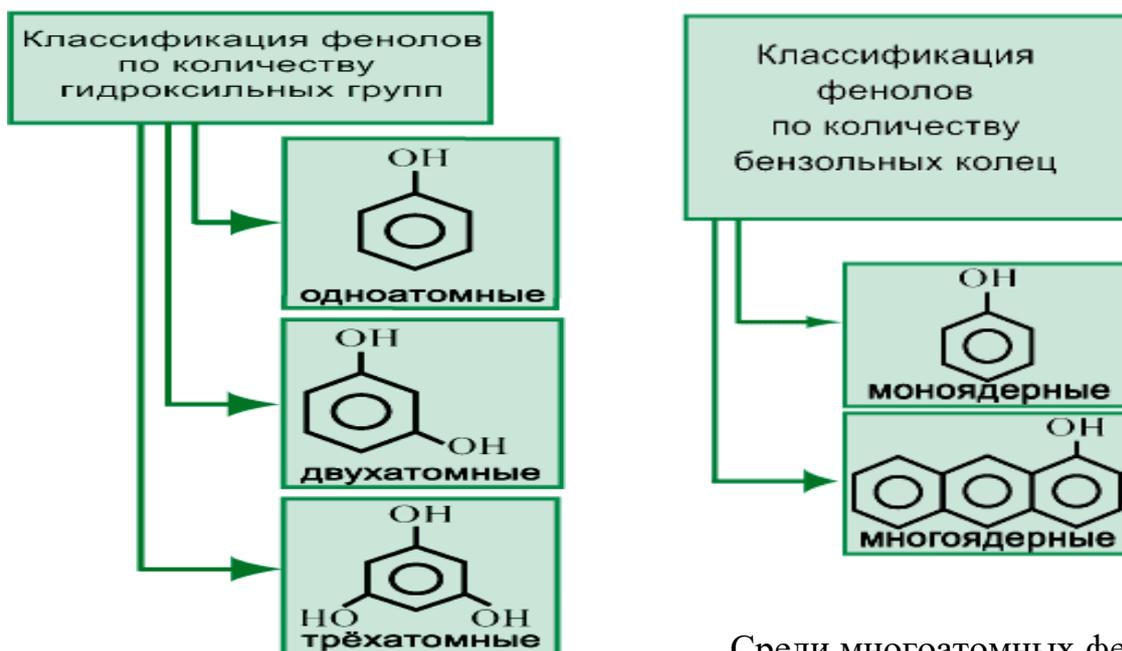
Фенол – органическое соединение, содержащее гидроксильную группу, непосредственно связанную с бензольным кольцом.

- фенолы – производные ароматических углеводородов;
- фенолы – спирты, в которых группа –ОН связана с бензольным кольцом.

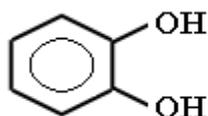
Простейший представитель – фенол. C_6H_5OH



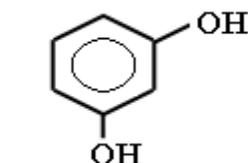
КЛАССИФИКАЦИЯ ФЕНОЛОВ



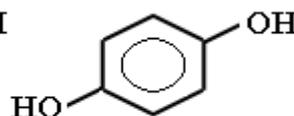
Среди многоатомных фенолов наиболее распространены двухатомные:



Пирокатехин
(1,2-дигидрокси-бензол)

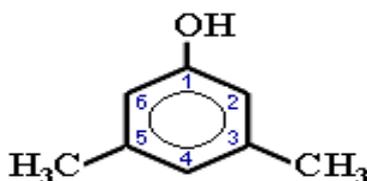


Резорцин
(1,3-дигидрокси-бензол)



Гидрохинон
(1,4-дигидрокси-бензол)

НОМЕНКЛАТУРА ФЕНОЛОВ

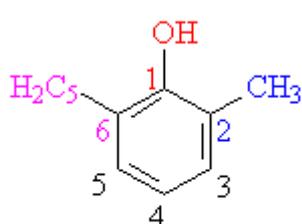


3,5-диметилфенол

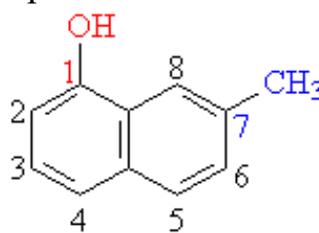
Нумерация атомов углерода в бензольном ядре начинается с атома непосредственно связанного с гидроксильной группой.

Затем называются заместители, начиная с простейшего, с указанием номера атома углерода, при котором они находятся.

Так как мы выяснили что фенолы это производные ароматических углеводородов – фенолы можно называть по ароматической номенклатуре.

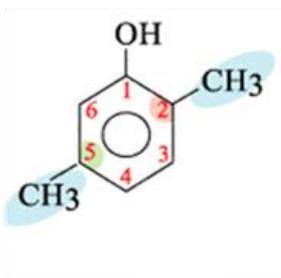


1-гидрокси-2-метил-6-этилбензол

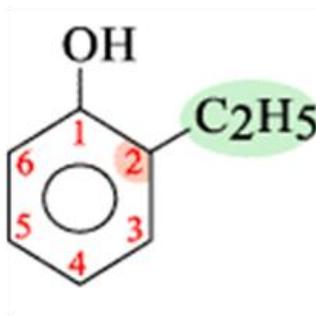


1-гидрокси-7-метилнафталин

Назовите следующие вещества:



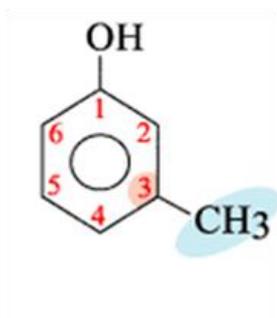
2.



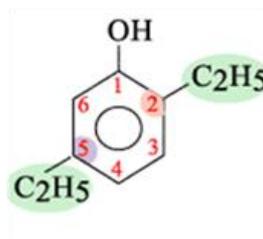
3.



4.



5.



2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФЕНОЛОВ

Фенол – бесцветное кристаллическое вещество. Кристаллы фенола имеют игольчатую структуру. На воздухе фенол окисляется и приобретает розовый оттенок. Обладают специфическим запахом гуаши. Фенол плавится при температуре 43 С, а кипит при температуре 181°С. Мало растворяется в воде при комнатной температуре, однако быстро растворяется при 60-70 °С.

Фенол ядовит, при попадании на кожу вызывает ожоги, одновременно он всасывается через кожу и может вызвать отравление.

3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФЕНОЛОВ

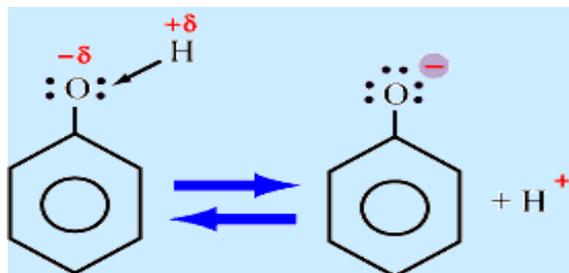
Химические свойства обусловлены наличием в фенолах:

- гидроксильной группы;
- бензольного кольца.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОБУСЛОВЛЕННЫЕ НАЛИЧИЕМ ГИДРОКСИЛЬНОЙ ГРУППЫ:

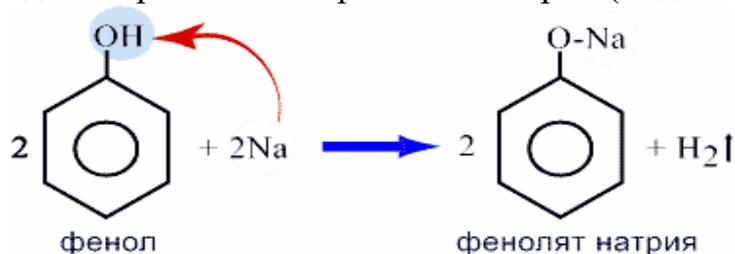
1. Диссоциация фенола.

Влияние бензольного кольца на гидроксильную группу выражается в том, что связь атома водорода с кислородом ослабевает, и фенол способен диссоциировать в водном растворе



2. Взаимодействие с натрием.

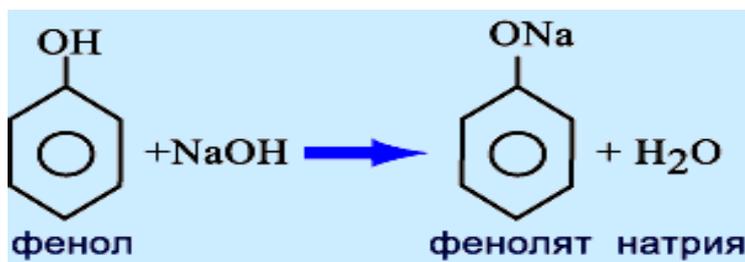
Присутствие в феноле гидроксильной группы делает его схожим с одноатомными спиртами – он вступает в реакции с щелочными металлами, образуя простые эфиры. Если в расплавленный фенол поместить кусочек металлического натрия, то реакция между ними происходит с выделением водорода и образованием фенолята натрия (подобно алкоголятам)



3. Взаимодействие с щелочами.

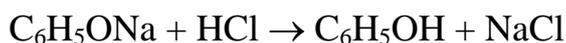
Влияние бензольного ядра обуславливает свойство, которое совсем не характерно для спиртов, фенол может при обычных условиях взаимодействовать со щелочами, проявляя свойства слабой кислоты.

Если к слабому раствору щелочи, в который внесены 1-2 капли фенолфталеина, приливать по каплям водный раствор (3%) фенола, то наблюдается обесцвечивание раствора, происходит реакция, подобная реакции нейтрализации.



Феноляты способны существовать в водных растворах щелочей, в то время как алкоголяты легко разлагаются (гидролизуются).

При действии кислот они разлагаются с образованием фенола и соли:



4. Взаимодействие с солями. Взаимодействие с хлоридом железа (III)(качественная реакция на фенол):



образуется дихлоридфенолят железа (III) (фиолетовое окрашивание)

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОБУСЛОВЛЕННЫЕ НАЛИЧИЕМ БЕНЗОЛЬНОГО ЯДРА

1. Реакции окисления

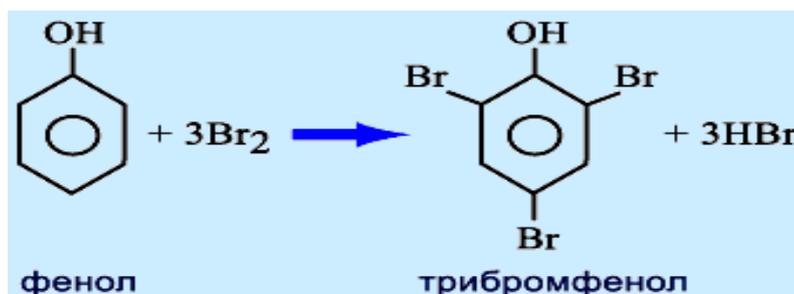
Фенол окисляется кислородом воздуха, приобретая розовую окраску.

2. Реакции замещения.

а) Галогенирование

Фенол легко вступает в реакцию с бромной водой. Если к разбавленному водному раствору фенола прилить бромную воду, то образуется белая взвесь, постепенно оседающая в виде белого осадка – трибромфенола.

Замещение идет по положению 2, 4, 6.

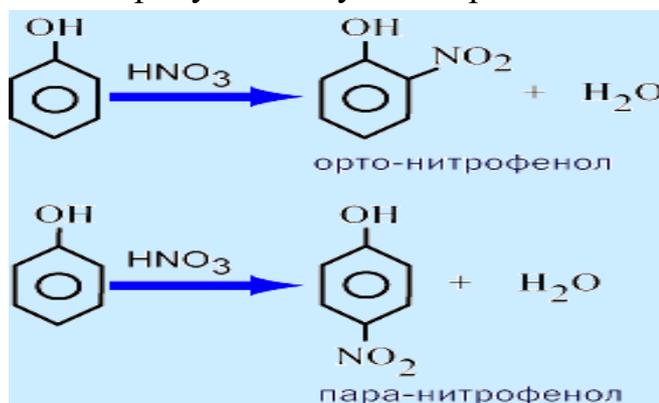


Бензол же не реагирует с бромной водой, а только с бромом и в присутствии катализатора.

б) Нитрование фенола

Нитрование фенола также происходит легче, чем нитрование бензола.

В зависимости от концентрации азотной кислоты условия реакции и получаемые продукты могут быть разными.



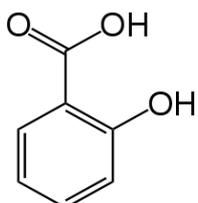
В результате полного нитрования фенола образуется 2,4,6-тринитрофенол (пикриновая кислота) – взрывчатое вещество.

5. ПРИМЕНЕНИЕ

Фенол в больших количествах используется для фенолформальдегидных пластмасс, красителей, лекарственных веществ.

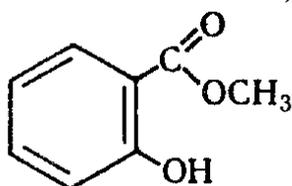
Фенол – антисептическое и дезинфицирующее средство. Применяемое для лечения некоторых кожных заболеваний. Используется в синтезе многих лекарственных средств:

Салициловая кислота



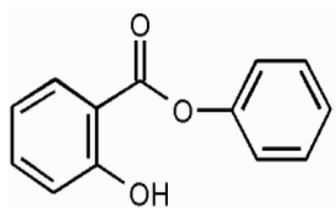
Обезболивающее, жаропонижающее, противовоспалительное средство. Салициловая кислота – антисептик, входит в состав мазей, паст, присыпок и растворов для лечения кожных заболеваний. При приеме внутрь салициловая кислота вызывает эрозию пищеварительного тракта.

Метилсалицилат



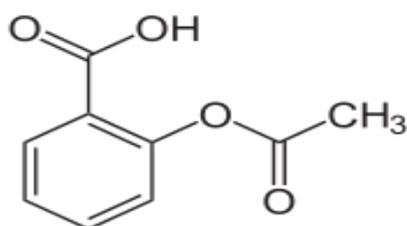
Противовоспалительный препарат, используемый для втирания в кожу.

Салол(фениловый эфир салициловой кислоты)



Антибактериальный препарат, малотоксичен. Применяют при заболеваниях кишечника (колиты, энтероколиты)

Аспирин (ацетилсалициловая кислота)

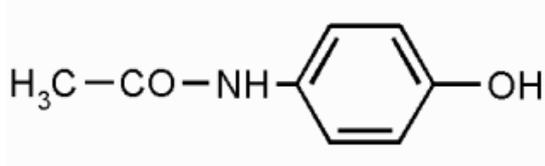


Это лекарственное средство используется уже около 100 лет. Аспирин – противовоспалительное средство, обладает анальгетическим и жаропонижающими свойствами.

В настоящее время считают, что аспирин ингибирует фермент простагландинциклооксигеназу и тем самым замедляет синтез простагландинов. Простагландины – это гормоны, участвующие во многих процессах организма, в том числе в модификации сигналов, в особенности сигналов боли. Возможно, они играют важную роль в расширении кровеносных сосудов, которое вызывает головные боли (если это

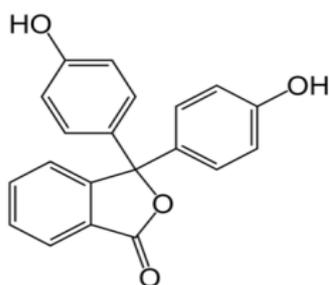
внутричерепные сосуды) или мигрень (если эти сосуды расположены на наружной поверхности черепа).

Парацетамол



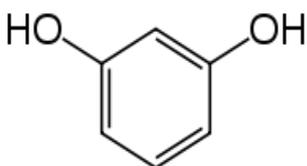
Обладает болеутоляющей активностью.

Фенолфталеин (пурген) $\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_4$



Слабительное средство.

Резорцин



Бесцветные кристаллы. На воздухе резорцин быстро окисляется и краснеет. Поэтому лекарства с резорцином могут храниться только 1-2 дня в герметически закрытых склянках. Резорцин используется как антисептик в дерматологической практике и в отоларингологии (для ушных капель).

Опасность фенола для здоровья человека заключается в том, что он оказывает негативное воздействие на нервную систему. Фенольные пары и пыль, а также раствор фенола, раздражают глаза, слизистые оболочки дыхательных путей, а также кожные покровы. Если фенол попадает в организм, то его всасывание происходит в считанные. Буквально через несколько минут после попадания в организм, фенол оказывает паралитическое воздействие на головной мозг человека, а именно – на ткани головного мозга. Первые симптомы отравления фенолом – паралич дыхательного центра организма. Следует отметить, что попадая в организм даже в минимальном количестве, фенол может вызвать кашель, сильную головную боль, тошноту и общую слабость. Что касается тяжелых случаев отравления этим веществом, то его характерными признаками являются потеря сознания, затруднение дыхания, омертвление роговицы глаза и также сокращением частоты пульса, судороги.

Доказано, что фенол благоприятствует развитию онкологических заболеваний. К примеру, достаточно часты и документально зарегистрированы случаи частых онкологических заболеваний среди жильцов домов, в материале которых использовалось это вещество.

Сегодня фенол является одним из наиболее опасных для здоровья человека веществ, и, к сожалению, достаточно широко распространенным. Рекомендуется выбирать только качественные строительные материалы, избегая подозрительно дешевой продукции. Практически всегда низкая цена свидетельствует о низком качестве продукции, и, как следствие, о том, что в ее составе содержатся вредные вещества. Кроме того, следует обращать внимание и на марку производителя: известные фабрики всегда имеют экологические сертификаты и изготавливают свою продукцию в соответствии с самыми современными требованиями к ее безопасности для здоровья человека. Таким образом, приобретая отделочные или строительные материалы от известных производителей, можно быть уверенным в том, что приобретается экологически чистый и безопасный материал, в составе которого нет вредных веществ, в том числе, и фенола.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение спиртам.
2. Опишите химические свойства характерные для предельных одноатомных спиртов на примере этанола.
3. Какие реакции являются качественными на этиловый спирт?
4. Какая реакция является качественной на многоатомные спирты?
5. Дайте определение фенолам.
6. Какая реакция является качественной на фенолы?
7. Назовите области применения этанола и фенола.

Лекция № 9

ТЕМА: «АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ»

План:

1. Состав альдегидов и кетонов.
2. Номенклатура и типы изомерии.
3. Физические свойства
4. Химические свойства.
5. Получение альдегидов и кетонов.
6. Сравнительные свойства кетонов.
7. Применение.

1. СОСТАВ АЛЬДЕГИДОВ И КЕТОНОВ

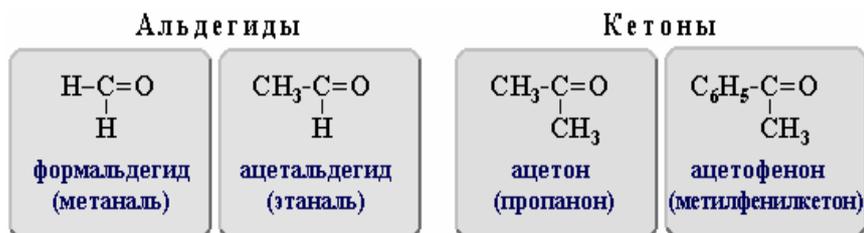
В молекулах альдегидов и кетонов присутствует одна и та же функциональная >C=O группа которая носит название *карбонильной группы*.

Альдегиды и кетоны – это органические вещества, которые содержат карбонильную группу.

Общая формула альдегидов и кетонов: $C_nH_{2n}O$



Если карбонильная группа связана с одним углеводородным радикалом и водородом, то такие соединения называются **альдегидами** (альдегидная группа); если она связана с двумя одинаковыми или разными радикалами – **кетонами** (кетогруппа).

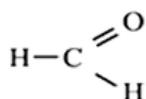


Альдегиды и кетоны встречаются в природе:

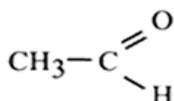


2. НОМЕНКЛАТУРА И ТИПЫ ИЗОМЕРИИ

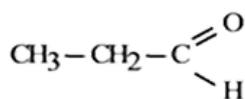
Названия альдегидов по систематической номенклатуре образуются от названия соответствующих алканов с добавлением суффикса – **аль**.



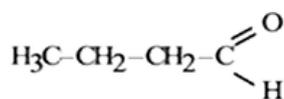
МЕТАНАЛЬ



ЭТАНАЛЬ



ПРОПАНАЛЬ

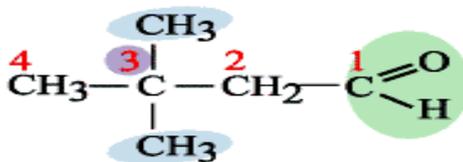


БУТАНАЛЬ

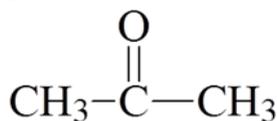
Для альдегидов также применяют тривиальные названия – производные от названий соответствующих кислот. Кроме того, простейшие альдегиды сохранили свое историческое название:

систематическое название		тривиальное название	формула
ГОМОЛОГИ	метаналь	муравьиный (формальдегид)	HCHO
	этаналь	уксусный (ацетальдегид)	CH_3CHO
	пропаналь	пропионовый	$\text{C}_2\text{H}_5\text{CHO}$
	бутаналь	масляный	$\text{C}_3\text{H}_7\text{CHO}$
	пентаналь	валериановый	$\text{C}_4\text{H}_9\text{CHO}$
пропеналь		акриловый (акролеин)	$\text{CH}_2=\text{CHCHO}$
бензальдегид		бензойный	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$

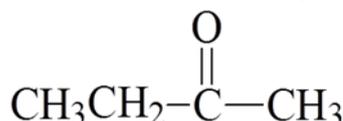
Нумерацию атомов углерода главной цепи начинают с атома углерода альдегидной группы.



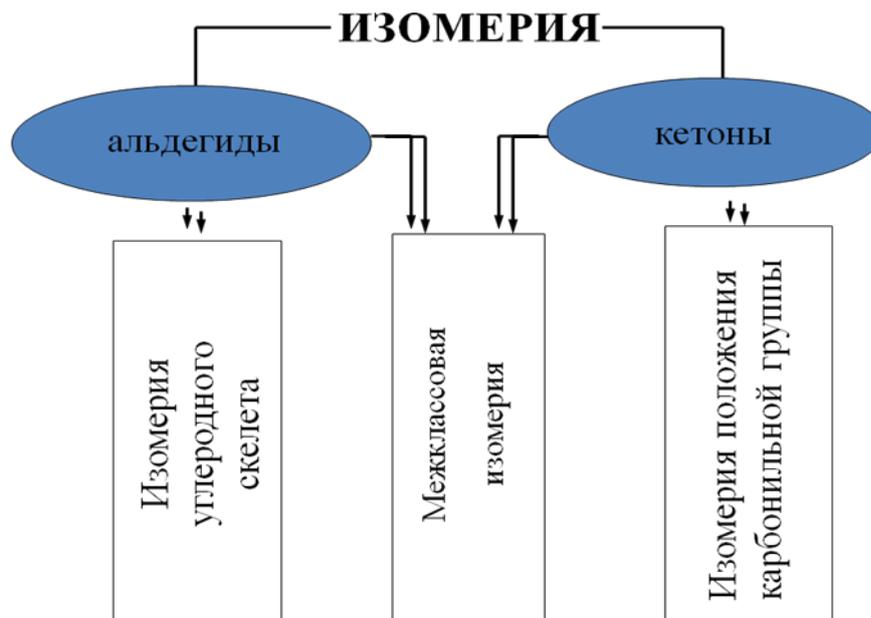
В названии кетонов кетогруппу обозначают суффиксом **-он** и цифрой, которая указывает номер атома углерода карбонильной группы



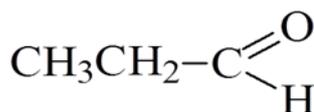
пропанон,
диметилкетон
(ацетон)



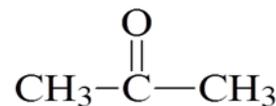
бутанон
метилэтилкетон



Перемещение функциональной (карбонильной) группы в середину углеродной цепи приводит к появлению изомерии другим гомологическим рядам – кетонам.



пропаналь
(пропионовый альдегид)



пропанон,
диметилкетон
(ацетон)

3. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Простейшие представители гомологического ряда альдегидов – муравьиный альдегид (формальдегид) – газ, следующий гомолог – уксусный альдегид – легкокипящая жидкость (кипит при температуре 20⁰ С). Последующие представители жидкости, высшие альдегиды – твердые вещества.

Муравьиный и уксусный альдегид обладают острым удушливым запахом, хорошо растворяются в воде. 30-40 %-й водный раствор формальдегида носит название формалина.

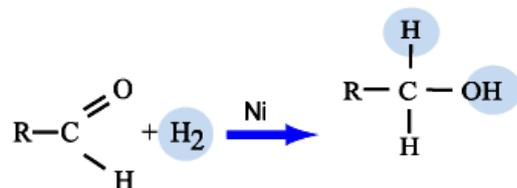
Первые представители кетонов – жидкости, хорошо растворяются в воде, например ацетон, высшие легкоплавкие твердые вещества.

С увеличением молекулярной массы альдегидов и кетонов растворимость их в воде уменьшается.

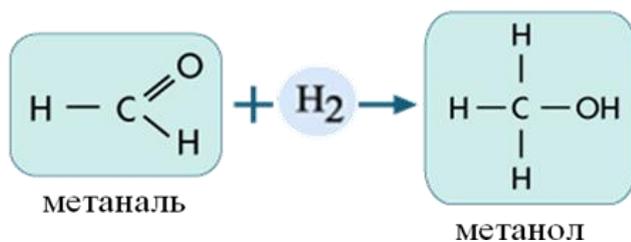
4. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Химические свойства альдегидов и кетонов в основном обусловлены наличием карбонильной группы. Рассмотрим свойства альдегидов как более активных веществ по сравнению с кетонами.

1. За счет разрыва π -связи карбонильной группы происходит **реакция присоединения водорода** (в присутствии катализатора) с образованием спирта:

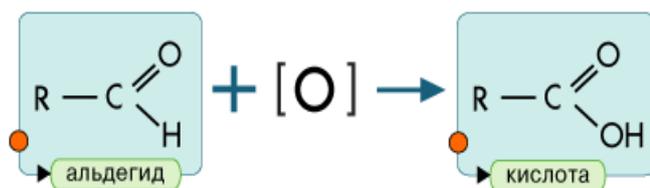


Продуктом гидрирования альдегидов являются первичные спирты, кетонов – вторичные спирты.



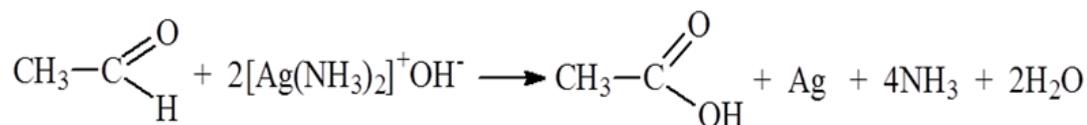
2. Реакция окисления

Общая схема:



Наиболее типичные две реакции, которые применяют для открытия альдегидной группы:

а) реакция с оксидом серебра. Альдегиды вступают в реакцию с аммиачным раствором оксида серебра

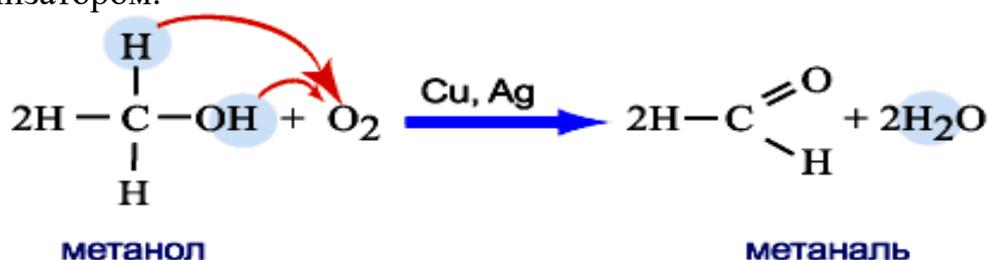


На стенках сосуда осаждается металлическое серебро, образуя на поверхности слой металла, похожий на зеркало. Поэтому качественная реакция на альдегиды называется *«реакцией серебряного зеркала»*.

б) реакция с гидроксидом меди (II) при нагревании.

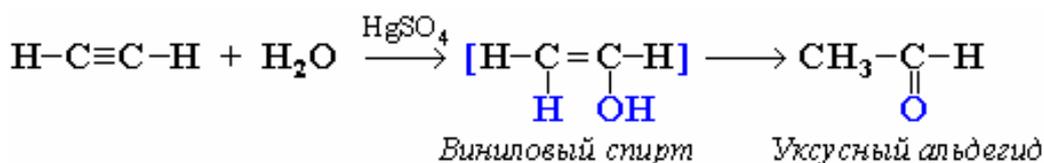
2. Дегидрирование спиртов.

Промышленный способ. Пары спирта пропускают над нагретым катализатором.

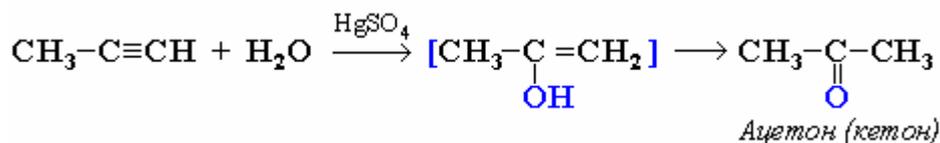


3. Гидратация алкинов (реакция Кучерова)

Присоединение воды к ацетилену в присутствии солей ртути (II) приводит к образованию ацетальдегида:

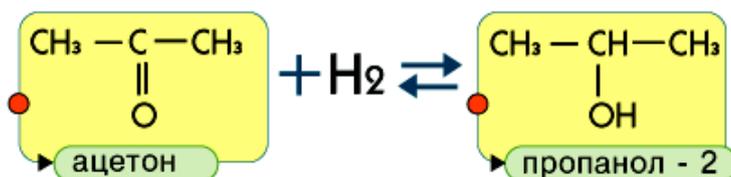


Кетоны получают при гидратации других гомологов ряда алкинов:



6. СРАВНИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА КЕТОНОВ

По химическим свойствам кетоны напоминают альдегиды. Ацетон, например, легко восстанавливается до спиртов:



7. ПРИМЕНЕНИЕ

Формальдегид (муравьиный альдегид, метаналь) – это газ с резким запахом, токсичный, вызывает раздражение слизистых тканей, оказывает сильное действие на ЦНС, нарушает обмен витамина С, дезактивирует ряд ферментов, угнетает синтез нуклеиновых кислот, обладает мутагенными свойствами. Формальдегид используется в производстве многих лекарств, а так же как дезинфицирующее, антисептическое и дезодорирующее средство. Бактерицидное действие формальдегида обусловлено его способностью денатурировать белки микроорганизмов, что лишает их возможности выполнять свои функции.

40% водный раствор формальдегида – **формалин** – применяется для хранения биологических препаратов и бальзамирования. Водный раствор формальдегида сохраняет свои дезинфицирующие свойства даже в

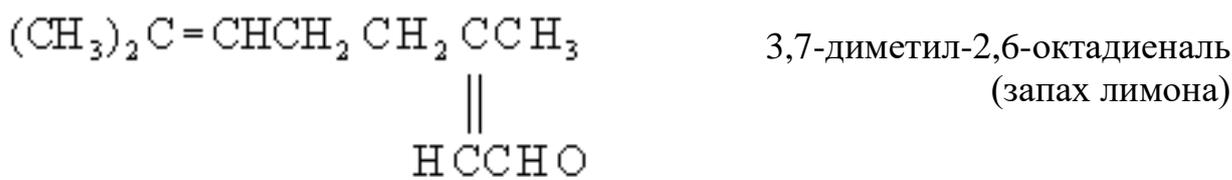
концентрации 10%. Такой раствор применяют для уничтожения спор сибирской язвы при обработке шерсти и шкур.

Уротропин – образуется при взаимодействии формальдегида с аммиаком, который используется как дезинфицирующее средство в урологии при воспалении мочевых путей.

Ацетальдегид (уксусный альдегид, этаналь) – представляет собой бесцветную жидкость с удушающим запахом, при разбавлении водой приобретает фруктовый запах. Ацетальдегид образуется в печени из этанола под действием фермента алкогольдегидрогеназы. Уксусный альдегид токсичен, раздражает слизистые оболочки, вызывает пневмонию и отек легких.

Ванилин $C_8H_8O_3$ В плодах ванили содержится ароматический альдегид, который придает им характерный запах. По запаху ванилин можно обнаружить в чрезвычайно малых количествах, однако повышение его концентрации не усиливает эффект. Ванилин применяется в парфюмерии, кондитерской промышленности, для маскирования запахов некоторых продуктов.

Цитраль



Запах цитрусовых обусловлен данным диеновым альдегидом. Его применяют в качестве отдушки средств бытовой химии, косметических и парфюмерных веществ.

Коричный альдегид C_9H_8O - Коричный альдегид содержится в масле корицы, его получают перегонкой коры дерева корицы. Применяется в кулинарии в виде палочек или порошка. Корица известна не только благодаря запаху, но и при лечении метеоризма.

Бензальдегид (C_7H_6O) - жидкость с запахом горького миндаля. Встречается в косточках и семечках, особенно в абрикосах и персиках. Его используют в пищевой промышленности, парфюмерии и медицине.

Фенилэтаналь C_8H_7O - фенилэтаналь по сравнению с бензальдегидом лучше соответствует рецептору цветочного запаха. Фенилэтаналь пахнет гиацинтом.

n-Гидроксифенилбутанон-2 $C_{10}H_{20}O_2$ - этот кетон обуславливает в основном запах спелых ягод малины. Его включают в состав синтетических душистых композиций

Феромоны. Не менее важна роль запаха и в жизни животных. Обоняние в мире животных играет чуть ли не большую роль, чем зрение или слух. Муравьи по запаху могут определить не только природу предмета, но и его размеры и форму. Для многих видов животных запах – это основная сигнальная система. Насекомые общаются между собой, выделяя ничтожные

количества органических веществ – феромонов. Чувствительность насекомых к феромонам просто поразительна: самец ночной бабочки чувствует половой феромон самки на расстоянии до 10 км! Такая реакция обусловлена соседством центра обработки обонятельных сигналов в головном мозге с лимбической системой, связанной с эмоциями. В этом случае химия непосредственно влияет на наши эмоции и поведение. Синтетические феромоны используют для борьбы с вредными насекомыми, заманивая их в ловушки.

Контрольные вопросы:

1. Что объединяет альдегиды и кетоны? Какие вещества называются альдегидами, а какие кетонами?
2. Приведите общую формулу гомологического ряда альдегидов.
3. Какова номенклатура альдегидов и кетонов?
4. Какие типы изомерии характерны карбонильным соединениям?
5. Какие химические свойства могут проявлять альдегиды?
6. Какими способами можно получить альдегиды и кетоны?
7. Приведите примеры природных источников нахождения альдегидов и кетонов.
8. Какова сфера применения карбонильных соединений?

Лекция № 10

ТЕМА: «КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ»

План:

1. Состав и классификация карбоновых кислот.
2. Номенклатура.
3. Изомерия.
4. Физические свойства.
5. Строение карбоксильной группы.
6. Химические свойства.
7. Получение кислот.
8. Физиологическая активность и применение карбоновых кислот в медицине.

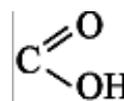
1. СОСТАВ И КЛАССИФИКАЦИЯ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ

Благодаря работам выдающегося шведского химика Карла Вильгельма Шееле к концу XVIII стало известно около десяти различных органических кислот он выделил и описал лимонную, молочную, щавелевую и другие кислот.

Уксусная кислота была известна еще в древнем мире в виде уксуса, образующегося при скисании вина. Это была единственная известная в то время кислота. Ее способность растворять жемчуг и известняк послужила

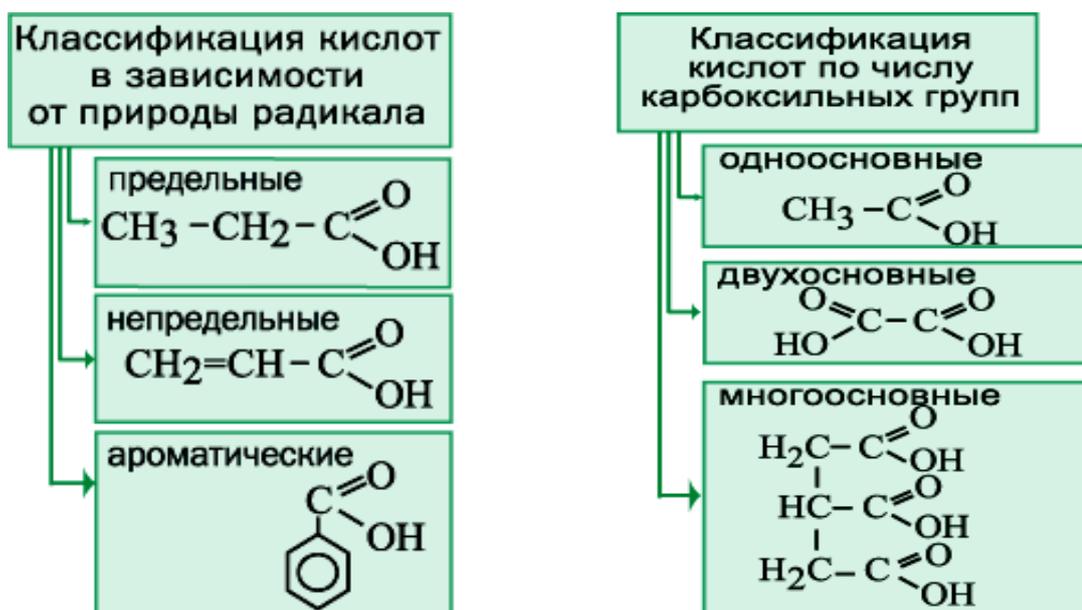
основой для легенды о том, что Александр Македонский во время своих походов устранял скалы с пути, разрушая их уксусом.

Карбоновые кислоты характеризуют наличием функциональной группы атомов – COOH, называемой *карбоксильной группой*. Ее можно рассматривать как сочетание карбонильной и гидроксильной групп



Карбоновые кислоты – органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом (исключение – муравьиная кислота)

Карбоновые кислоты можно классифицировать по двум признакам:

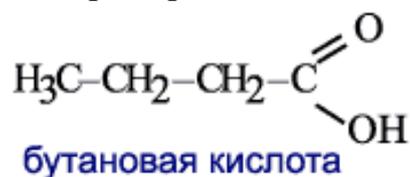


2. НОМЕНКЛАТУРА

В названии карбоновых кислот чаще всего используют тривиальные, т.е. исторически сложившиеся названия: муравьиная кислота, масляная кислота и т.д.

Названия кислот по систематической номенклатуре образуются от названий предельных углеводородов с тем же числом углеродных атомов с добавлением окончания *-овая* и слова *кислота*.

Например:



Количество карбоксильных групп указывается в названии префиксами *ди-*, *три-*, *тетра-*:

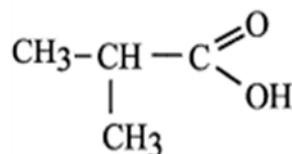
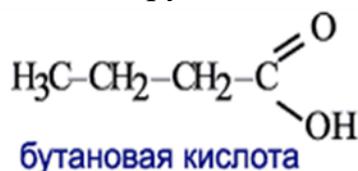


Насыщенные одноосновные кислоты содержат одну карбоксильную группу и образуют гомологический ряд с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$.

Химическая формула	Систематическое название кислоты	Тривиальное название кислоты
HCOOH	Метановая	Муравьиная
CH_3COOH	Этановая	Уксусная
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	Пропановая	Пропионовая
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Бутановая	Масляная
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Пentanовая	Валериановая
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$	Гексановая	Капроновая
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{COOH}$	Гептановая	Энантовая
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{COOH}$	Октановая	Каприловая
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$	Нонановая	Пеларгоновая
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{COOH}$	Декановая	Каприновая

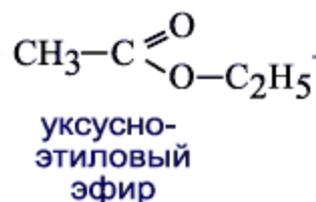
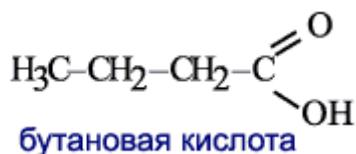
3. ИЗОМЕРИЯ

Начиная с четвертого члена гомологического ряда возможна *изомерия углеродного скелета*. Нумерация атомов углерода начинают с углерода карбоксильной группы.

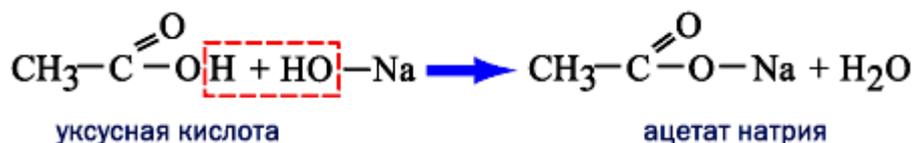


2-метилпропановая кислота

Для карбоновых кислот можно вывести изомерные соединения, относящиеся к другому классу органических соединений – сложные эфиры:

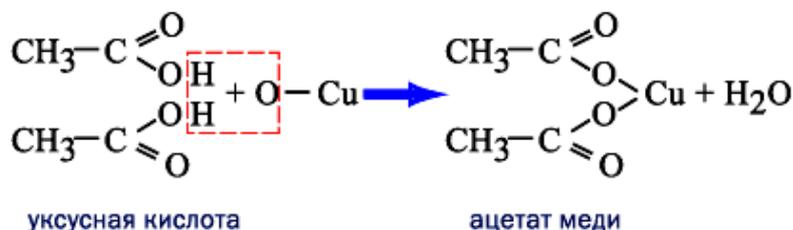


3. Реакция нейтрализации (кислота + щелочь)

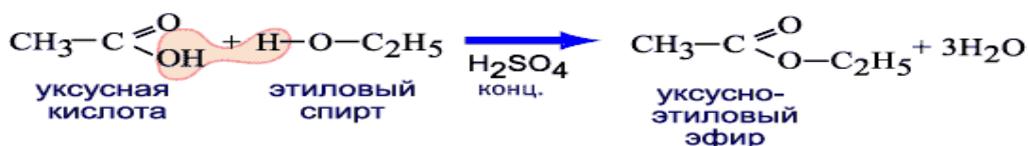
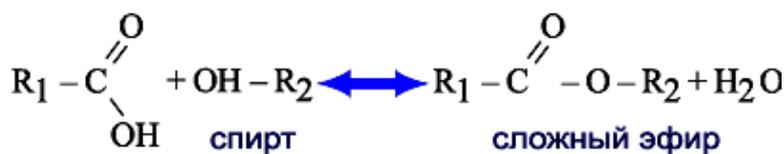


Соли уксусной кислоты называются ацетатами, а муравьиной – формиатами (от лат. «формика» – муравей).

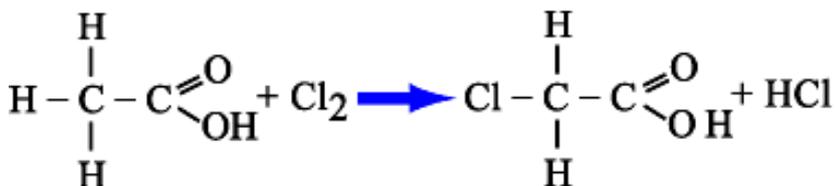
4. Взаимодействие с оксидами металлов.



5. Взаимодействие со спиртами (реакция этерификации).



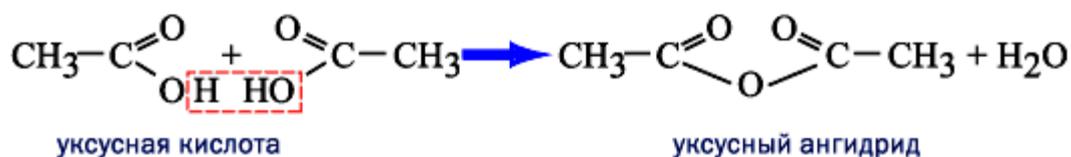
6. Галогенирование (реакция замещения)



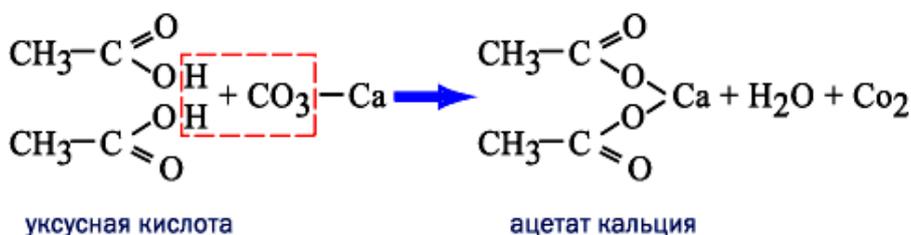
уксусная кислота

хлоруксусная кислота

7. Кислоты могут образовывать кислотные оксиды

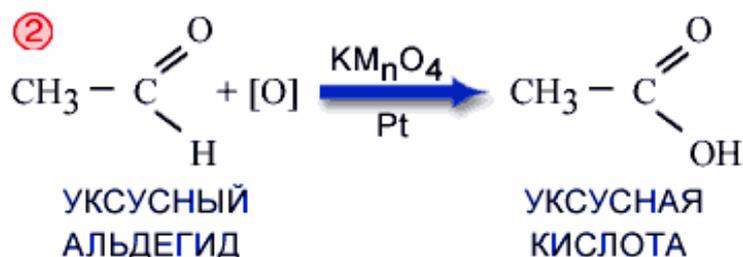
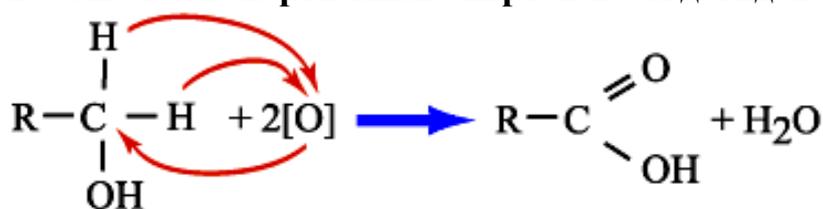


8. Взаимодействие с солями

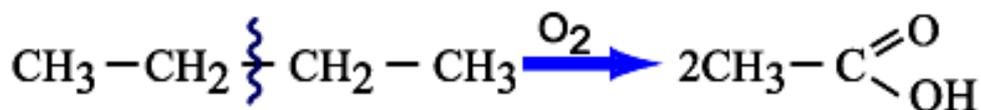


7. ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОТ

1. Окисление первичных спиртов и альдегидов



2. Каталитическое окисление алканов



8. ФИЗИОЛОГИЧЕСКАЯ АКТИВНОСТЬ И ПРИМЕНЕНИЕ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ

Молочная кислота (2-гидроксипропионовая) – образуется из содержащегося в свежем молоке молочного сахара (лактозы) под действием бактерий, а также из глюкозы под действием ферментов, содержащихся в потовых железах человека. Молочная кислота накапливается в мышцах при недостатке кислорода. В результате анаэробного расщепления глюкозы можно получить дополнительное количество энергии, но при этом повышается и концентрация кислоты в мышцах, что затрудняет их функционирование: человек ощущает общую слабость и тяжесть в мышцах.

В пищевой промышленности используется как консервант, пищевая добавка **E270**.

Лимонная кислота (2-гидрокси- 1,3,5 – пропантрикарбоновая кислота) – важный продукт обмена веществ в живых организмах. Используется в фармацевтической промышленности как компонент многих лекарственных средств т.к. является антикоагулянтом.

Муравьиная кислота была выделена из муравьев. Содержится в крапиве и яде некоторых насекомых (пчел). В медицине применяется в виде 1,25% спиртового раствора в качестве раздражающего наружного средства (при ревматических болях). Этот препарат называют муравьиным спиртом. Это сильный яд, его нельзя принимать внутрь.

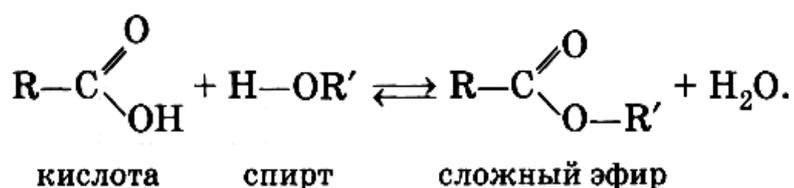
Она также используется при крашении тканей и бумаги.

Уксусная кислота Безводная уксусная кислота – кристаллическое вещество, такая кислота называется «ледяной». Водный раствор (70-80 %-й)

2. Номенклатура и изомерия.
3. Физические и химические свойства.
4. Применение эфиров.
5. Жиры: определение, состав и получение жиров.
6. Химические свойства жиров.
7. Применение жиров.
8. Биологическое значение жиров.

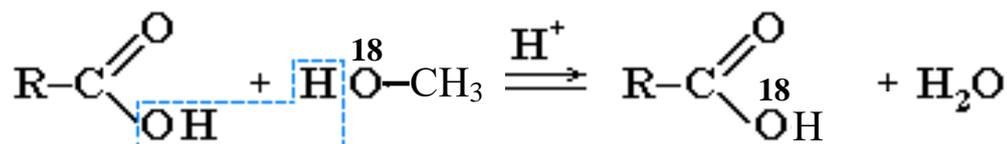
1. СОСТАВ И ПОЛУЧЕНИЕ СЛОЖНЫХ ЭФИРОВ

Важнейшими производными карбоновых кислот являются сложные эфиры. Их получают взаимодействием кислот со спиртами. В общем виде реакцию получения эфиров можно представить так:



Реакция образования эфира носит название реакции этерификации (от лат. aether – эфир). Эта реакция протекает медленно, поэтому обычно ее проводят в присутствии сильных неорганических кислот. (чаще всего серной), ускоряющих реакцию. Каталитическое действие тут оказывают ионы водорода.

В процессе реакции этерификации выделяется вода. За счет чего она образуется? Можно было бы предположить, что от молекулы органической кислоты будет отщепляться атом водорода, как наиболее протонизированный, а от молекулы спирта – гидроксильная группа. В течении многих лет считали, что эфиры именно так образуются, и только применение изотопов позволило установить истину. Для доказательства реакцию этерификации органической кислоты проводили с метиловым спиртом, в котором содержался изотоп кислорода ^{18}O . Исследования показали, что в результате реакции тяжелый атом кислорода оказался в сложном эфире:



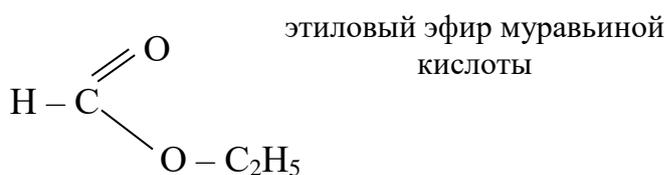
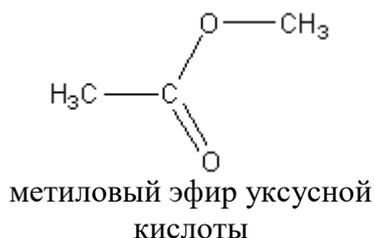
Следовательно, при взаимодействии органической кислоты со спиртом гидроксильная группа отщепляется от кислоты, а водород – от спирта.

Таким образом сложные эфиры – это органические вещества – продукты обменного взаимодействия карбоновых кислот со спиртами в результате реакции этерификации.

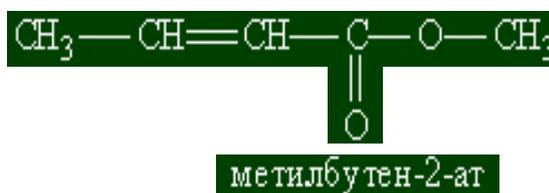
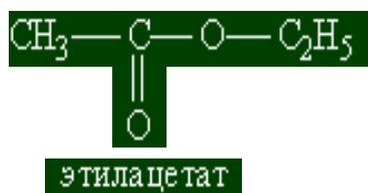
Общая формула эфиров: $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$

2. НОМЕНКЛАТУРА И ИЗОМЕРИЯ

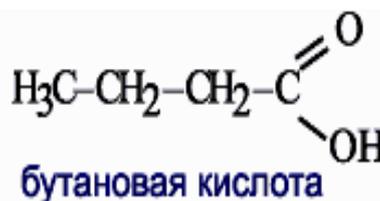
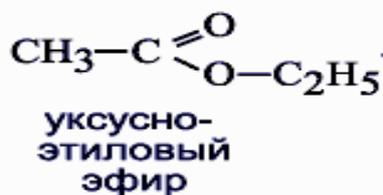
Названия сложных эфиров производят от названия тех кислот и спиртов, которое их образуют. Например:



Также названия сложных эфиров производят от названия углеводородного радикала и названия кислоты, в котором вместо окончания *-овая* используют суффикс *-ат*, например:



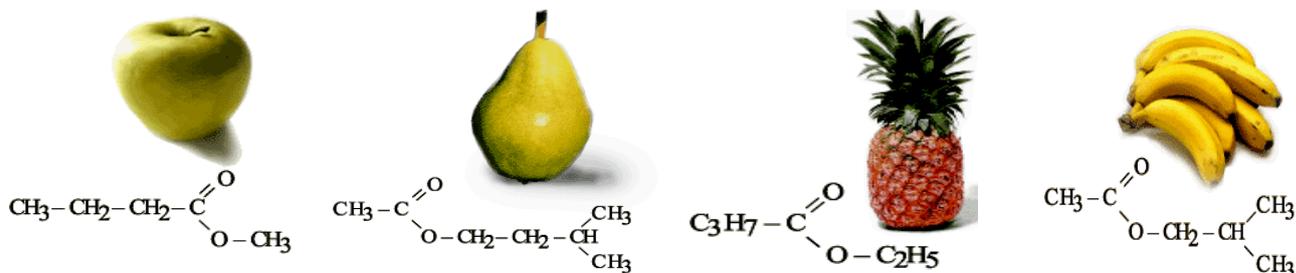
Сложные эфиры изомерны карбоновым кислотам с тем же числом атомов углерода. Например:



3. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

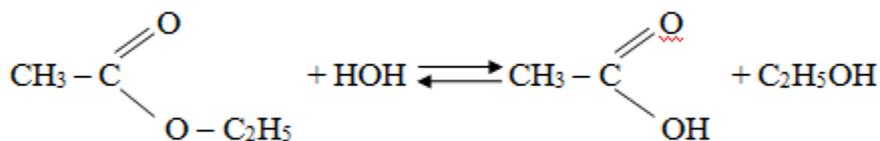
Физические свойства

Сложные эфиры низших карбоновых кислот и простейших спиртов – летучие жидкости, легче воды, имеют приятный фруктовый запах. Аромат многих цветов, плодов и ягод обусловлен содержанием в них сложных эфиров.



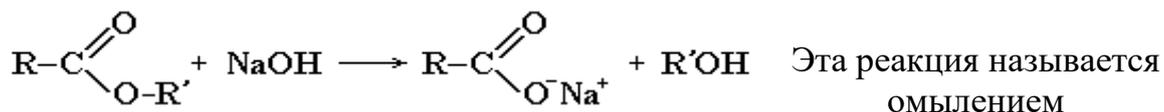
Химические свойства

Наиболее важным химическим свойством сложных эфиров является реакция с водой – гидролиз, или **омыление**.



Эта реакция противоположна реакции этерификации.

Чтобы гидролиз протекал необратимо его проводят в присутствии щелочи, т.к. образующиеся карбоксилаты не вступают в реакцию со спиртами.



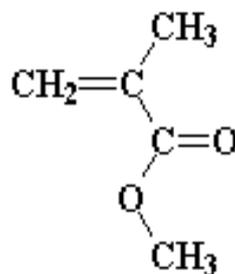
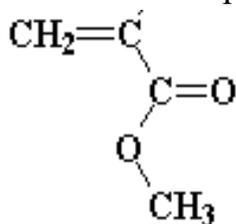
4. ПРИМЕНЕНИЕ СЛОЖНЫХ ЭФИРОВ

Сложные эфиры широко распространены в природе: они являются основными частями природных эфирных масел – аромат цветов, ягод и плодов обусловлен присутствием в них сложных эфиров.

Некоторые сложные эфиры в виде фруктовых эссенций получают искусственно, например грушевую эссенцию (из уксусной кислоты и изоамилового спирта), ананасовую эссенцию (из н-масляной кислоты и бутилового спирта). Фруктовые эссенции используют в парфюмерии, приготовлении фруктовых вод и кондитерских изделий.

Некоторые из них являются растворителями лаков.

Сложные эфиры метилакрилат и метилметакрилат широко используются в производстве пластмасс.



5. ЖИРЫ: ОПРЕДЕЛЕНИЕ, СОСТАВ И ПОЛУЧЕНИЕ

Среди сложных эфиров особое место занимают природные соединения – жиры.

Из различных источников выделено 600 различных видов жиров, их них – 420 растительного происхождения и более 180 животного происхождения.

Жиры могут быть твердые или жидкие. Жидкие жиры называются *маслами*. Твердые жиры – жиры животного происхождения (бараний, говяжий, свиной жир), жидкие – растительного (подсолнечное оливковое льняное масло).

Жиры легче воды и в воде не растворяются, но растворяются в органических растворителях – бензине, бензоле и др.

При длительном хранении жиры портятся (прогоркают). Под действием воздуха, света и микроорганизмов происходит частичный

гидролиз жиров с образованием свободных жирных кислот и продуктов их превращения, обычно имеющих неприятный запах и вкус. Срок годности жиров увеличивается при низкой температуре и в присутствии консервантов (чаще всего поваренной соли).

Историческая справка

В 17 веке немецкий ученый, один из первых химиков-аналитиков **Отто Тахений** впервые высказал предположение, что жиры содержат «скрытую кислоту».

Впервые химический состав жиров определил в 1811г французский химик **Мишель Эжен Шеврель**. Он нагревал жир с водой в присутствии щелочи, т.е. проводил гидролиз жира. В результате гидролиза он выделил глицерин и различные карбоновые кислоты.

В 1854г французский химик **Пьер Эжен Марселен Бертло** осуществил обратный процесс – синтезировал жиры, используя глицерин и высшие карбоновые кислоты.

Анализ и синтез жиров позволил сделать вывод, что жиры – сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и карбоновых кислот. Синтез жира можно выразить следующим уравнением:



где R, R', R'' - радикалы различных карбоновых кислот.

В состав твердых жиров (или просто жиров) входят высшие предельные кислоты, а в состав жидких жиров (растительных масел) входят непредельные кислоты.

Насыщенные (предельные) кислоты:

C₁₅H₃₁COOH – пальмитиновая кислота;

C₁₇H₃₅COOH – стеариновая кислота.

Ненасыщенные (непредельные) кислоты:

C₁₇H₃₃COOH – олеиновая кислота;

C₁₇H₃₁COOH – линолевая кислота;

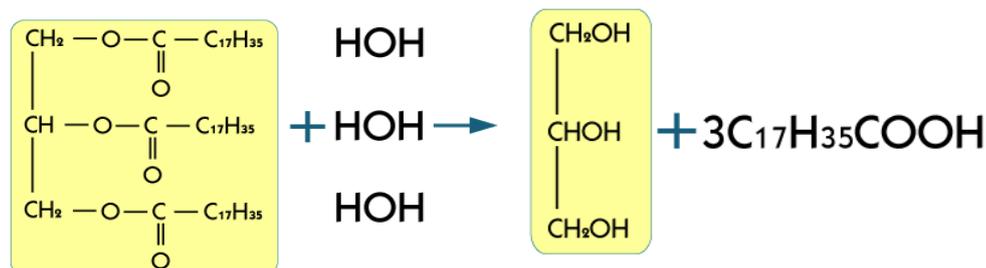
C₁₇H₂₉COOH – линоленовая кислота.

Встречаются жиры, в состав которых входят остатки низших кислот, например, остатки масляной кислоты C₃H₇COOH (в сливочном масле).

Жир человека содержит до 70% олеиновой кислоты и является жидким.

6. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЖИРОВ

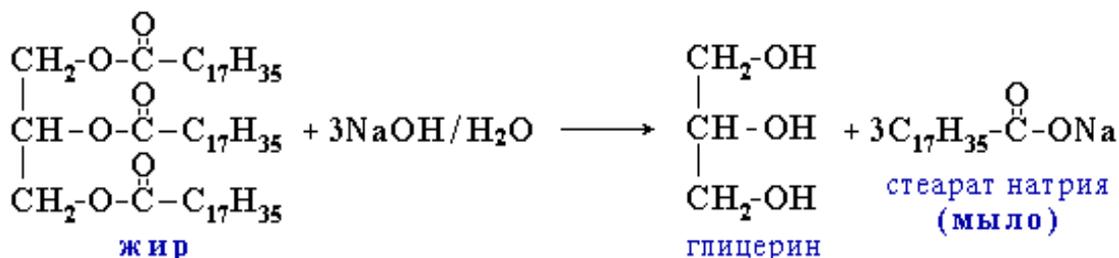
1. Жиры подвергаются гидролизу с образованием глицерина и высших карбоновых кислот.



триглицерид стеариновой кислоты (ТРИСТЕАРИН)

Этот процесс происходит в организме: жиры пищи под влиянием ферментов подвергаются гидролизу. Продукты гидролиза – глицерин и карбоновые кислоты – всасываются ворсинками кишечника и снова образуют жир, необходимый данному организму.

При участии щелочей (или карбонатов щелочных металлов) гидролиз жиров происходит необратимо. Продуктами в этом случае являются **МЫЛА** – соли высших карбоновых кислот и щелочных металлов.

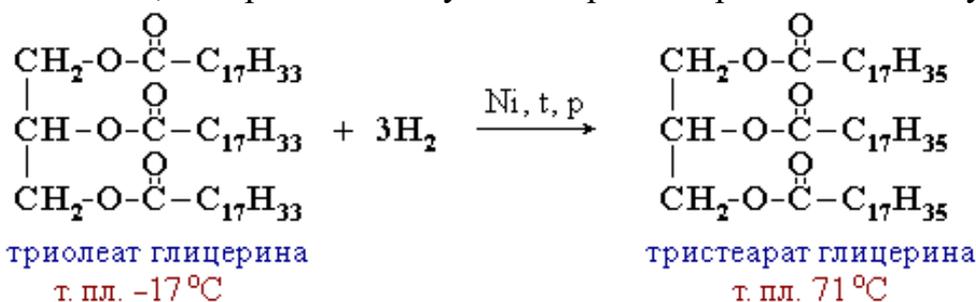


Обычное твердое мыло представляет собой смесь натриевых солей пальмитиновой и стеариновой кислот. Жидкие мыла – шампуни – это калиевые соли этих кислот.

Легенда гласит, что само слово soap (мыло) произошло от названия горы Сапо в древнем Риме, где совершались жертвоприношения богам. Животный жир, выделяющийся при сжигании жертвы, скапливался и смешивался с древесной золой костра. Поученная масса смывалась дождем в глинистый грунт берега реки Тибр, где жители стирали белье. Поэтому долгое время изобретение мыла приписывалось именно римлянам.

Уже в XIII в. в России были мыловарни. Главным центром мыловарения был город Шуя, на его гербе даже изображен кусок мыла.

2. Жидкие жиры превращают в твердые путем реакции **гидрогенизации** (каталитического гидрирования). При этом водород присоединяется по двойной связи, содержащейся в углеводородном радикале молекул масел.



В результате гидрирования образуется масса – саломас (твердый жир, получаемый в промышленности в результате гидрогенизации жидких жиров). Его подвергают сначала очистке, а затем используют для приготовления мыла и маргарина.

Используется этот процесс для получения маргарина с 1912 года (Поль Собатье).

Впервые маргарин – заменитель сливочного масла был получен французским химиком Мерс-Мурье из говяжьего жира в 1870 г.

7. ПРИМЕНЕНИЕ ЖИРОВ

Жиры в основном применяются в качестве пищевого продукта.

Еще недавно жиры использовали для получения мыла. Но в настоящее время на производство моющих средств главным образом идут продукты переработки нефти.

Важное значение имеют так называемые *высыхающие масла* (льняное, тунговое и др.), которые входят в состав красок и лаков (в частности, олифы). Эти масла отличаются высоким содержанием остатков кислот с двумя или тремя двойными связями и способны к образованию на окрашиваемой поверхности прочной пленки за счет полимеризации по кратным связям под действием кислорода воздуха.

Жиры используются в медицине в качестве основы для приготовления мазей, растирок (на подсолнечном масле).

8. БИОЛОГИЧЕСКОЕ ЗНАЧЕНИЕ ЖИРОВ

Животные жиры по биологической роли подразделяются на запасные и плазматические.

Запасные жиры откладываются в подкожной клетчатке и являются источниками энергии. Плазматические жиры связаны с белками и углеводами и входят в состав биологических мембран. Жиры обладают низкой теплопроводностью, поэтому играют важную роль в терморегуляции организма. Вследствие эластичности жиры выполняют защитную функцию в подкожных тканях и тканях, окружающих внутренние органы.

Жир является источником воды. Из 100 г жира при его окислении образуется почти 110 г воды. Это объясняет, почему некоторые животные (верблюды, медведи, сурки) способны обходиться без воды длительное время.

Растительные масла являются источниками витаминов, и ненасыщенных незаменимых жирных кислот. Поэтому употребление масел в пищу способствует перевариванию пищи и правильному обмену веществ в организме. Жирорастворимые витамины, содержащиеся в растительных маслах, защищают незаменимые жирные кислоты от быстрого окисления.

В медицине жиры используются как источник витамина А. В медицинской практике из жидких растительных масел готовят масляные эмульсии и составляют основу лекарственных мазей.

Контрольные вопросы:

1. Что такое эфиры? Как их можно получить?
2. Какая общая формула эфиров?
3. Каков принцип номенклатуры эфиров?
4. Назовите физические свойства сложных эфиров.
5. Какие химические процессы можно назвать самыми характерными для сложных эфиров?
6. Какова сфера применения эфиров?
7. Дайте определение жирам. Какие они бывают?
8. Какие ученые занимались исследованием жиров?
9. Какие кислоты могут входить в состав жиров?
10. Перечислите химические свойства жиров. Что такое мыла? как они получаются?
11. Где нашли применения жиры?
12. В чем заключается биологическое значение жиров?

Лекция № 12
ТЕМА: «УГЛЕВОДЫ»

План:

1. Определение и классификация углеводов.
2. Характеристика моносахаридов на примере глюкозы:
 - строение линейной и циклической формы.
 - свойства физические и химические.
 - получение.
 - биологическая роль.
3. Понятие о дисахаридах.
4. Понятие о полисахаридах.

1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ И КЛАССИФИКАЦИЯ УГЛЕВОДОВ

Углеводы – обширный класс природных соединений, играющих важную роль в жизни человека, животных и растений.

К углеводам относят глюкозу, фруктозу, сахарозу, крахмал и целлюлозу. Одни из них являются основными продуктами питания, другие (целлюлоза) используют для получения бумаги, пластмасс, волокон.

Названия углеводы – историческое, оно появилось на основании анализа первых известных углеводов. По данным состава углеводов в их состав входят элементы углерод, водород и кислород, причем в таких же соотношениях атомов водорода и кислорода как в воде. Поэтому углеводам приписывали общую формулу $C_m(H_2O)_n$. В дальнейшем было установлено, что имеются соединения, которые по свойствам нужно отнести к углеводам, но состав их не соответствует формуле $C_m(H_2O)_n$. Однако эта формула остается справедливой для большинства соединений класса углеводов.

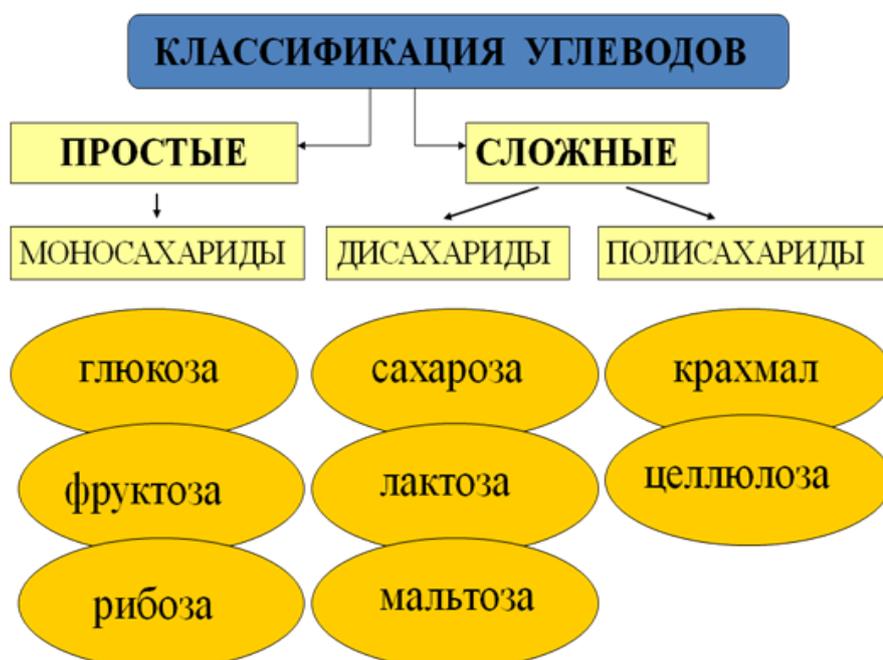
Давайте вспомним, какой природный процесс приводит к образованию углеводов из неорганических соединений? В каких живых организмах он происходит?

Это процесс фотосинтеза:



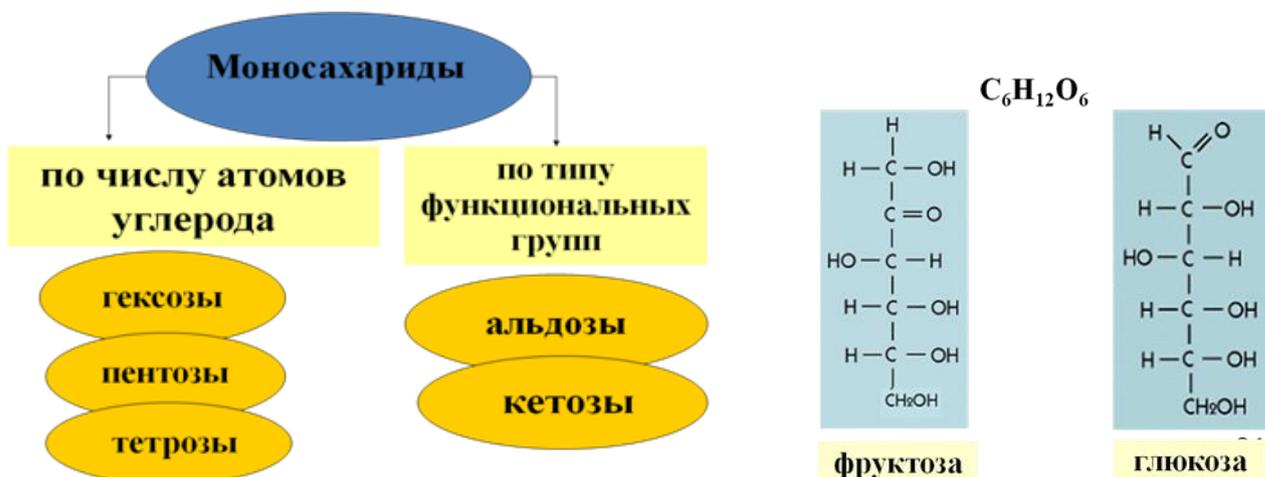
Молекулы углеводов состоят из атомов углерода, водорода и кислорода в соотношении $\text{C}_m(\text{H}_2\text{O})_n$ и содержат различные функциональные группы: гидроксильные, карбоксильные и альдегидные группы. Поэтому углеводы являются либо альдегидспиртами, либо кетоспиртами.

По сложности строения молекул углеводы делятся на моносахариды, олигосахариды и полисахариды.



Моносахариды – соединения, представляющие собой альдегидспирты или кетоспирты, в зависимости от того, есть ли в молекуле моносахаридов альдегидная или карбонильная группа.

Простыми углеводами (моносахаридами и моноаминозами) называют углеводы, которые не способны гидролизоваться с образованием более простых углеводов,

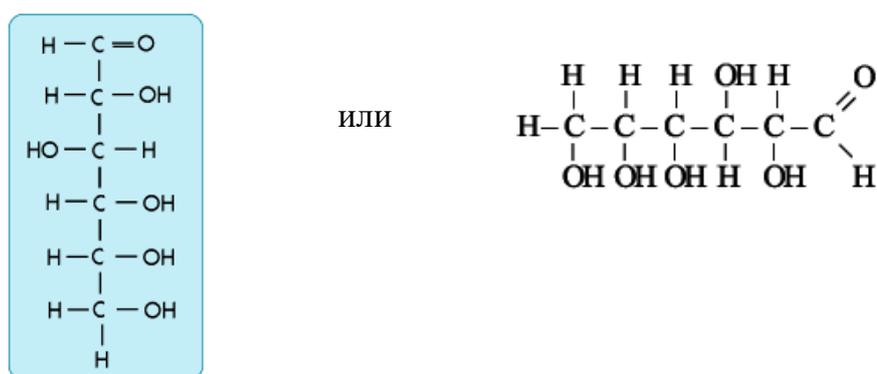


Дисахариды – соединения, образованные в результате конденсации нескольких молекул моносахаридов друг с другом с выделением воды. Молекулы дисахаридов состоят из двух остатков моносахаридов с общей формулой $C_{12}(H_2O)_{11}$. При гидролизе образуют две молекулы моносахаридов.

Полисахариды – высокомолекулярные вещества, являющиеся продуктами конденсации большого количества молекул моносахаридов. Это целлюлоза, крахмал и гликоген с общей формулой $(C_6H_{10}O_5)_n$. При гидролизе образуют n молекул моносахаридов.

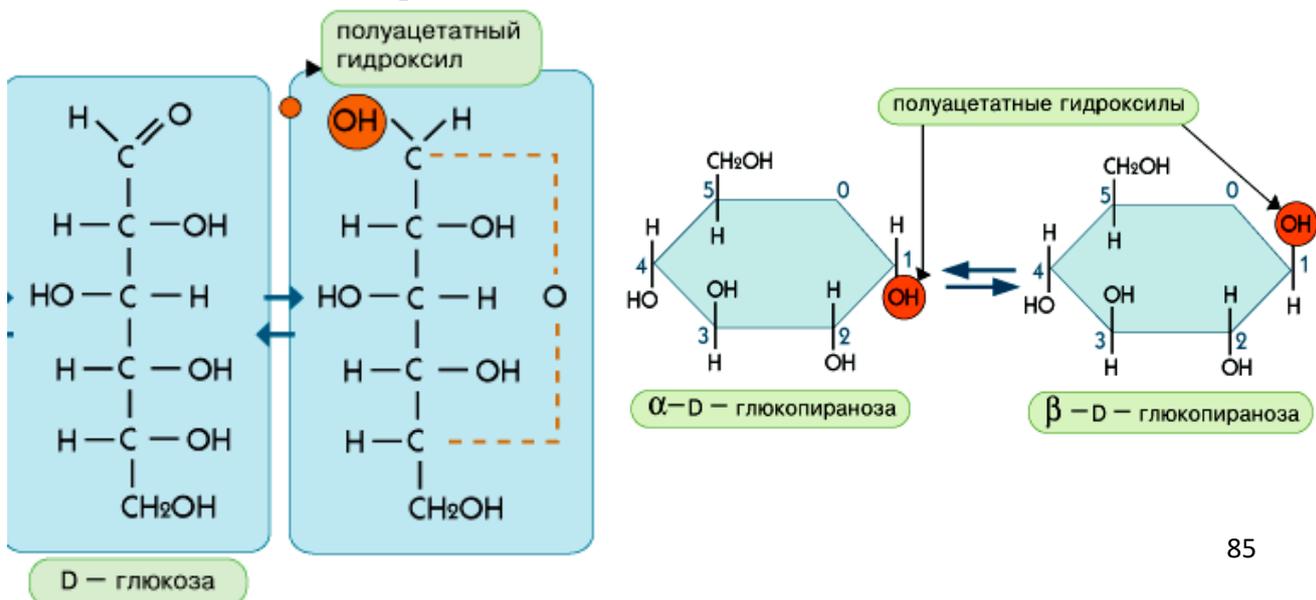
2. ХАРАКТЕРИСТИКА МОНОСАХАРИДОВ НА ПРИМЕРЕ ГЛЮКОЗЫ

Глюкоза – это альдегидоспирт, формула $C_6H_{12}O_6$. Ее графическая формула:



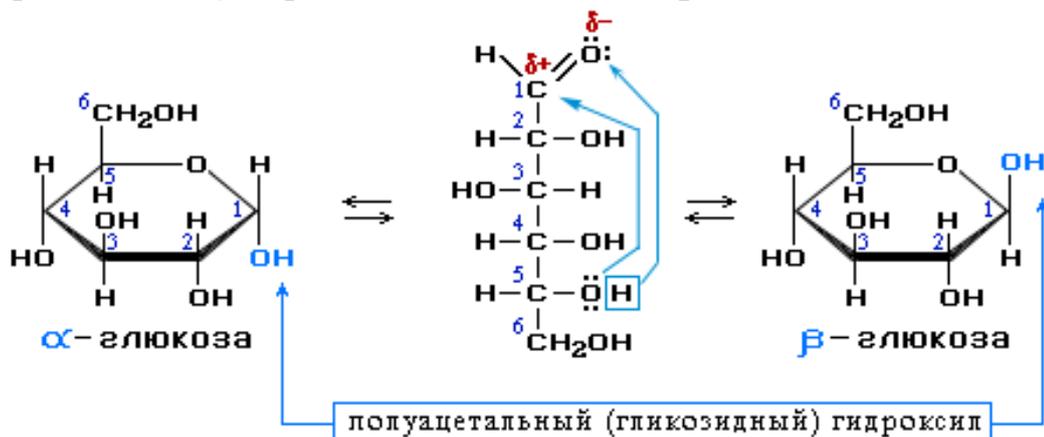
Установлено, что свойства глюкозы не всегда соответствуют такому строению. Она не дает ряд реакций, характерных для альдегидов, обнаружены свойства, которые не соответствуют данной структурной формуле. Возникшие противоречия нашли объяснение, когда предположили существование циклической формы глюкозы, которая уже не имеет альдегидной группы. Циклические формы образуются в результате взаимодействия карбонильной группы и одной из гидроксильных групп.

При изображении циклических формул моносахаридов заместители, которые располагались слева, остаются над плоскостью кольца, а заместители, стоящие справа - под плоскостью кольца:



Новый гидроксил у C_1 может располагаться двояко по ту же сторону от кольца, что и гидроксил при соседнем C_2 – атоме углерода – α – форма или по другую его сторону – β - форма.

Этот ассиметричный атом углерода называется **аномерным**. Изомеры углеводов, отличающиеся расположением атомов и атомных групп у аномерного атома углерода, называются **аномерами**.

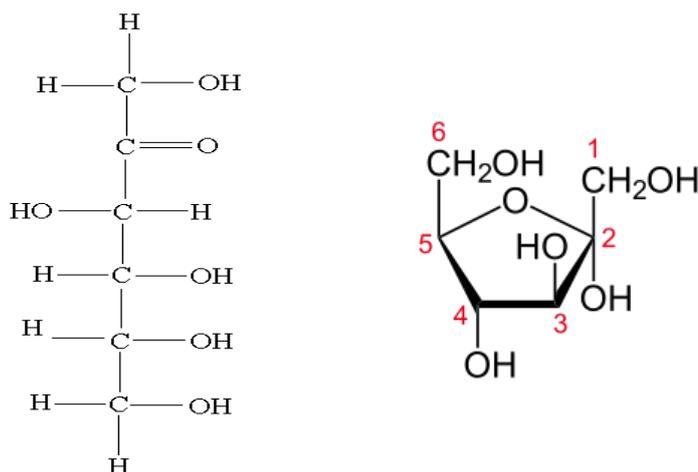


Эти три формы глюкозы существуют одновременно и могут переходить друг в друга. Это явление называется **таутомерия**.

Фруктоза

К моносахаридам относится также фруктоза, ее формула такая же, как и у глюкозы – $C_6H_{12}O_6$, поэтому фруктоза и глюкоза являются изомерами, однако фруктоза – это кетоспирт.

Фруктоза содержит пять гидроксогрупп и проявляет свойства спиртов, не дает реакции серебряного зеркала. Фруктоза также существует в открытой и циклической формах.

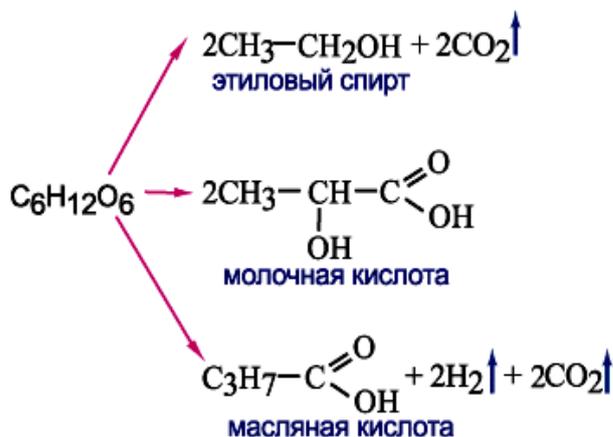


Физические свойства

Глюкоза широко распространена в природе, она содержится в больших количествах в винограде, фруктах, меде.

Глюкоза является белым порошком, сладким на вкус, хорошо растворимым в воде, используется в организме человека для получения энергии.

Специфические свойства глюкозы



5) Глюкоза подвергается брожению. В зависимости от ферментов могут получаться различные продукты.

Получение глюкозы

Глюкоза может быть получена гидролизом природных веществ, в состав которых она входит. Впервые таким способом она была получена в 1811г. Русским химиком Г.З.Кирхгофом – гидролизом крахмала. И сейчас ее получают гидролизом крахмала и целлюлозы.

В природе глюкоза наряду с другими углеводами образуется в результате реакции фотосинтеза.



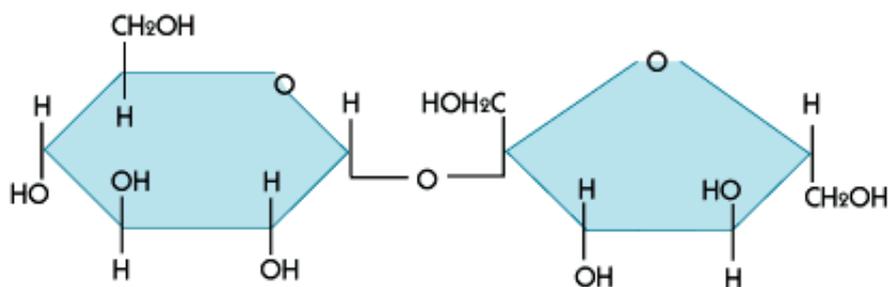
Биологическая роль

Углеводы являются главной составной частью пищи человека и являются основным источником энергии для организма. Она быстро всасывается и разносится кровью к различным тканям и органам. Наибольшее значение имеет глюкоза для нервной системы и мозга.

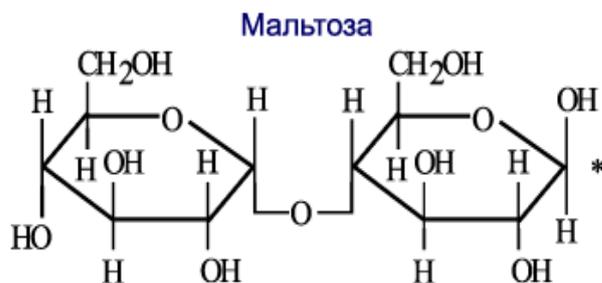
Моносахариды играют роль промежуточных продуктов в процессах дыхания и фотосинтеза, участвуют в синтезе нуклеиновых кислот, коферментов, АТФ и полисахаридов, служат источниками энергии, высвобождаемой при окислении в процессе дыхания. Производные моносахаридов – сахарные спирты, сахарные кислоты, дезоксисахара и аминсахара – имеют важное значение в процессе дыхания, а также используются при синтезе липидов, ДНК и других макромолекул.

3. ПОНЯТИЕ О ДИСАХАРИДАХ

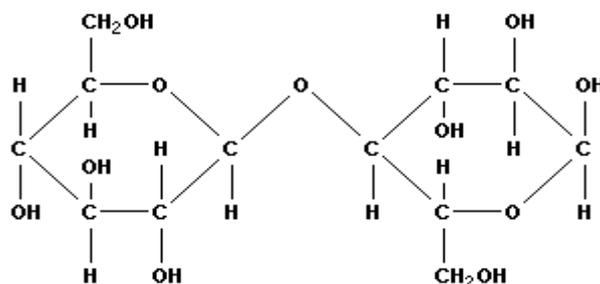
Сахароза – белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, химическая формула $C_{12}H_{22}O_{11}$. Молекула сахарозы состоит из остатков циклических форм глюкозы и фруктозы:



К дисахаридам также относятся: лактоза (глюкоза + галактоза), мальтоза (глюкоза + глюкоза),



Лактоза



Мальтоза содержится в зернах, особенно в период их прорастания. Мальтоза менее сладкая чем сахароза, но очень питательная, поэтому ее используют в производстве детского питания.

При гидролизе сахароза расщепляется на молекулу глюкозы и фруктозы: $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$

У сахарозы нет свободной альдегидной или карбонильной группы и она не дает реакций, характерных для глюкозы и фруктозы.

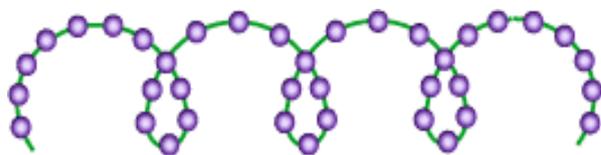
Строение

1. Молекулы дисахаридов могут содержать два остатка одного моносахарида или два остатка разных моносахаридов;
2. Связи, образующиеся между остатками моносахаридов, могут быть двух типов:
 - а) в образовании связи принимают участие полуацетальные гидроксилы обеих молекул моносахаридов. Например, образование молекулы сахарозы;
 - б) в образовании связи принимают участие полуацетальный гидроксил одного моносахарида и спиртовый гидроксил другого моносахарида. Например, образование молекул мальтозы, лактозы и целлобиозы.

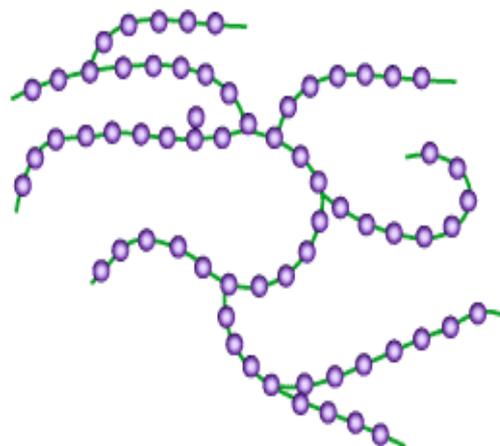
Сахароза является многоатомным спиртом и дает качественную реакцию на многоатомные спирты.

4. ПОЛИСАХАРИДЫ

Наиболее распространенный полисахарид - крахмал. Его химическая формула $(C_6H_{10}O_5)_n$. Он образуется в растениях в результате фотосинтеза.



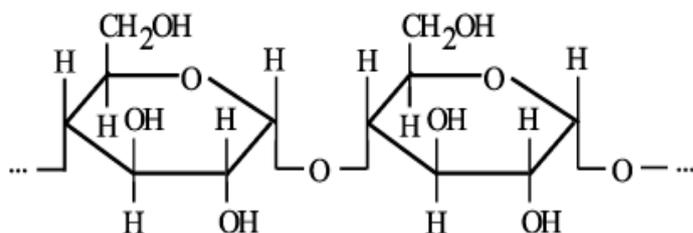
амилаза



амилопектин

Крахмал состоит из смеси полисахаридов: 20 % - растворимая в воде амилаза, 80 % - нерастворимый в воде амилопектин. Амилаза является неразветвленными цепочками $(C_6H_{10}O_5)_n$, $n = 200-400$, а амилопектин – разветвленные цепочки такой же формулы с $n = 600-6000$.

Крахмал – первый видимый продукт фотосинтеза. При фотосинтезе крахмал образуется в растениях и откладывается в корнях, клубнях, семенах.



Крахмал – это белое вещество, состоящее из мельчайших зерен, напоминающих муку, поэтому его второе название «картофельная мука».

Значение крахмала:

1. В качестве пищевого продукта (хлеб, картофель, крупы и т. д.)
2. Для изготовления канцелярского клея
3. В медицине и фармации для приготовления присыпок, паст (густых мазей), а также при производстве таблеток.

Раствор йода окрашивает крахмал в темно-синий цвет. Это очень чуткая качественная реакция на крахмал или йод. При нагревании окрашивание исчезает (комплекс разрушается), при охлаждении появляется вновь.

Крахмал не дает реакций, характерных для альдегидов. При нагревании в присутствии катализаторов или под действием ферментов крахмал гидролизует, превращаясь в глюкозу: $(C_6H_{10}O_5)_n + (n-1)H_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$

Гликоген – это эквивалент крахмала, синтезируемый в животном организме, т.е. это тоже резервный полисахарид, молекулы которого

построены из большого числа остатков α -глюкозы. Содержится гликоген главным образом в печени и мышцах.

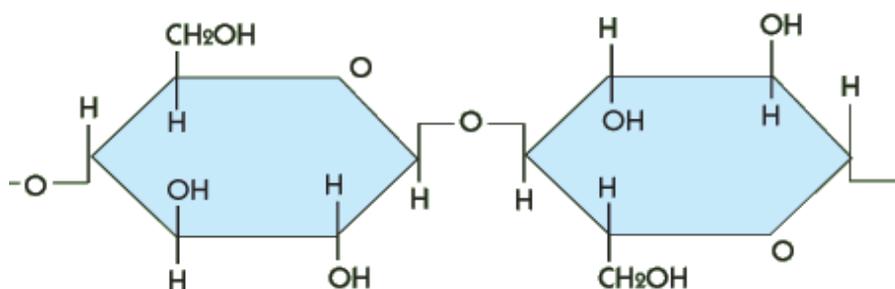
Целлюлоза или клетчатка

Главная составная часть растительной клетки, синтезируется в растениях (в древесине до 60% целлюлозы). Чистая целлюлоза – белое волокнистое вещество, без вкуса и запаха, нерастворимое в воде.

Молекулы целлюлозы – это длинные цепи, состоящие из остатков β -глюкозы, которые соединяются за счет образования β -1,4-гликозидных связей.

В отличие от молекул крахмала целлюлоза состоит только из неразветвленных молекул в виде нитей, т.к. форма остатков β -глюкозы исключает спирализацию.

Целлюлоза не является продуктом питания человека и большинства животных, т.к. в их организмах нет ферментов, расщепляющих более прочные β -1,4-гликозидные связи.

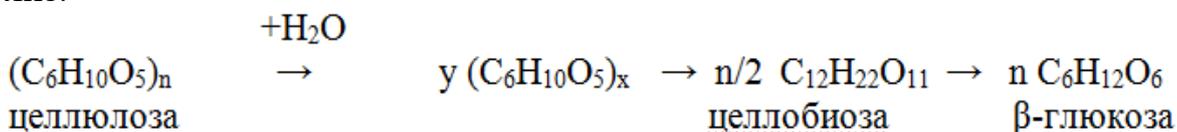


Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$ имеет такой же химический состав, как и крахмал, но состоит она из неразветвленных молекул.

Химические свойства целлюлозы:

1. гидролиз

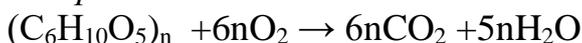
При длительном нагревании с минеральными кислотами или под действием ферментов (у жвачных животных и кроликов) идет ступенчатый гидролиз:



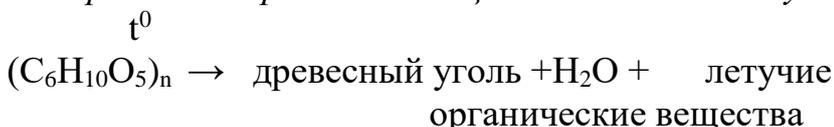
2. образование сложных эфиров

- а) взаимодействие с неорганическими кислотами
- б) взаимодействие с органическими кислотами

3. горение

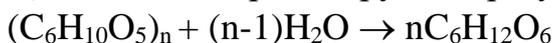


4. термическое разложение целлюлозы без доступа воздуха:



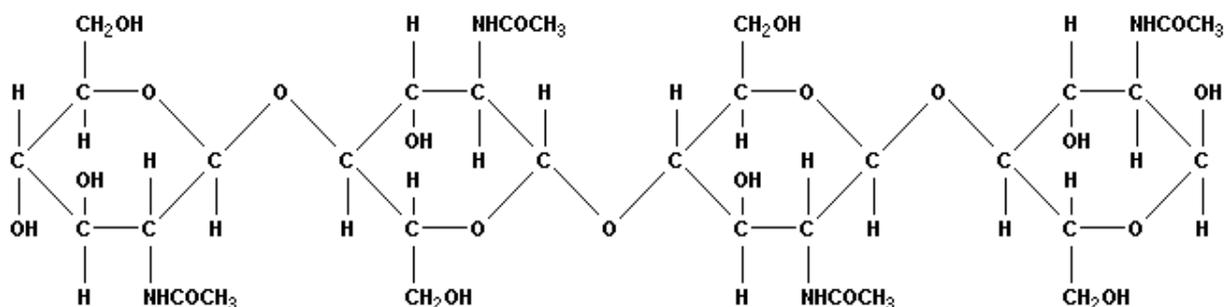
С йодом не взаимодействует. В химическом отношении целлюлоза устойчива к действию разбавленных кислот и щелочей.

Целлюлоза гидролизует, образуя в итоге глюкозу:



Являясь составной частью древесины, целлюлоза используется в строительном и столярном деле; как топливо; из древесины получают бумагу, картон, этиловый спирт. В виде волокнистых материалов (хлопок, лен) целлюлоза используется для изготовления тканей, нитей. Эфиры целлюлозы идут на изготовление нитролаков, пластмасс, медицинского коллодия, искусственного волокна.

Хитин близок к целлюлозе; он встречается у некоторых форм грибов, а также как важный компонент наружного скелета некоторых животных.



Контрольные вопросы:

1. Почему глюкоза и фруктоза являются изомерами?
2. В чем отличие в строении крахмала от целлюлозы?
3. Каковы химические свойства крахмала?
4. Что такое гликоген и какова его роль в животных организмах?
5. Какие качественные реакции на углеводы вы знаете?

Лекция № 13

ТЕМА: «АМИНЫ. АМИНОКИСЛОТЫ»

АМИНЫ

План:

1. Состав и классификация аминов.
2. Номенклатура аминов.
3. Изомерия аминов.
4. Физические свойства.
5. Химические свойства.
6. Анилин
7. Способы получения.
8. Применение

1. СОСТАВ И КЛАССИФИКАЦИЯ АМИНОВ

Амины можно рассматривать как органические производные аммиака NH_3 , в молекулах которых один, два или три атома водорода замещены на углеводородные радикалы:



аммиак

амин



Функциональная группа NH_2 называется *аминогруппой*.

Амины классифицируют по двум структурным признакам.

1. По количеству радикалов, связанных с атомом азота, различают первичные, вторичные и третичные амины.
2. По характеру углеводородного радикала амины подразделяются на алифатические (жирные), ароматические и смешанные (или жирноароматические).

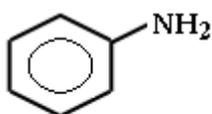
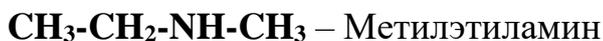
АМИНЫ	Первичные	Вторичные	Третичные
Алифатические (жирные)	CH_3NH_2 Метиламин	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ Диметиламин	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$ Триметиламин
Ароматические	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ Фениламин(анилин)	$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ Дифениламин	$(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{N}$ Трифениламин
Смешанные	-	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH-CH}_3$ Метилфениламин	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-N(CH}_3)_2$ Диметилфениламин

2. НОМЕНКЛАТУРА АМИНОВ

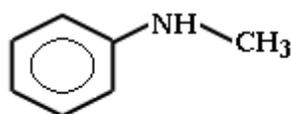
В большинстве случаев названия аминов образуют из названий углеводородных радикалов и суффикса *амин*.



Различные радикалы перечисляются в алфавитном порядке.



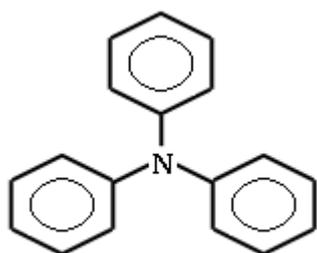
Фениламин
(анилин)



Метилфениламин

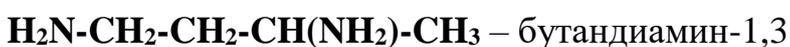
При наличии одинаковых радикалов используют приставки *ди* и *три*.





Трифениламин

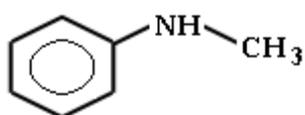
Первичные амины часто называют как производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на аминогруппы $-NH_2$. В этом случае аминогруппа указывается в названии суффиксами *амин* (одна группа $-NH_2$), *диамин* (две группы $-NH_2$) и т.д. с добавлением цифр, отражающих положение этих групп в главной углеродной цепи. Например:



Для аминов, содержащих две группы $-NH_2$, соединенных с неразветвленной углеродной цепью или с циклом, используется название двухвалентного углеводородного радикала и суффикс *диамин*:



Для смешанных аминов, содержащих алкильные и ароматические радикалы, за основу названия обычно берется название первого представителя ароматических аминов *анилин*.



N-метиланилин

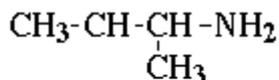
Символ *N*- ставится перед названием алкильного радикала, чтобы показать, что этот радикал связан с атомом азота, а не является заместителем в бензольном

3. ИЗОМЕРИЯ АМИНОВ

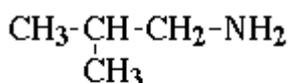
– углеродного скелета, начиная с $C_4H_9NH_2$:



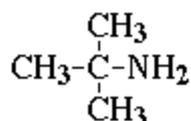
Бутанамин-1
(н-бутиламин)



Бутанамин-2
(втор-бутиламин)

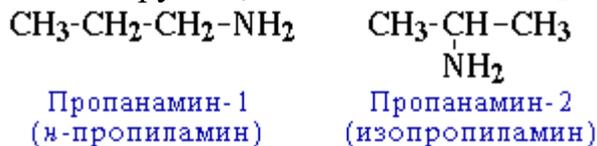


2-Метилпропанамин-1
(изобутиламин)

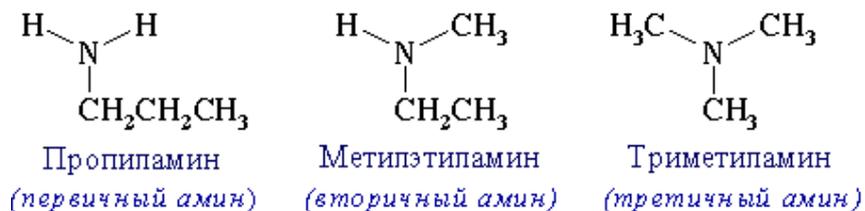


2-Метилпропанамин-2
(трет-бутиламин)

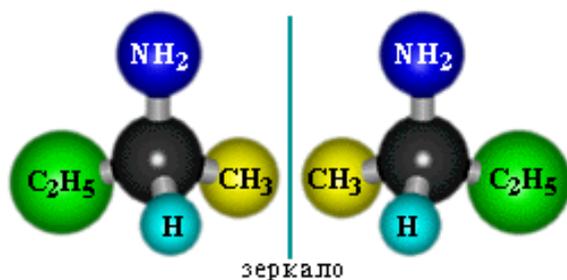
- положения аминогруппы, начиная с $C_3H_7NH_2$:



- изомерия аминогруппы, связанная с изменением степени замещенности атомов водорода при азоте, т.е. между типами аминов:



- возможна оптическая изомерия, начиная с $C_4H_9NH_2$:



4. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

При обычной температуре только низшие алифатические амины CH_3NH_2 , $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ и $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ – газы (с запахом аммиака), средние гомологи – жидкости (с резким рыбным запахом), высшие – твердые вещества без запаха. Ароматические амины – бесцветные высококипящие жидкости или твердые вещества.

5. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

По химическим свойствам амины похожи на аммиак и проявляют основные свойства.

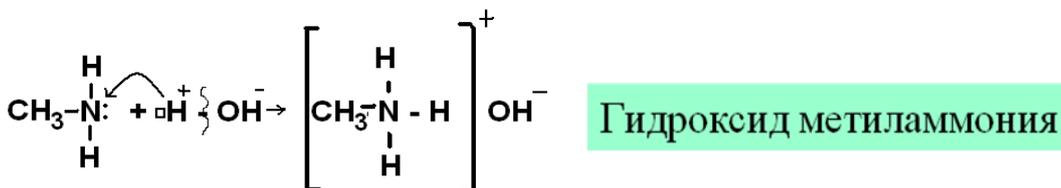
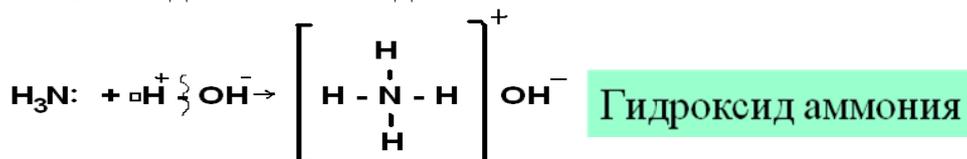


Причина основных свойств аммиака – наличие у атома азота неподеленной электронной пары, которая участвует в образовании донорно-акцепторной связи с ионом водорода. Азот предоставляет неподеленную электронную пару, исполняя роль донора. В качестве акцептора электронов может выступать, например, протон H^+ , образуя ион R_3NH^+ .

Амины проявляют основные свойства. Это свойства противоположные кислотным. Если для кислот характерно отщепление протонов водорода, то для оснований характерно присоединение протонов.

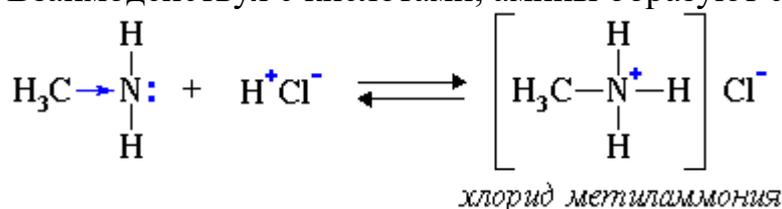
Для аминов характерны ярко выраженные основные свойства (за что их часто называют органическими основаниями).

1. Взаимодействие с водой:



2. Взаимодействие с кислотами:

Взаимодействуя с кислотами, амины образуют соли:

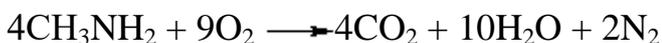


Соли аминов – твердые вещества, хорошо растворимые в воде. Щелочи (более сильные основания) легко вытесняют из них амины:



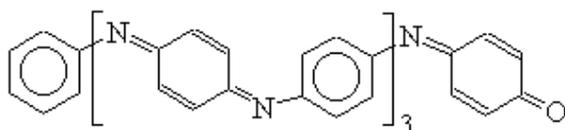
3. Реакция горения:

Реакция горения (полного окисления) аминов на примере метиламина:

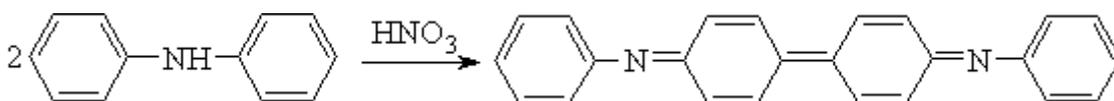


Ароматические амины легко окисляются даже кислородом воздуха. Являясь в чистом виде бесцветными веществами, на воздухе они темнеют. Неполное окисление ароматических аминов используется в производстве красителей. Эти реакции обычно очень сложны.

Например, действием на анилин дихроматом калия в кислой среде получают краситель *анилиновый черный*, представляющий собой смесь сложных соединений. Один из компонентов этого красителя имеет формулу:



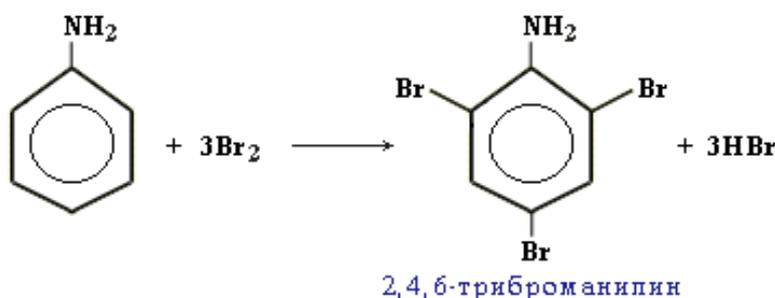
Краситель *бензидиновый синий* образуется при окислении



дифениламина азотной (или азотистой) кислотой:

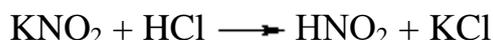
Эта реакция применяется в экологии для определения нитратов и нитритов (качественная реакция на NO_3^- и NO_2^-).

4. Ароматические амины вступают в реакции замещения с участием бензольного кольца:



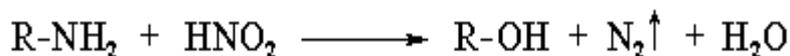
6. Взаимодействие с азотистой кислотой:

Азотистая кислота HNO_2 – неустойчивое соединение. Поэтому она используется только в момент выделения. Образуется HNO_2 , как все слабые кислоты, действием на ее соль (нитрит) сильной кислотой:



Строение продуктов реакции с азотистой кислотой зависит от характера амина. Поэтому данная реакция используется для различения первичных, вторичных и третичных аминов.

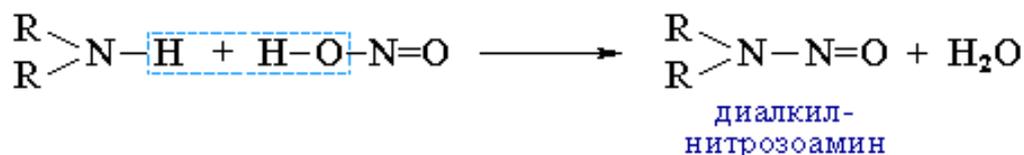
• **Первичные алифатические амины** с HNO_2 образуют **спирты**. Характерным признаком реакции является выделение азота



(дезаминирование аминов):

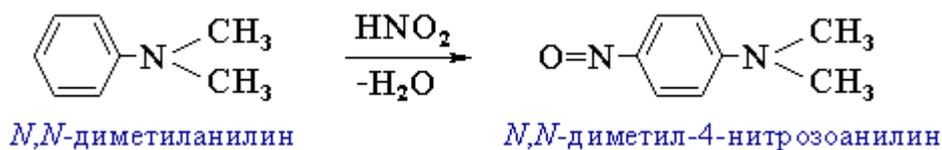
• **Первичные ароматические амины** при комнатной температуре реагируют аналогично, образуя **фенолы** и выделяя азот.

• **Вторичные амины** (алифатические, ароматические и смешанные) под действием HNO_2 превращаются в **нитрозоамины** $\text{R}_2\text{N-N=O}$ – маслообразные вещества желтого цвета (*нитрозо* – название группы $-\text{N=O}$):

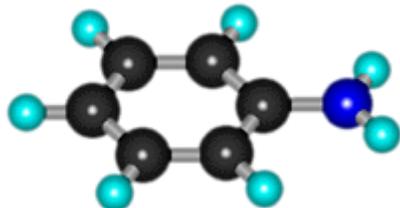


• **Третичные алифатические амины** при комнатной температуре и низкой концентрации HNO_2 с ней не реагируют. Реакция при нагревании приводит к образованию смеси продуктов и не имеет практического значения.

• **Третичные жирноароматические амины** при действии азотистой кислоты вступают в реакцию электрофильного замещения по бензольному кольцу и превращаются в **пара-нитрозопроизводные** (кристаллические вещества зеленого цвета):



6. АНИЛИН



Из ароматических аминов наибольшее значение имеет анилин, или фениламин. $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$. Это бесцветная маслянистая жидкость, малорастворимая в воде. На воздухе легко окисляется, приобретая вначале светло-коричневый, а затем темный цвет. Анилин – сильное ядовитое вещество.

Анилин оказывает негативное воздействие на центральную нервную систему. Вызывает кислородное голодание организма за счёт изменений эритроцитов.

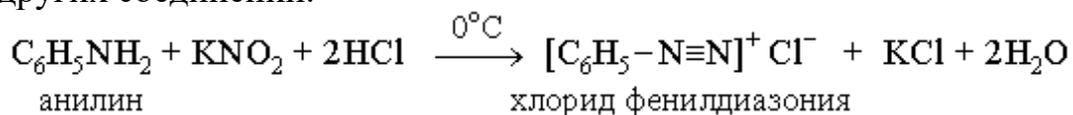
В организм анилин проникает при дыхании, в виде паров, а также через кожу и слизистые оболочки. Всасывание через кожу усиливается при нагреве воздуха или приёме алкоголя.

При лёгком отравлении анилином наблюдаются слабость, головокружение, головная боль, синюшность губ, ушных раковин и ногтей. При отравлениях средней тяжести также наблюдаются тошнота, рвота, иногда, шатающаяся походка, учащение пульса. Тяжёлые случаи отравления крайне редки.

При хроническом отравлении анилином (анилизм) возникают токсический гепатит, а также нервно-психические нарушения, расстройство сна, снижение памяти и т. д.

При отравлении анилином необходимо прежде всего удаление пострадавшего из очага отравления, обмывание тёплой (но не горячей!) водой. Так же вдыхание кислорода с карбогеном (смесь кислорода (93-95 %) и углекислого газа (5-7 %)). Также применяют кровопускание, введение антидотов (метиленовая синь), сердечно-сосудистые средства. Пострадавшему надо обеспечить покой.

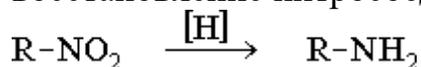
Практическое значение имеет реакция анилина с азотистой кислотой при пониженной температуре (около 0°C). В результате этой реакции (*реакции диазотирования*) образуются соли диазония (*арилдиазониевые соли*), которые используются в синтезе азокрасителей и ряда других соединений.



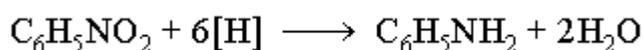
7. ПОЛУЧЕНИЕ

В аминах атом азота находится в низшей степени окисления, поэтому многие способы их получения основаны на процессах восстановления азотсодержащих соединений других классов (нитропроизводных углеводородов, амидов, нитрилов).

1. Наиболее общим методом получения первичных аминов является восстановление нитросоединений:

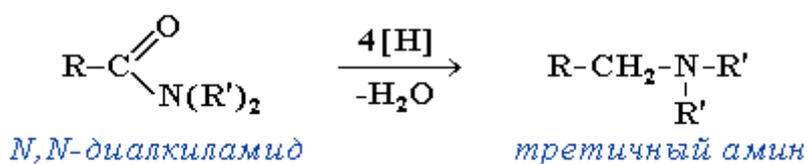
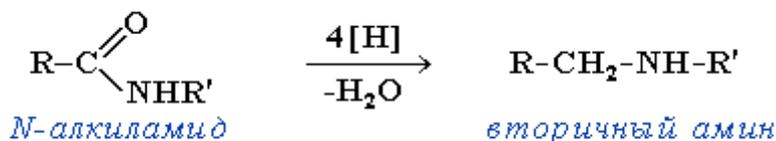
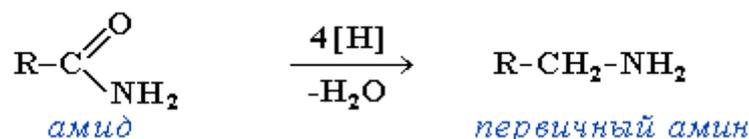


Важнейший ароматический амин – *анилин* – образуется при восстановлении нитробензола (восстановителя – водород в присутствии металлических катализаторов, Fe + HCl, сульфиды):

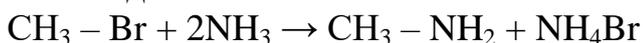


Эта реакция носит имя русского химика Н.Н. Зинина, осуществившего ее впервые в 1842 г.

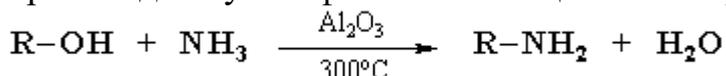
2. Восстановление амидов



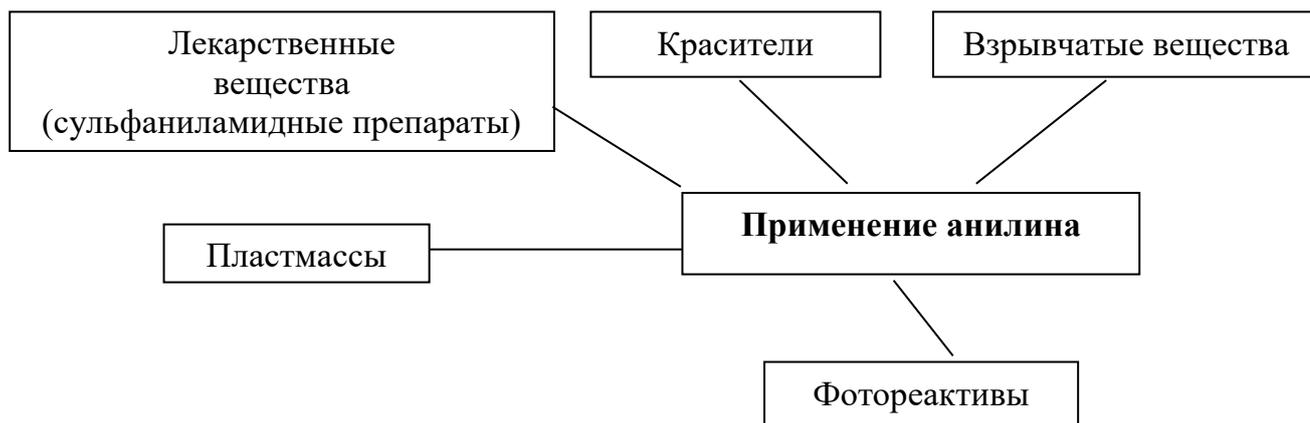
3. Взаимодействие галогеналканов с аммиаком



4. В промышленности алкилирование аммиака в большинстве случаев проводится не галогеналканами, а спиртами, в молекулах которых происходит нуклеофильное замещение OH-группы на аминогруппу.



8. ПРИМЕНЕНИЕ



Контрольные вопросы:

1. Какие соединения называются аминами?
2. Как классифицируются амины?
3. Что общего между аминами и аммиаком?
4. По какому признаку даются названия аминам?
5. Какой русский ученый первым синтезировал анилин?
6. Что собой представляет анилин?
7. Какова номенклатура аминов?
8. Где используются амины?

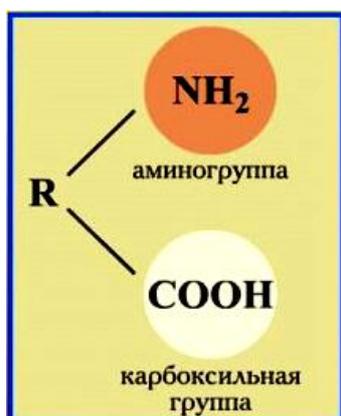
АМИНОКИСЛОТЫ

План:

1. Строение, классификация, номенклатура, изомерия.
2. Физические и химические свойства аминокислот.
3. Получение аминокислот.

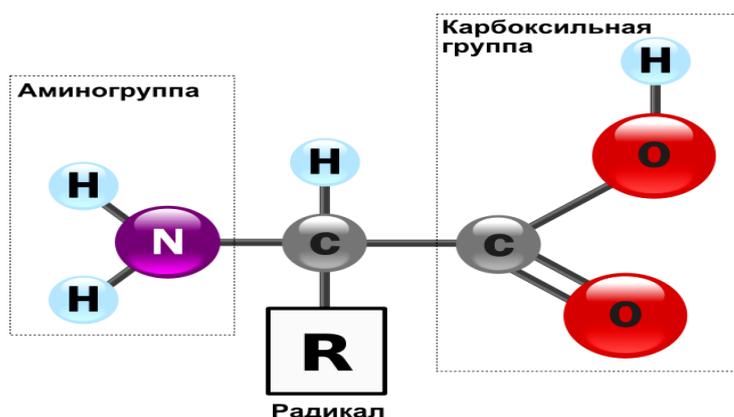
1. СТРОЕНИЕ, КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА, ИЗОМЕРИЯ

Важнейшим классом бифункциональных соединений являются аминокислоты – соединения, содержащие в молекулах одновременно амино- и карбоксильные группы, связанные с углеводородным радикалом.



МОЖНО

также



рассматривать как производные карбоновых кислот, в молекулах которых атом водорода радикала замещен на аминогруппу.

Общая формула аминокислот:



где m и n – чаще всего равны 1 или 2

ИСТОРИЧЕСКАЯ СПРАВКА

В 1806 г. французские химики Луи Николя Воклен и Пьер Жан Робике исследовали состав сока некоторых растений. Из сока спаржи им удалось выделить белое кристаллическое вещество, названное ими аспарагином. Это была первая аминокислота, выделенная химиками из природных объектов. В 1848 г. итальянец Р. Пириа обнаружил, что гидролизом аспарагина можно получить аспарагиновую кислоту.

Из белка содержащегося в зернах пшеницы была выделена кислота, названная глутаминовой. В значительных количествах она содержится в мозге, сердечной мышце и плазме крови.

КЛАССИФИКАЦИЯ АМИНОКИСЛОТ

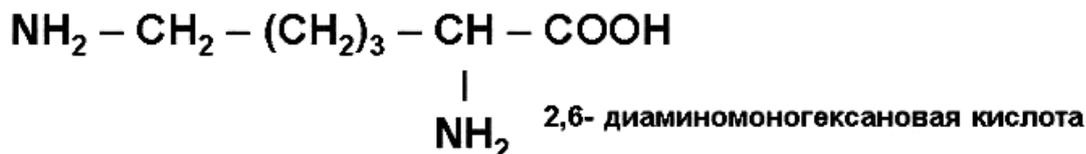


По числу функциональных групп все аминокислоты делятся:

– моноаминокарбоновые кислоты



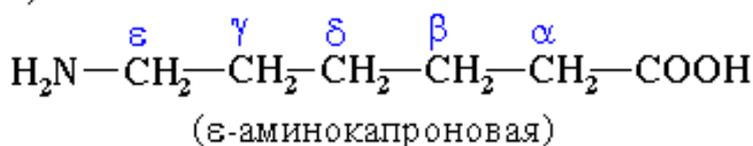
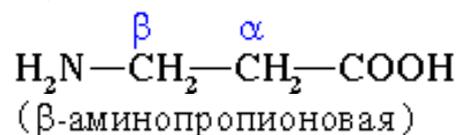
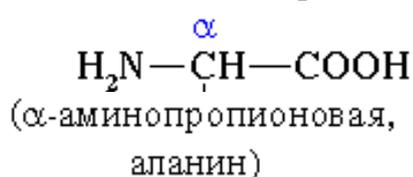
диаминокарбоновые кислоты



— моноаминодикарбоновые кислоты



В зависимости от взаимного расположения amino- и карбоксильной групп аминокислоты подразделяют на α -, β -, γ -, δ -, ϵ - и т. д.

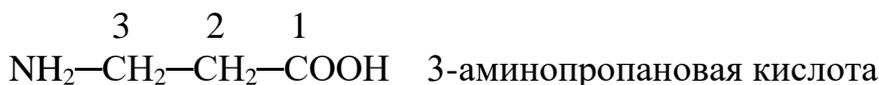
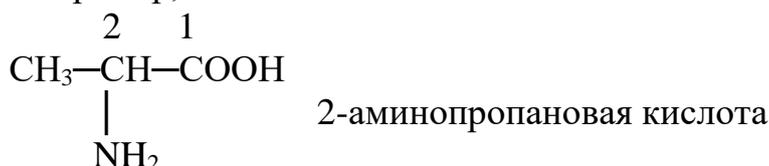


..

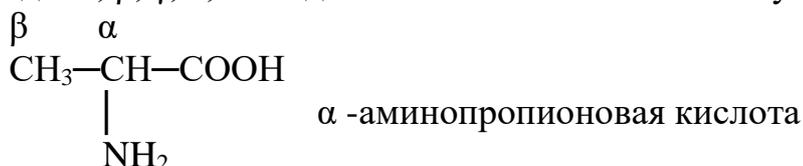
НОМЕНКЛАТУРА АМИНОКИСЛОТ

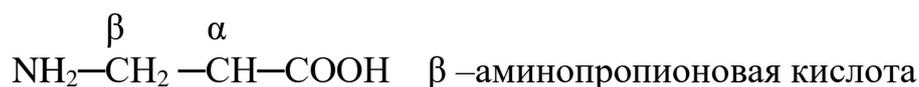
По систематической номенклатуре аминокислоты называют по соответствующей карбоновой кислоте с добавлением приставки *амино-*. Положение аминогруппы указывают соответствующей цифрой.

Например,

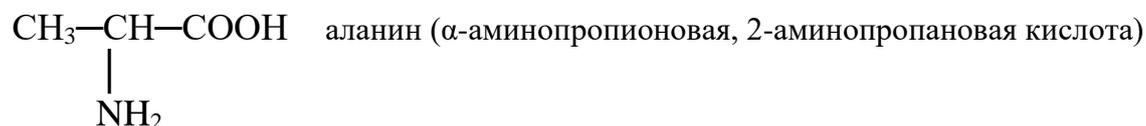


По рациональной номенклатуре положение аминогруппы $-\text{NH}_2$ указывается буквами греческого алфавита, начиная со второго атома углерода: α , β , γ , δ , ϵ и т.д. Название кислоты используется тривиальное.

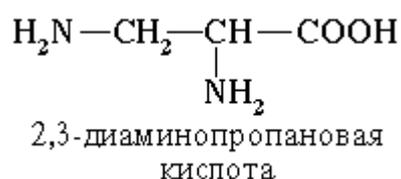




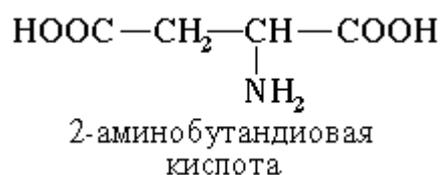
Часто аминокислотам организма, образующим белки, дают эмпирические названия:



Если в молекуле аминокислоты содержится две аминогруппы, то в ее названии используется приставка **диамино-**, три группы NH_2 – **триамино-** и т.д.

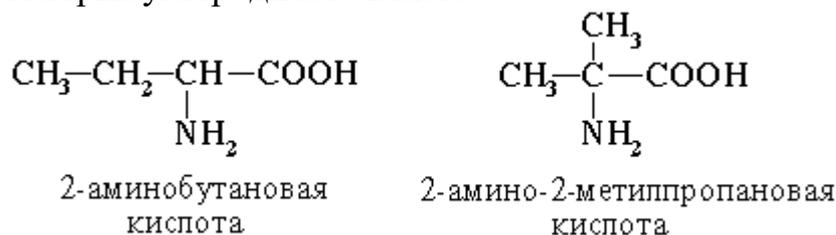


Наличие двух или трех карбоксильных групп отражается в названии суффиксом **-диовая** или **-триовая кислота**:

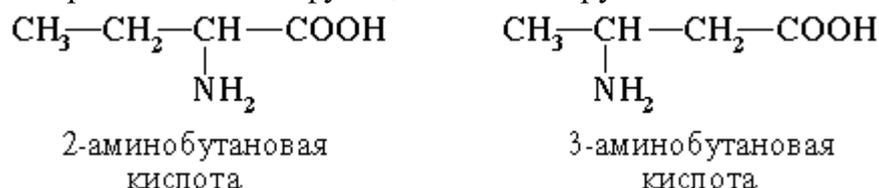


ИЗОМЕРИЯ

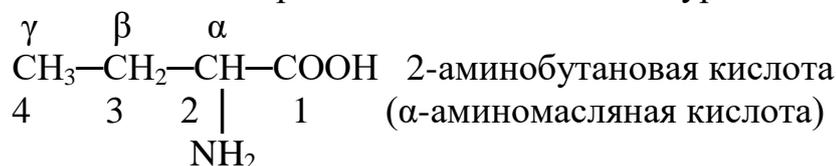
1. Изомерия углеродного скелета

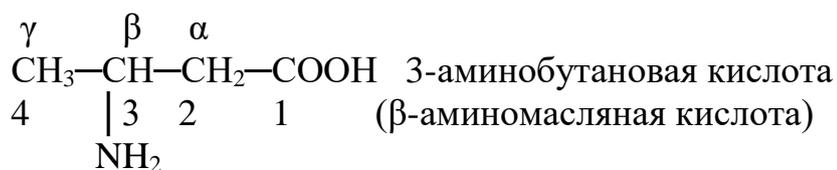


2. Изомерия положения функциональных групп



Построим изомеры для 2-аминобутановой кислоты и дадим названия по систематической и рациональной номенклатуре





2. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМИНОКИСЛОТ

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМИНОКИСЛОТ

Аминокислоты – бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, температура плавления 230-300⁰, многие аминокислоты имеют сладкий вкус.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМИНОКИСЛОТ

Аминокислоты – *амфотерные* вещества

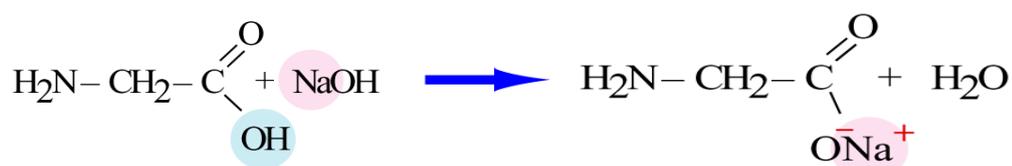
1. Аминогруппа -NH₂ определяет *основные свойства* аминокислот, т.к. способна присоединять к себе катион водорода по донорно-акцепторному механизму за счет наличия неподеленной электронной пары у атома азота.

Основные свойства аминокислот проявляются при взаимодействии с кислотами



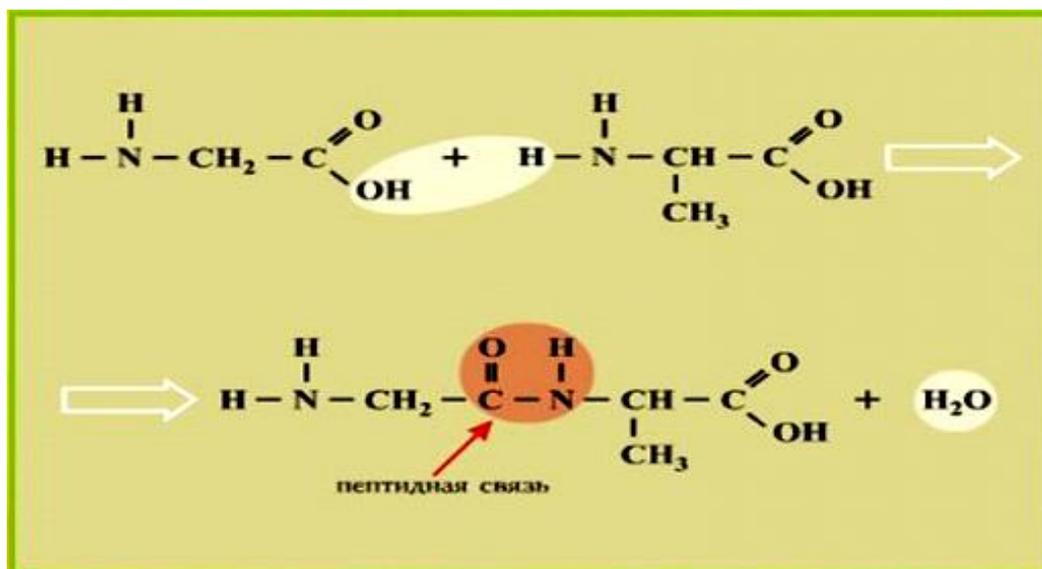
Карбоксильная группа -COOH определяет *кислотные свойства*.

Кислотные свойства аминокислот проявляются при взаимодействии со щелочами



3. Взаимодействие аминокислот друг с другом – образование пептидов

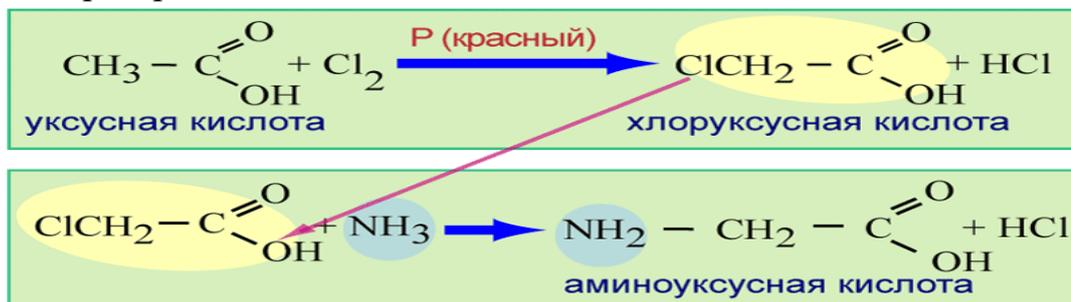
Важнейшим свойством аминокислот является их способность вступать в реакцию поликонденсации друг с другом.



Группа атомов -CO-NH – называется пептидной или амидной группой, а связь между атомом углерода и азота – пептидной или амидной связью. Синтезируемые высокомолекулярные вещества называются пептидами или амидами.

3. ПОЛУЧЕНИЕ АМИНОКИСЛОТ

Лабораторный способ:



Промышленный способ:

Гидролиз белков.

Лекция № 14 ТЕМА: «БЕЛКИ»

План:

1. Белки – как биополимеры. Строение белковых молекул.
2. Физические и химические свойства белков. Цветные реакции белков.
3. Превращение и функции белков в организме.
4. Нуклеиновые кислоты (самостоятельно).

1. БЕЛКИ – КАК БИОПОЛИМЕРЫ. СТРОЕНИЕ БЕЛКОВЫХ МОЛЕКУЛ.

Белки – высокомолекулярные органические соединения, состоящие из α -аминокислот, соединенных пептидными связями.

Белки – это органические соединения, которые обеспечивают все жизненные процессы любого организма.

Таким образом белки являются основой всего живого на земле, а жизнь – способ существования белковых тел. (Ф. Энгельс)

По химическому составу белки делят на две основные группы. К первой группе – *протеины* – относятся те белки, при гидролизе которых образуются только аминокислоты. Вторую группу – *протеиды* – составляют белки, при гидролизе которых помимо аминокислот образуются и другие соединения, например, липиды, углеводы, фосфорные кислоты и др.

Строение белковых молекул

При изучении состава белков было установлено, что все они построены по единому принципу и имеют четыре уровня организации: первичную, вторичную, третичную, а отдельные и четвертичную структуру.

Первичная структура белка – это число и последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи. (Полипептидную теорию строения белков предложил немецкий химик Э. Фишер в начале XX в.).

В организме человека свыше 10000 различных белков, и все они построены из одних и тех же 20 α -аминокислот, которые соединены между собой пептидными связями. Число остатков аминокислот в молекулах белков варьирует от 50 до 10. Потенциально возможное число белков с различной первичной структурой практически не ограничено.

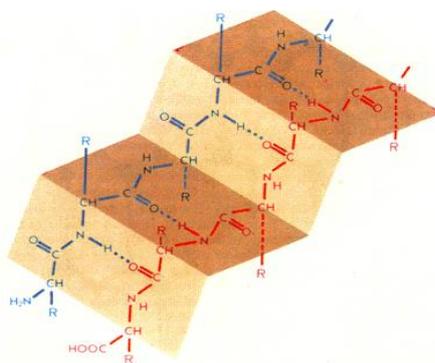
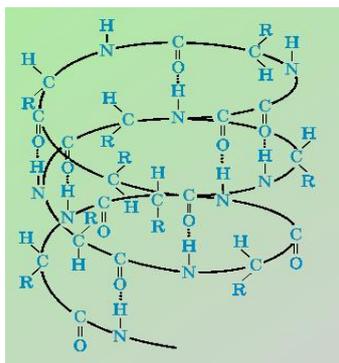


Один из первых белков, первичная структура которого была установлена в 1954 г., – **гормон инсулин** (регулирует содержание сахара в крови), его молекула состоит из двух полипептидных цепей, которые связаны друг с другом (в одной цепи 21 аминокислотный остаток, в другой – 30).

Другой белок – **фермент рибонуклеаза** – состоит из 124 аминокислотных остатков и имеет $M_r = 15000$. Белок крови – **гемоглобин** – имеет $M_r = 68000$. Белки некоторых **вирусов** имеют M_r до 50 млн. Относительная молекулярная масса белков изменяется в широких пределах: от 5 тыс. до десятков миллионов.

Вторичная структура белка (для большинства белков) – это α -спираль, которая образуется в результате скручивания полипептидной цепи за счет водородных связей между группами: $-CO-$ и $-NH-$

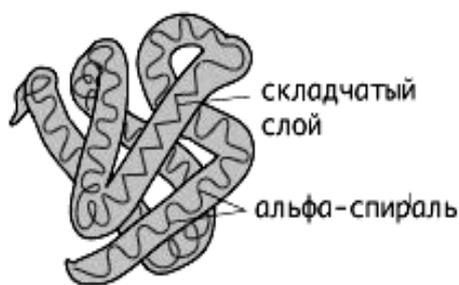
β -складчатый слой зигзагообразные полипептидные цепи в которых водородная связь образуется между относительно удаленными друг от друга аминокислотами.



Теоретически все $-CO-$ и $-NH-$ группы могут участвовать в образовании водородных связей, поэтому вторичная структура очень стабильна.

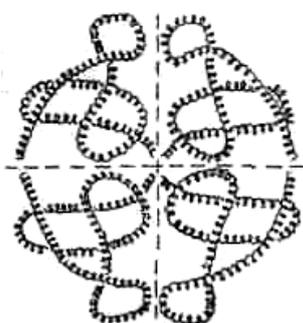
Вторичная структура была установлена американским химиком Л. Полингом в 1951 г.

Третичная структура белка – пространственная конфигурация спирали.



У большинства белков полипептидные цепи свернуты особым образом в «клубок» – компактную «глобулу».

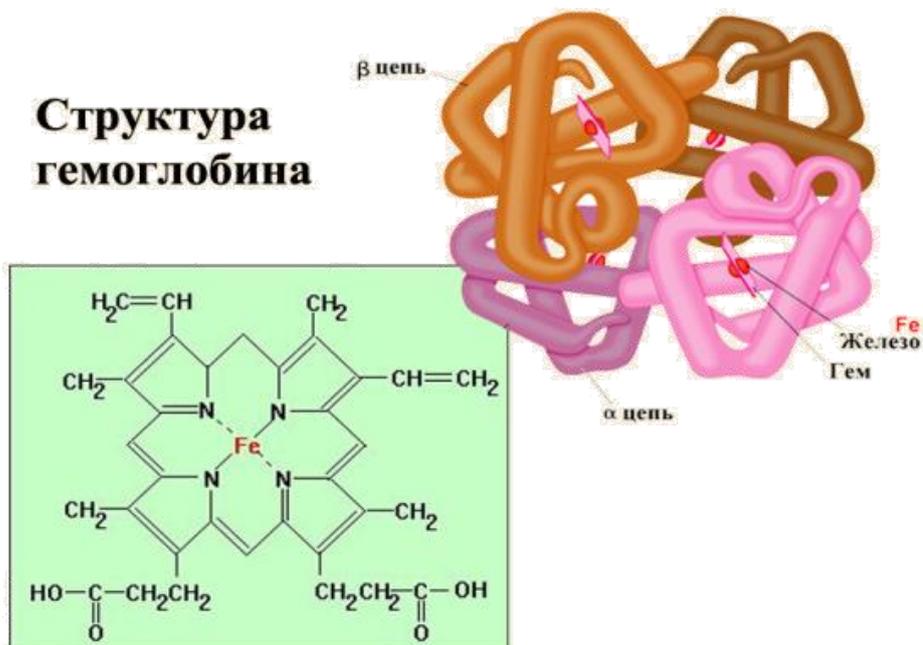
В результате взаимодействия между различными функциональными группами полипептидной цепи образуются *дисульфидные мостики* — $S-S$ —, в создании которых участвуют атомы серы серосодержащих аминокислот (например, цистеина); *солевые мостики* – получаются при взаимодействии карбоксильных и аминогрупп, *сложноэфирные мостики* – результат взаимодействия карбоксильных и гидроксильных групп.



Четвертичная структура белка – способ совместной укладки нескольких полипептидных цепей; образующиеся структуры называются ассоциатами или субъединицами.

Например, гемоглобин (белок крови) – это сложный белок, макромолекула которого состоит из четырех полипептидных цепей, соединенных с небелковыми структурами – гемами. В каждом геме содержится один атом двухвалентного железа, который может прочно связывать одну молекулу кислорода. В результате такого связывания образуется оксигемоглобин, одна молекула которого переносит к тканям четыре молекулы кислорода.

Структура гемоглобина



5. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА БЕЛКОВ. ЦВЕТНЫЕ РЕАКЦИИ БЕЛКОВ.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Свойства белков так же разнообразны, как и функции, которые они выполняют. Одни белки растворяются в воде, образуя, как правило, коллоидные растворы (например, белок яйца); другие растворяются в разбавленных растворах солей; третьи нерастворимы (например, белки покровных тканей).

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

В радикалах аминокислотных остатков белки содержат различные функциональные группы, которые способны вступать во многие реакции. Белки вступают в реакции окисления-восстановления, этерификации, алкилирования, нитрования, могут образовывать соли как с кислотами, так и с основаниями (белки амфотерны).

1. Гидролиз белков:

Белки + H_2O → полипептиды + H_2O → олигопептиды → дипептиды → → α -аминокислоты.

2. Осаждение белков (обратимое высаливание):

При обработке хлоридом натрия раствор белка выпадает в осадок (раствор становится мутным). Свойства белков в таком состоянии не меняются поэтому при добавлении воды они обратно переходят в раствор.

3. Необратимое осаждение (денатурация, свертывание)

При действии таких реагентов как соли тяжелых металлов, концентрированные кислоты и щелочи, нагревание, радиация происходит разрушение вторичной и третичной структуры белка и изменение его свойств.

Схема процесса денатурации белка (разрушение третичной и вторичной структур белковых молекул)



Например, альбумин – яичный белок – при температуре 60-70° осаждается из раствора (свертывается), теряя способность растворяться в воде.

4. Цветные (качественные) реакции на белки:

а) *ксантопротеиновая реакция* (на остатки аминокислот, содержащих бензольные кольца):

Белок + HNO₃ (конц.) → желтое окрашивание

б) *биуретовая реакция* (на пептидные связи):

Белок + CuSO₄ (насыщ) + NaOH (конц) → ярко-фиолетовое окрашивание

в) *цистеиновая реакция* (на остатки аминокислот, содержащих серу):

Белок + NaOH + Pb(CH₃COO)₂ → Черное окрашивание

6. ФУНКЦИИ И ПРЕВРАЩЕНИЕ БЕЛКОВ В ОРГАНИЗМЕ

Функции белков в организме

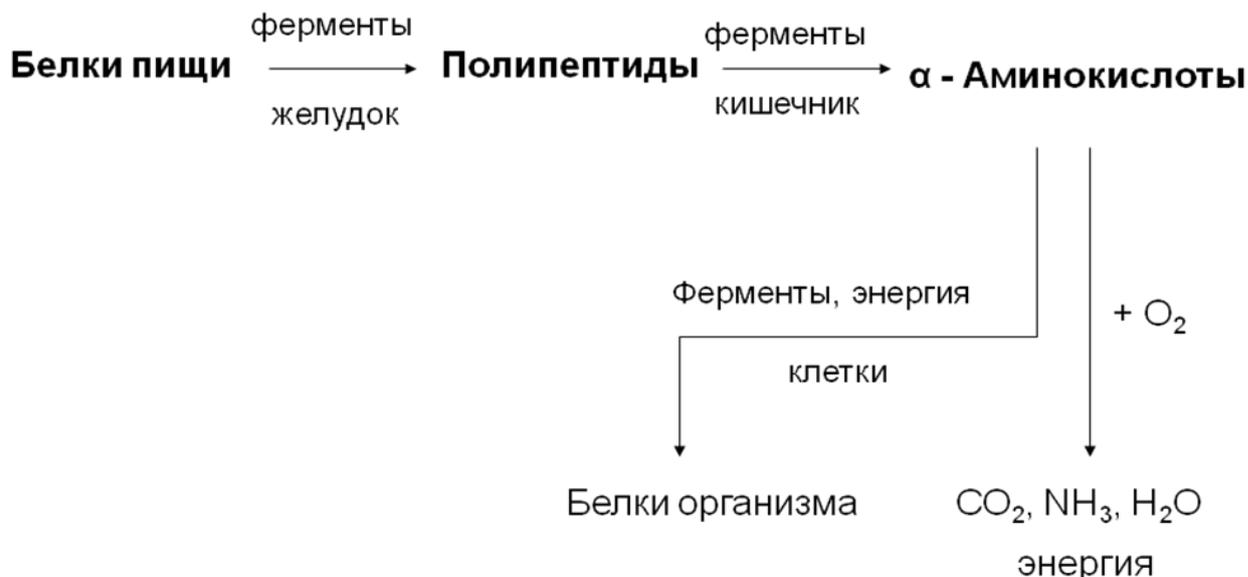
Белки являются основой всего живого на Земле и выполняют в организмах многообразные функции.

Пластическая	Строительный материал клетки	коллаген, мембранные белки
Транспортная	Переносят различные вещества	гемоглобин (перенос O ₂ и CO ₂)
Защитная	Обезвреживают чужеродные вещества	γ- глобулин сыворотки крови
Энергетическая	Снабжают организм энергией	При расщеплении 1 г белка освобождается 17,6 кДж энергии
Каталитическая	Ускоряют протекание химических реакций в организме	Все ферменты по своей химической природе являются белками. Например, рибонуклеаза
Сократительная	Выполняет все виды движений, к которым способны клетки и организмы	миозин (белок мышц)
Регуляторная	Регулируют обменные процессы	инсулин (обмен глюкозы)

Существуют белки, выполняющие специфические функции, например рецепторные, –обеспечивают передачу импульсов между нервными клетками и др.

Белки – необходимая составная часть пищи человека, отсутствие или недостаток их в пище может вызвать серьезные заболевания.

7. ПРЕВРАЩЕНИЕ БЕЛКОВ В ОРГАНИЗМЕ



Контрольные вопросы:

1. Почему белки называют основой всего живого на земле?
2. Что является мономером белковой молекулы?
3. Какие качественные реакции на белки вы знаете?

Лекция № 15 ТЕМА «БИОЛОГИЧЕСКИ АКТИВНЫЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ»

План:

1. Понятие о витаминах
2. Ферменты – биокатализаторы
3. Понятие о гормонах

1. ПОНЯТИЕ О ВИТАМИНАХ

Витамины – низкомолекулярные органические соединения различной химической природы, необходимые для осуществления важнейших процессов, протекающих в живых организмах.

Для нормальной жизнедеятельности человека витамины необходимы в небольших количествах, но так как в организме они не синтезируются в достаточном количестве, то должны поступать с пищей в качестве необходимого её компонента.

Начало изучения витаминов было положено русским врачом Н.И.Луниным, который в 1888 г. установил, что для нормального роста и развития животного организма, кроме белков, жиров, углеводов и

минеральных веществ, необходимы еще какие-то неизвестные науку вещества, отсутствие которых приводит организм к гибели (опыт на мышах с «искусственным молоком»)

В 1912 г. польский врач и биохимик К. Функ выделил из рисовых отрубей вещество, излечивающее паралич голубей. Открытое им вещество, Функ назвал витамином – от слов «вита» - жизнь и «амин» - содержащий азот.

Правда, потом оказалось, что не все витамины содержат азот, но название сохранилось до сих пор.

Какие витамины вы знаете?

В настоящее время известно свыше 30 соединений, относящихся к витаминам. Так как химическая природа витаминов была открыта после установления их биологической роли, их условно обозначили буквами латинского алфавита. В современной медицине принято обозначать витамины их химическими названиями: ретинол, тиамин, аскорбиновая кислота и др. Привычные нам буквенные обозначения – А, В1, С и др. – дань традиции.

От чего зависит потребность человека в витаминах?

Потребность человека в витаминах зависит от его возраста, состояния здоровья, условий жизни, характера его деятельности, времени года.

К каким последствиям приводит витаминная недостаточность?

Полное отсутствие в организме какого-либо витамина служит причиной авитаминоза – тяжелого заболевания организма (цинга, куриная слепота, рахит и др.)

Чаще встречаются случаи частичной недостаточности витамина – гиповитаминозы, которые проявляются легким недомоганием, быстрой утомляемостью, понижением работоспособности, снижением сопротивляемости организма к инфекциям.

Что может служить причиной гиповитаминозов?

- однообразное и, как правило, неполноценное питание;
- ограниченное питание в период религиозных постов;
- повышенная потребность в витаминах в период роста организма, беременности и кормления грудью;
- различные заболевания, нарушающие всасывание или усвоение витаминов.

Когда чаще всего наблюдается гиповитаминоз?

Зимой и весной организм истощает свои ресурсы витаминов, значительно снижены их запасы и в продуктах питания, поэтому именно в этот период необходимо дефицит витаминов восполнять.

При избыточном потреблении витаминов развивается отравление (интоксикация), получившая название гипервитаминоза.

Оно очень часто наблюдается у ребят, которые занимаются столь модным сейчас культуризмом – бодибилдингом и нередко неумеренно употребляют пищевые добавки и витамины.

Избыток каких витаминов, по-вашему, обладает более токсическим действием?

Более токсическим действием обладают избыточные дозы жирорастворимых витаминов, которые способны накапливаться в организме, и менее токсичны избыточные дозы водорастворимых витаминов, ведь они легче удаляются из него через почки.

Какие витамины относятся к жирорастворимым, а какие к водорастворимым?

Водорастворимые: С, РР, группы В

Основным источником этого класса витаминов служат овощи и фрукты. Именно овощи и фрукты – единственные и монополярные поставщики витаминов С, Р и каротина (провитамина А).

Можно ли заменить овощи и фрукты синтетическими витаминами?

Овощи и фрукты непревзойденное средство для нормализации жизнедеятельности полезной кишечной микрофлоры, особенно её синтетической функции – некоторые витамины синтезируются микроорганизмами кишечника, но без овощей и фруктов этот процесс затормаживается. Овощи и фрукты также нормализуют процесс обмена веществ, особенно жировой и углеводный, и предупреждают ожирение.

Однако следует заботиться о сохранности витаминов, т.к. при кулинарной обработке, неправильном, длительном хранении содержание витаминов в овощах и фруктах уменьшается.

Жирорастворимые: витамины групп А, Д, Е, К. Эти витамины усваиваются организмом только в присутствии жиров и желчи, т.к. растворяются в них. Именно это свойство и может способствовать накоплению в организме витаминов этой группы и привести к развитию гипervитаминозов.

2. ФЕРМЕНТЫ – БИОКАТАЛИЗАТОРЫ

Ферменты (или энзимы) – биологические катализаторы белковой природы, ускоряющие химические реакции в живых организмах и вне их.

Сейчас химикам известно более 2000 ферментов.

Значительный вклад в учение о ферментах внесли отечественные ученые – К.С. Кирхгоф, И.П. Павлов, С.Е. Северин, В. А. Энгельгардт и др. Великий русский физиолог, нобелевский лауреат И. П. Павлов назвал ферменты носителями жизни.

Ферменты обладают уникальными свойствами.

1) Селективность (избирательность)

Каждый фермент ускоряет только одну какую-либо реакцию или группу однотипных реакций. Это позволяет организму быстро и точно выполнить четкую программу синтеза нужных ему соединений на основе

молекул пищевых веществ или продуктов их превращения. Благодаря высокой специфичности ферментов в организме не воцаряется хаос: каждый из них выполняет строго отведенные ему функции.

Располагая богатым набором ферментов, клетка разлагает молекулы белков, жиров и углеводов до мономеров. (Каких? Аминокислот, глицерина и жирных кислот, моносахаридов соответственно) и из них заново строит новые молекулы, которые будут точно соответствовать потребностям данного организма.

Удивительную специфичность действия ферментов можно объяснить точным взаимным пространственным соответствием молекул субстрата и связывающего его участка фермента. Эта гипотеза получила название «гипотезы ключа и замка» или «руки и перчатки».

2) Высокая каталитическая активность

Большинство ферментов обладает очень высокой эффективностью. Скорость некоторых ферментативных реакций может быть в 10^{15} раз больше скорости реакций, протекающих в их отсутствие. А добавка незначительных количеств фермента (10^{-9} – 10^{-7} М) ускоряет превращение субстрата в 10^8 – 10^{12} раз. За одну секунду при температуре, близкой к точке замерзания воды, одна молекула фермента каталазы разлагает около 50 тыс. молекул пероксида водорода. 2 г. пепсина (фермент желудочного сока, который расщепляет белки) способны расщепить за 2 часа 100 кг. денатурированного яичного белка, а 1,6 г. амилазы (фермента поджелудочной железы) – за сутки гидролизуют 175 кг. крахмала.

Такая высокая эффективность ферментов объясняется тем, что их молекулы в процессе «работы» очень быстро восстанавливаются (регенерируют). Типичная молекула фермента может регенерировать миллионы раз за минуту.

3) Зависимость от температуры

Многие ферменты обладают наибольшей эффективностью при температуре человеческого тела, т.е. приблизительно при 37°C . Человек погибает при более низких и высоких температурах не столько из-за того, что его убила болезнь, а в первую очередь из-за того, что перестают действовать ферменты, а, следовательно, прекращаются обменные процессы, которые и определяют сам процесс жизни.

4) Зависимость от среды раствора.

Ферменты наиболее эффективно действуют на субстрат при строго определенной среде раствора, при определенных значениях так называемого рН. Так, фермент желудочного сока пепсин наиболее активен при рН 1,5-2 (сильнокислая среда), каталаза крови – при рН 7 (нейтральная среда).

Каждая из физиологических жидкостей имеет определенное значение рН и, отклонение от нормы может быть причиной тяжелых заболеваний.

Как классифицируются ферменты и как образуются их тривиальные названия?

В 1961 г. специальной комиссией Международного биохимического союза была предложена систематическая номенклатура ферментов. Согласно этой номенклатуре ферменты были поделены на шесть групп в соответствии с общим типом реакции, которую они катализируют. Каждый фермент при этом получил систематическое название, точно описывающее катализируемую им реакцию. Однако, поскольку многие из этих систематических названий оказались очень длинными и сложными, каждому ферменту было также присвоено тривиальное, рабочее название, предназначенное для повседневного употребления. В большинстве случаев оно состоит из названия вещества, на которое действует фермент, указания на тип катализируемой реакции и окончания – аза. Например, класс ферментов – гидролазы; катализируемая реакция – гидролиз; примеры ферментов – липаза, амилаза, пептидаза.

Каково значение ферментов?

Значение ферментов невозможно переоценить. Только в человеческом организме каждую секунду происходят тысячи и тысячи ферментативных химических реакций. Вспомните те, которые вы изучали на занятиях по биологии. Например, фермент амилаза, который содержится в слюне и в соке тонкого кишечника, помогает превращению крахмала в мальтозу. Затем мальтоза превращается в глюкозу в тонком кишечнике с помощью другого фермента – мальтазы. В желудке и тонком кишечнике такие ферменты, как пепсин и трипсин, превращают белки в более простые соединения – пептиды. Затем эти пептиды превращаются в тонком кишечнике в аминокислоты под действием ферментов, которые, понятно, называются пептидазами. А вот на жиры (липиды) в тонком кишечнике действует фермент липаза, расщепляющий их до глицерина и жирных кислот.

Ферменты играют немаловажную роль и в проведении многих технологических процессов. Они используются, например, протеазы используются

- в производстве пищевых продуктов (фермент папаин используется для умягчения мяса, пепсин – в производстве «готовых» каш);

фармацевтических препаратов (папаин используется как добавка к зубным пастам для удаления зубного налета)

- моющих средств (бактериальные протеазы как добавка к стиральным порошкам)

3. ПОНЯТИЕ О ГОРМОНАХ

Жизнедеятельность организма регулируется с помощью двух систем: нервной и гуморальной. В последней системе главенствующая роль принадлежит гормонам. У людей, знакомых с биологией, функция гормонов в живых организмах ассоциируется с ролью дирижера в большом симфоническом оркестре. Любой живой организм – сложнейшая и уникальная система органов и тканей, каждая из которых выполняет свою неотъемлемую и специфическую функцию. Что выполняет роль той самой

дирижерской палочки, которая подчиняет единой цели и синхронизирует ювелирную биологическую работу каждого органа и их систем. Эту важнейшую функцию и выполняют вещества, вырабатываемые железами внутренней секреции – гормоны (от греч. *hormao* – приводить в движение, возбуждать).

Гормоны – это биологически активные органические вещества, которые вырабатываются железами внутренней секреции и регулируют деятельность органов и тканей живого организма.

Какие железы внутренней секреции вы знаете?

Щитовидная железа (тироксин, трийодтиронин); гипофиз (гормон роста – соматотропин); мозговое вещество надпочечников (адреналин, норадреналин); яичники (эстрадиол, прогестерон); семенники (тестостерон).

Важнейшими свойствами гормонов являются:

- чрезвычайно высокая физиологическая активность – очень малые количества гормонов вызывают весьма значительные изменения в работе органов и тканей;

- дистанционное действие – способность регулировать работу органов, удаленных от железы, вырабатывающей гормон; это становится возможным, потому что гормоны доставляются к органам с током крови;

- быстрое разрушение в тканях, т.к. оказывая очень сильное влияние на работу органов и тканей, гормоны не должны в них накапливаться;

- непрерывное продуцирование (секреция) соответствующей железой вызвано необходимостью постоянного регулирования, более или менее сильного воздействия на работу соответствующего органа в каждый момент времени.

Образование гормонов эндокринными железами в каждый момент времени должно точно соответствовать состоянию организма. Обеспечение этого соответствия осуществляется по принципу обратной связи: не только гормон влияет на контролируемую систему органов и процессы в ней, но и состояние самой системы определяет производительность самой железы, скорость образования и количество вырабатываемого гормона. Например, снижение концентрации глюкозы в крови тормозит секрецию инсулина (гормона, вызывающего уменьшение содержания глюкозы) и ускоряет секрецию глюкагона (гормона, стимулирующего концентрации глюкозы в крови). Таким образом, благодаря принципу обратной связи именно гормоны обеспечивают гомеостаз – постоянство состава внутренней среды организма, контроль и регулирование содержания воды, углеводов, электролитов и т. п. в нем.

Очевидно, что, оказывая влияние на работу многочисленных органов и тканей, регулируя производство ими различных по составу химических соединений, гормоны и сами должны быть разнообразны по своему строению и представлять разные классы органических веществ. По химическому строению гормоны делятся на:

- стероидные (стероиды) (тестостерон, эстрадиол)

- гормоны – производные аминокислот (адреналин, тироксин);
- пептидные (окситоцин, глюкагон)
- белковые (инсулин, соматотропин)

Наиболее подробно с важнейшими представителями биологически активных органических соединений вы познакомитесь на практических занятиях.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение витаминам. Кто их открыл?
2. Какие витамины вы знаете?
3. Что такое гормоны?
4. В чем сходство и отличие фермента и гормона?
5. Где образуются гормоны?
6. Какие функции выполняют гормоны?

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лекция № 1-2

ТЕМА: «ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА»

План:

1. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева
2. Строение атома
3. Состояние электронов в атоме. Электронные конфигурации атомов
4. Квантовые числа.
5. Зависимость свойств элементов от строения их атомов
6. Значение периодического закона и периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева

1. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА



Дмитрий Иванович Менделеев (1834 – 1907)

Великий русский ученый – энциклопедист, один из основоположников современной химии.

В 1869 г. великий русский ученый – химик Д.И. Менделеев открыл один из важнейших законов химии – *периодический закон*.

Располагая элементы в порядке возрастания их атомной массы, Д.И. Менделеев наблюдал периодическое изменение их свойств и свойств соединений. Эту закономерность он сформулировал в виде закона:

Свойства элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости

от величины атомной массы элементов.

Однако формулировка закона, данная Д.И.Менделеевым, не могла быть полной и точной с современной точки зрения, так как она соответствовала состоянию науки на тот период времени, когда не было известно строение атома. Она не могла объяснить многие новые открытия в науке. Например, открытие *изотопов* – разновидностей атомов одного и того же элемента, имеющих одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа.

В 1913 году англ. физик Г. Мозли установил, что положительный заряд ядра атома (в условных единицах) равен порядковому номеру элемента в периодической системе Д. И. Менделеева.

Поэтому современная формулировка закона читается так:

Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома.

Графическим изображением периодического закона является *периодическая система Д. И. Менделеева*.

Периодическая система состоит из семи периодов, десяти рядов и восьми групп.

Период – горизонтальный ряд – последовательность элементов, которая начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом. Периоды бывают *малые* (состоят из одного горизонтального ряда) и *большие* (состоят из двух горизонтальных рядов).

Группа – вертикальный ряд – совокупность элементов, которые имеют одинаковую высшую валентность в оксидах и других соединениях. Эта валентность равна номеру группы. Исключения: в I группе Cu (II), Ag (III), Au (III), в VI группе O (II), в VII группе H, F (II).

Каждая группа состоит из двух подгрупп: *главной* и *побочной*. Главная подгруппа содержит элементы малых и больших периодов, побочная подгруппа содержит элементы только больших периодов.

2. СТРОЕНИЕ АТОМА

Все вещества образованы мельчайшими частицами, которые называются **атомами**.

Атомы имеют сложное строение. В центре любого атома находится **ядро**. Ядро атома состоит из протонов и нейтронов, которые имеют общее название – **нуклоны** (от англ. nucleus – ядро).

Протон – это частица, которая имеет положительный заряд. Заряд протона в условных единицах равен +1. Символ протона – p .

Нейтрон – нейтральная частица, заряд нейтрона равен 0. Символ – n .

Ядра атомов имеют положительный заряд, т.к. состоят из протонов с положительным зарядом и нейтральных нейтронов.

Вокруг ядра атома движутся **электроны**, которые имеют отрицательный заряд. Заряд электрона в условных единицах равен -1. Символ электрона – e^- .

Любой атом содержит равное число протонов и электронов, поэтому сумма положительных зарядов в атоме равна сумме отрицательных. Следовательно, атомы являются **электронейтральными** частицами.

Каждый протон имеет заряд +1, поэтому заряд ядра равен числу протонов. Атом является электронейтральной частицей, поэтому число протонов равно числу электронов.

Каждое цифровое обозначение в периодической системе Д. И. Менделеева отражает какую-либо особенность в строении атомов:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Порядковый} & & \text{Заряд} & & \text{Число} & & \text{Число} \\ \text{номер} & = & \text{ядра} & = & \text{протонов} & = & \text{электронов} \\ \text{элемента} & & \text{атома} & & \text{в ядре} & & \text{в атоме} \end{array}$$

Масса ядра, как и масса атома, определяется суммой числа протонов и числа нейтронов. Эта сумма называется массовым числом атома.

$$\begin{array}{ccccc} \text{Массовое} & & \text{Число} & & \text{Число} \\ \text{число} & = & \text{протонов} & + & \text{нейтронов} \\ \text{атома (A)} & & \text{(Z)} & & \text{(N)} \end{array}$$

Номер периода численно равен числу энергетических уровней в атоме электрона.

Номер группы численно равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне (валентные электроны) для элементов главных подгрупп и максимальному числу валентных электронов для побочных подгрупп.

МОДЕЛИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Модель Резерфорда (планетарная).

В 1913 году Резерфорд предположил, что атом по строению похож на строение солнечной системы. Внутри солнечной системы находится массивное ядро – солнце в котором сосредоточена вся масса атома, а вокруг этого ядра как и планеты вокруг солнца вращаются электроны.

1. В центре атома находятся положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома.
2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточена в ядре.
3. Вокруг ядра вращаются электроны. Их число = положительному заряду ядра.

Эта теория была наглядной, но имела недостатки. Электрон, двигаясь вокруг ядра с ускорением, должен был бы, согласно электромагнитной теории, непрерывно излучать энергию. Это привело бы к тому, что электрон должен был двигаться вокруг ядра по спирали и в конце концов упасть на ядро.

Теория Бора.

1. Электрон может вращаться вокруг ядра не по произвольным, а только по строго определенным (стационарным) круговым орбитам.
2. При движении по этим орбитам электрон не излучает и не поглощает энергию.

«-» Бор предположил, что электрон в атоме не подчиняется законам классической физики.

Квантовая теория.

1. Электрон имеет двойственную (корпускулярно – волновую) природу. Он может вести себя как частица и как волна. Как частица обладает массой и зарядом, а как волна способностью к дифракции.

- Для электрона невозможно одновременно точно измерить скорость координату. (Принцип неопределенности). Чем точнее мы измеряем скорость, более неопределенность в координате и наоборот.
- Электрон в атоме не движется по определенным траекториям, а может находиться в любой части околоядерного пространства.

*Пространство, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика, называется **орбиталью***

- Ядро атомов состоит их протонов и нейтронов (общее название *нуклоны*).

P^1_1 протоны = порядковому номеру элемента (Z)

$P^1_1 + n^1_0$ = массовое число.

Различные виды атомов – **нуклиды**. Нуклиды достаточно характеризовать любыми двумя числами из трех фундаментальных параметров: массовое число, заряд ядра = числу протонов и число нейтронов. Эти параметры связаны между собой соотношениями:

$$Z = A - N;$$

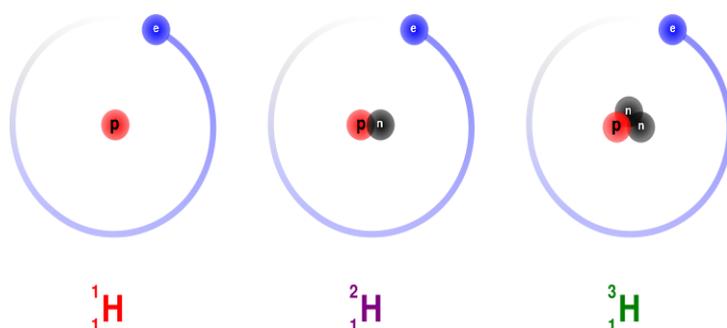
$$N = A - Z;$$

$$A = Z + N$$

Нуклиды с одинаковым Z , но разными A и N , называются **изотопы**.

Например, элемент водород имеет три изотопа:

^1_1H - протий ^2_1H - дейтерий ^3_1H - тритий



- Вся совокупность сложных движений электронов в атоме описывается пятью квантовыми числами. Квантовые числа – это величины, которые характеризуют запас энергии электрона и зависящий от него характер движения.

3. СОСТОЯНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМЕ. ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ АТОМОВ

В соответствие с квантово-механическими представлениями невозможно точно определить энергию и положение электрона, поэтому в квантово-механической модели атома используют вероятностный подход для характеристики положения электрона.

Часть атомного пространства, в котором вероятность нахождения данного электрона наибольшая (равна $\approx 90\%$), называется *атомной орбиталью*.

Каждый электрон в атоме занимает определенную орбиталь и образует **электронное облако**, которое является совокупностью различных положений быстро движущегося электрона.

Электроны в атоме распределяются по энергетическим уровням и подуровням.

Запись распределения электронов в атоме по уровням и подуровням получила название **электронной конфигурации элемента**. При записи электронной конфигурации указывают цифрами энергетический уровень (n), буквами подуровни (s, p, d, f), а степень буквенных обозначений подуровней обозначает число электронов на данном подуровне.

Электроны внешнего энергетического уровня называются валентными.

Чтобы правильно изображать электронные конфигурации различных атомов, нужно знать:

1. Число электронов в атоме (равно порядковому номеру элемента)
2. Число энергетических уровней (равно номеру периода)
3. Число энергетических уровней в атоме равно числу подуровней. Подуровни принято обозначать латинскими буквами, равно, как и форму орбиталей из которых они состоят: s, p, d, f
на первом энергетическом уровне только один подуровень (s) 1s
на втором уровне – два подуровня (s и p) 2s2p
на третьем уровне – три подуровня s, p и d 3s3p3d,
на четвертом – четыре подуровня s, p, d, f 4s4p4d4f

4. Максимальное число электронов на уровнях и подуровнях. Максимальное число электронов в пределах уровня определяется по формуле $2n^2$, где n – энергетический уровень.

Предельное заполнение подуровней s^2, p^6, d^{10}, f^{14}

5. Порядок заполнения уровней и подуровней.

1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s5d4f6p7s

Исключения составляют d- и f-элементы с полностью или наполовину заполненными подуровнями, у которых наблюдается так называемый провал электронов (Cu, Ag, Cr и др.).

Графически любая орбиталь изображается в виде клетки (квантовой ячейки).

При составлении электронно-графических формул следует помнить, что :

s- подуровня

p- подуровня

d- подуровня

f- подуровня

На каждой орбитали может быть не более двух электронов, причем они должны иметь противоположные (антипараллельные) спины,:

допускается заполнение

↑↓

не допускается заполнение

↑↑

 (*принцип запрета Паули*)

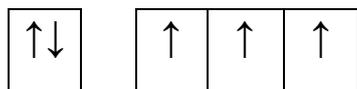
Два электрона, которые находятся на одной орбитали, называются *спаренными* (или неподеленной электронной парой), одиночные электроны являются *неспаренными*.

Заполнение одного подуровня в основном состоянии атома начинается одиночными электронами с одинаковыми спинами. После того, как одиночные электроны займут все орбитали в данном подуровне, заполняются орбитали вторыми электронами с противоположными спинами (*правило Гунда*).

Рассмотрим строение атома азота

Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^3$

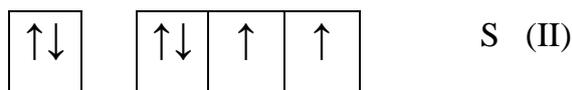
Электронно-графическая формула внешнего энергетического уровня в основном состоянии:



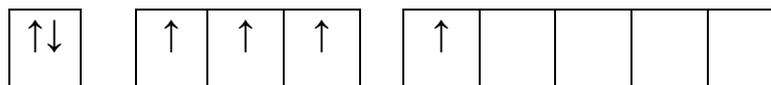
Рассмотрим строение атома серы

Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Электронно-графическая формула в основном состоянии внешнего энергетического уровня:



Так как у атома серы на внешнем третьем энергетическом уровне имеются свободные орбитали d-подуровня, то для атома серы, возможно, возбужденное состояние



S* (IV)



4. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

А) Главное квантовое число n определяет общий запас энергии электрона, или его энергетический уровень.

Главное квантовое число принимает значение целых чисел от 1 до ...

$$n = 1, 2, \dots$$

Б) Побочное (орбитальное) квантовое число l характеризует различное энергетическое состояние электронов на данном энергетическом уровне, определяет форму электронного облака.

Принимает значение целых чисел от 0 до $n - 1$.

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

Побочному квантовому числу кроме числовых значений соответствуют буквенные значения.

0-s

1-p

2-d

3-f

Форма электронного облака зависит от значения побочного квантового числа. Так, если $l = 0$ (s – орбиталь), то электронное облако имеет сферическую форму и не обладает направленностью в пространстве.

При $l = 1$ (p – орбиталь) электронное облако имеет форму гантели и не обладает направленностью в пространстве.

В) Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию орбиталей в пространстве. Движущиеся в поле электроны создают магнитные поля, взаимодействие которых определяет направленность орбиталей в пространстве.

Магнитное квантовое число принимает значения целых чисел от $-l$ через 0 до $+l$

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad \text{Всего } (2l+1)$$

Г) Спиновое квантовое число m_s

Характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только два значения $+1/2$ и $-1/2$

Электрон со спином $+1/2$ изображают \uparrow , со спином $-1/2$ – \downarrow

Заполнение атомных орбиталей электронами происходит в соответствии с тремя условиями.

1. Принцип Паули.

В атоме не может быть двух электронов, у которых все 4 квантовых числа одинаковы.

Рассмотрим пример:

$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow
----------------------	----------------------	------------	------------

S p

$n =$ 3 3

$l =$ 1 1

$m_l =$ 1 0

$$m_s = \frac{1}{2} \quad \frac{1}{2}$$

(В каждой орбитали может разместиться не более двух электронов.)

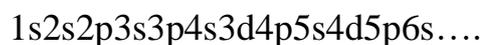
2. Принцип наименьшей энергии.

В атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной (что отвечает наибольшей связи его с ядром). Определяется она суммой главного и побочного квантового числа.

3d	4s
$n = 3$	$n = 4$
$l = 2$	$l = 0$
$3 + 2 = 5$	$4 + 0 = 4$

Таким образом, электрон занимает в основном состоянии уровень не с минимальным возможным значением главного квантового числа, а с наименьшим значением суммы $n + l$

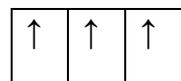
Принцип наименьшей энергии справедлив только для основного состояния атомов.



3. Правило Гунда.

При данном значении побочного квантового числа (т. е. в пределах одного подуровня) электрон располагается таким образом, чтобы суммарный спин был максимальный.

(В пределах подуровня электроны сначала заполняют все орбитали наполовину, а затем полностью).



$$\frac{1}{2} \quad \frac{1}{2} \quad \frac{1}{2}$$

$$\text{сумма} = \frac{3}{4}$$

Запись правильная



$$\frac{1}{2} - \frac{1}{2} \quad \frac{1}{2}$$

$$\text{сумма} = \frac{1}{2}$$

Запись не правильная

5. ЗАВИСИМОСТЬ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ ОТ СТРОЕНИЯ ИХ АТОМОВ

Теория строения атомов объясняет периодическое изменение свойств элементов при увеличении порядкового номера.

Важнейшими свойствами элементов являются *металличность* (металлические свойства) и *неметалличность* (неметаллические свойства).

Металличность – это способность атомов элемента отдавать электроны.

Неметалличность – это способность атомов элемента присоединять электроны.

Универсальной характеристикой металличности и неметалличности является *электроотрицательность* (ЭО)

Электроотрицательность элемента характеризует способность его атомов притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с другими атомами в молекуле.

Чем больше металличность, тем меньше ЭО.

Чем больше неметалличность, тем больше ЭО.

Рассмотрим, как изменяются некоторые характеристики элементов в малых периодах и в главных подгруппах с увеличением порядкового номера.

В периоде с увеличением заряда атомных ядер (порядкового номера) металлические свойства ослабевают, а неметаллические усиливаются, т.к.

- возрастает число электронов на внешнем уровне атома,
- число энергетических уровней в атомах остается постоянным,
- радиус атомов уменьшается,
- электроотрицательность увеличивается

В группах (главная подгруппа) с увеличением заряда атомных ядер (порядкового номера) металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают, т.к.

- число электронов на внешнем уровне атомов остается одинаковым,
- число энергетических уровней в атомах увеличивается,
- радиус атомов увеличивается,
- электроотрицательность уменьшается.

6. ЗНАЧЕНИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА И ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Ученые разных стран (У.Одлинг и Дж.Ньюлендс (Англия), Ж.Дюма и А.Шанкуртуа (Франция), И.Деберейнер и Л.Мейер (Германия) и другие пытались классифицировать химические элементы. Они установили существование групп, похожих по свойствам элементов, но не обнаружили взаимосвязь *всех* химических элементов. Эту взаимосвязь открыл великий русский ученый Д.И. Менделеев и выразил её в периодическом законе.

На основе периодического закона Д.И. Менделеев предсказал существование 12 химических элементов, которые в то время ещё не были открыты, и определил их положение в периодической системе. Свойства трех из этих элементов он подробно описал, через несколько лет (ещё при жизни ученого) эти элементы были открыты (галлий, скандий и германий). Кроме того, были исправлены атомные массы некоторых химических элементов.

Физический смысл периодического закона стал понятен после создания теории строения атома. Но сама эта теория развивалась на основе периодического закона и периодической системы.

Современный этап развития химической науки начинается с открытия периодического закона. С открытием периодического закона химия перестала быть описательной наукой – она получила инструмент научного

предвидения. Он помогает ученым создавать новые химические элементы и новые соединения элементов, получать вещества с нужными свойствами.

Этот закон играет важную роль в развитии всего естествознания (физики, биологии и др.). Периодический закон имеет большое философское значение – он подтвердил наиболее общие законы развития природы.

Контрольные вопросы:

1. Составить электронную конфигурацию атома серы. Изобразите электронно-графическую конфигурацию внешнего энергетического уровня. К какому электронному семейству принадлежит сера?
2. На каком энергетическом уровне и подуровне находится электрон, для которого $n=3$ и $l=0$? Какую форму имеет облако этого электрона?
3. Какой из элементов имеет больший радиус атома: йод или бром? Почему?

Лекция № 3

ТЕМА: «ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ»

План:

1. Природа химической связи. Понятие о химической связи. Классификация химической связи
2. Ионная связь
3. Ковалентная связь
4. Понятие простой и кратной связи.
5. Металлическая связь
6. Водородная связь
7. Единая природа химической связи

1. ПРИРОДА ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ. ПОНЯТИЕ О ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Природа химического взаимодействия атомов – важнейший вопрос химии, так как свойства веществ, их реакционная способность зависят от состава, строения и типа химической связи между атомами.

По современным представлениям химическая связь имеет электростатическую природу. При ее образовании происходит перераспределение в пространстве электронных плотностей, первоначально принадлежавших разным атомам. Поскольку наименее прочно связаны с ядром электроны внешнего энергетического уровня, то именно этим электронам принадлежит главная роль в образовании химической связи. Количество химических связей, образованных данным атомом в соединении, называют **валентностью**. Электроны, принимающие участие в образовании химической связи, называются **валентными**.

С энергетической точки зрения наиболее устойчивым является атом на внешнем уровне которого содержится максимальное число электронов (2 и 8

электронов). Такой уровень называют **завершенным**. Завершенные уровни отличаются большей прочностью и характерны для атомов благородных газов, поэтому при обычных условиях они находятся в состоянии химически инертного одноатомного газа.

У атомов других элементов внешние энергетические уровни незавершенные. В процессе химической реакции осуществляется завершение внешних уровней, что достигается либо присоединением, либо отдачей электронов, а также образованием общих электронных пар. Эти способы приводят к образованию основных типов связи: *ковалентной* и *ионной*.

Таким образом, *при образовании молекулы каждый атом стремится приобрести устойчивую внешнюю электронную оболочку: либо двухэлектронную (дублет), либо восьмиэлектронную (октет)*. Эта закономерность положена в основу теории образования химической связи.

Образование химической связи за счет завершения внешних уровней в образующих связь атомах сопровождается выделением большого количества энергии, то есть *возникновение химической связи всегда протекает экзотермически*, поскольку оно приводит к появлению новых частиц (молекул), обладающих при обычных условиях большей устойчивостью, а следовательно, они будут обладать меньшей энергией, чем у исходных (устойчивому состоянию соответствует минимум энергии).

Одним из существенных показателей, определяющих какая связь образуется между атомами, является **электроотрицательность**, то есть способность атомов притягивать к себе электроны от других атомов. Электроотрицательность атомов изменяется постепенно: в периодах периодической системы слева направо ее значение возрастает, а в группах сверху вниз – уменьшается. Поэтому провести резкую границу между отдельными типами химической связи нельзя.

Таким образом, **химическая связь** – взаимодействие между атомами, приводящее к образованию устойчивой многоатомной системы – молекулы, иона, радикала, кристалла.

Химическая связь – это сила, которая удерживает атомы в соединениях.

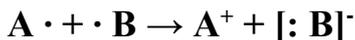
Существуют следующие виды химической связи: *ковалентная, ионная, металлическая и водородная*.

2. ИОННАЯ СВЯЗЬ

Ионная связь – это связь, образовавшаяся за счет электростатического притяжения между ионами.

- Возникает между атомами, электроотрицательность которых резко различается (как правило, более 1,7);
- Образуется между атомами наиболее активных металлов и неметаллов.
- При образовании ионной связи атом металла отдает свои электроны атому неметалла, при этом каждый из атомов получает завершённый энергетический уровень.

Схема образования ионной связи:



Рассмотрим способ образования на примере хлорида натрия:



Как видно из электронных формул, это атомы с незавершенными энергетическими уровнями. Очевидно, для их завершения атому натрия легче отдать один электрон, чем присоединить семь, а атому хлора легче присоединить один электрон, чем отдать семь.



Атом неметалла забирает наружные электроны у атома металла и превращается в анион (отрицательно заряженный ион). Атом металла теряет электроны и превращается в катион (положительно заряженный ион). Ионы связаны электростатическими силами.

Величина отрицательного заряда аниона равна числу принятых электронов, а величина положительного заряда катиона равна числу отданных электронов.

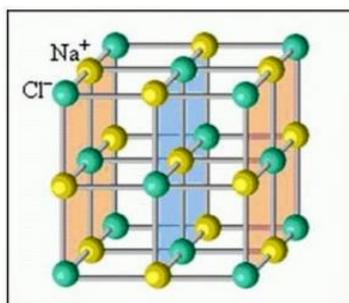
В результате электростатического притяжения между катионом и анионом образуется молекула.



Силы электростатического взаимодействия направлены от данного иона во все стороны. Поэтому данный ион может притягивать ионы противоположного знака в любом направлении. Этим обусловлено, что ионная связь характеризуется:

- *ненаправленностью* – ион может притягиваться к противоположно заряженному иону по любому направлению;
- *ненасыщаемостью* – взаимодействие иона с одним противоположно заряженным ионом не компенсирует его силовое поле, он не теряет способности притягивать ионы по другим направлениям, вследствие чего образуются соединения с ионной кристаллической решеткой.

К веществам с ионной связью относятся: щелочи, соли, некоторые оксиды, гидриды активных металлов.



● - ион хлора
● - ион натрия

Вещества с ионной связью при обычных условиях находятся в твердом агрегатном состоянии и образуют кристаллы с *ионной решеткой*: в ее узлах находятся ионы, между которыми присутствует ионная связь. Физические свойства: тугоплавкие, нелетучие, твердые, многие растворимы в воде, в растворах и расплавах проводят электрический ток.

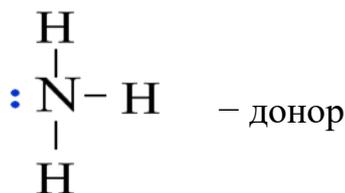
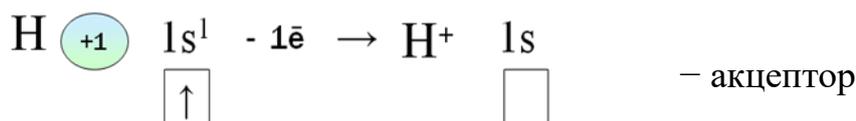
Итак, в молекуле хлороводорода каждый атом имеет завершённый внешний уровень, причем атом водорода – двухэлектронный, а атом хлора – восьмиэлектронный за счет общей электронной пары.

Однако атом хлора имеет гораздо большую электроотрицательность, чем атом водорода, поэтому общая электронная пара будет в значительной степени смещена в его сторону, что приведет к поляризации связи. Соответственно возникнут заряды: на атоме хлора – частично отрицательный заряд, на атоме водорода – частично положительный заряд.

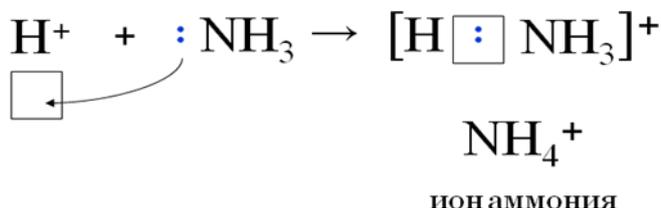
Поляризацию связи можно обозначать стрелкой вдоль связи. Такая связь называется **полярной**. Примерами могут служить молекулы H_2O , NH_3 , H_2S , CH_3Cl .

Ковалентная (полярная и не полярная) связь в наших примерах образовалась за счет *неспаренных электронов* связываемых атомов. Такой механизм образования ковалентной связи называется **обменным**.

Другой механизм образования ковалентной связи – **донорно-акцепторный**. В этом случае связь возникает за счет *двух спаренных электронов одного атома (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора)*. Хорошо известен пример – образования иона аммония:



Донорно-акцепторная связь образуется в результате перекрывания орбитали с неподеленной электронной парой атома – *донора* и свободной орбитали атома – *акцептора*.



Следует отметить, что донорно-акцепторная связь это не особый вид связи, а лишь иной механизм (способ) образования ковалентной связи.

Ковалентная связь имеет следующие свойства:

1. Насыщаемость и направленность.

насыщаемость – способность атомов присоединять к себе определенное ограниченное валентными возможностями число других атомов.

направленность – соединение атомов между собой при образовании общих электронных направлениях (это объясняется пространственным расположением электронных облаков.)

2. Способы образования ковалентной связи.

По обменному механизму (каждый атом предоставляет в общую электронную пару один неспаренный электрон).

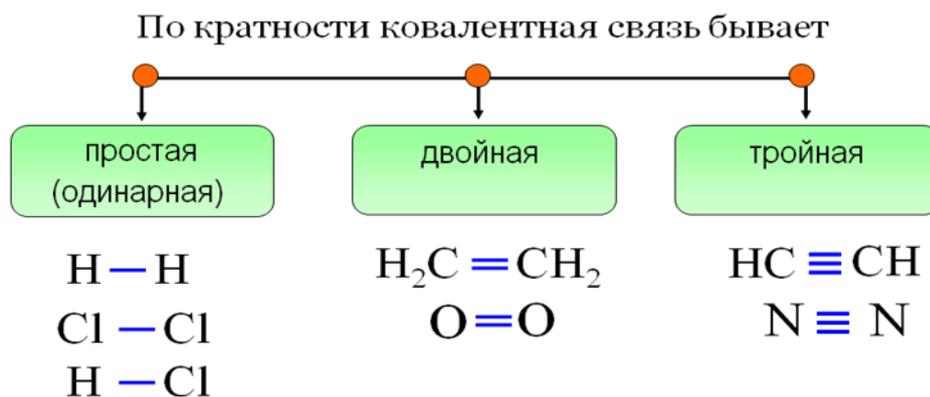
По донорно-акцепторному механизму (один атом предоставляет электронную пару (донор), а другой – пустую орбиталь (акцептор))

3. Вещества с ковалентной связью характеризуются кристаллической решеткой двух видов:

Атомная – в узлах находятся атомы, между которыми присутствуют ковалентные связи. Примерами являются алмаз, графит, кристаллический кремний, бор, карборунд (SiC), кварц (SiO₂), некоторые карбиды, силициды, оксиды (Al₂O₃; Fe₂O₃; Cr₂O₃). Физические свойства: твердые, тугоплавкие, нелетучие, нерастворимые в воде.

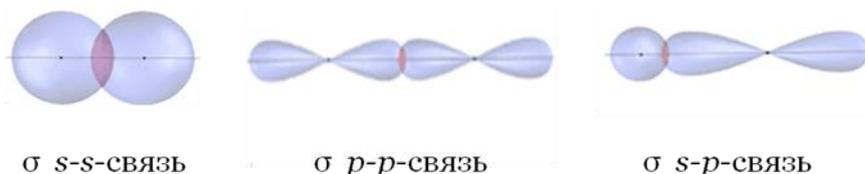
Молекулярная – в узлах находятся молекулы, между которыми присутствуют слабые силы межмолекулярного взаимодействия. Это приводит к тому, что большинство веществ с такой решеткой – газы (Cl₂, O₂, N₂, CO₂,) или жидкости (вода, спирты, кислоты, Br₂), реже – твердые вещества (I₂, нафталин, глюкоза, сахароза и другие органические вещества), их объединяет летучесть, хрупкость в кристаллическом виде, низкие температуры плавления и кипения.

4. ПОНЯТИЕ ПРОСТОЙ И КРАТНОЙ СВЯЗИ



Если атомы связываются между собой одной общей электронной парой, то возникает одна ковалентная связь. Она называется **простой** или **одинарной**.

Образуется за счет перекрывания электронных облаков на линии, соединяющей центры атомов. Такая связь обозначается буквой σ (сигма – связь)



Если между атомами возникает больше одной общей электронной пары, то связь называют **кратной**: двойной (две общие пары) или тройной (три общие пары).

Образование таких связей обусловлено иным типом перекрывания *p*-орбиталей. При взаимодействии атомов, кроме перекрывания орбиталей по прямой линии (сигма – связь), может происходить боковое перекрывание двух *p*-орбиталей.



π *p*-*p*-связь

Тройная связь содержит одну σ и две π – связи.
Двойная связь содержит одну σ и одну π – связи.

Обычно пи-связи менее прочны, чем сигма и образуются только тогда, когда между атомами уже есть сигма связь.

5. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Как известно, атомы металлов более или менее легко отдают электроны, которые находятся на внешнем энергетическом уровне. В результате атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы. Это происходит не только при взаимодействии металлов с другими веществами, но и при образовании *простых веществ – металлов*.

Схема образования металлической связи



Связь в металлах и сплавах, которую выполняют относительно свободные электроны между ионами металлов в металлической кристаллической решетке, называется **металлической**.

Металлы при нормальных условиях являются твердыми веществами (кроме ртути) и образуют *металлические кристаллические решетки*, в узлах которых находятся положительные ионы и атомы металлов, а между узлами – валентные электроны. Эти электроны становятся общими для всех атомов и ионов могут достаточно свободно перемещаться по всей кристаллической решетке. Поэтому электроны, которые находятся в кристаллической решетке металлов, называются свободными электронами, или «электронный газ».

Металлическая связь обуславливает важнейшие физические свойства металлов, как металлический блеск, тепло- и электропроводность, пластичность.

6. ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Водородная связь является особым видом химической связи.

Уже название этого вида связи подчеркивает, что в образовании принимает участие атом водорода.

Водородная связь – это электростатическое притяжение между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы (или ее части) и отрицательно поляризованными атомами, имеющими неподеленные

электронные пары (F, O, N) другой молекулы (или другой части этой же молекулы)

Схема образования водородной связи

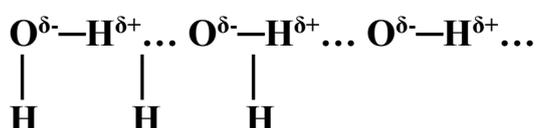
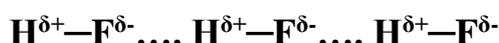


Механизм образования водородной связи имеет частично электростатический, частично донорно-акцепторный характер.

Водородная связь бывает *межмолекулярной и внутримолекулярной*.

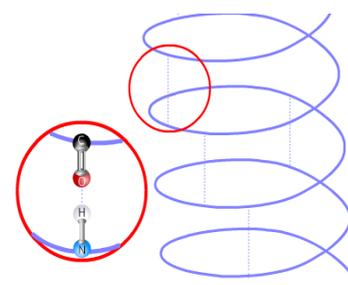
Межмолекулярная водородная связь значительно влияет на агрегатное состояние, плотность, температуры кипения и плавления, теплоту парообразования и т. д.

При образовании водородной связи атом водорода находится между двумя атомами с высокой электроотрицательностью, с одним из них он связан обычной ковалентной связью, а с другим – водородной связью.



Например, если бы между молекулами воды не было водородных связей, то она кипела бы при -80°C , а плавилась при -100°C . Среди спиртов, карбоновых кислот нет газов за счет образования водородных связей между молекулами. Растворимость многих веществ в воде связана с образованием межмолекулярных водородных связей.

Внутримолекулярные водородные связи играют большую роль в формировании вторичной структуры белков, поддержание двойной спирали ДНК, сложной формы т-РНК.



Энергия водородной связи приблизительно в десять раз меньше энергии обычной ковалентной связи. Тем не менее, водородные связи играют важную роль во многих физико-химических и биологических процессах.

7. ЕДИНАЯ ПРИРОДА ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Деление химических связей на типы носит условный характер, т.к. все они характеризуются определенным единством. Типы химических связей могут переходить друг в друга, в одном веществе могут присутствовать различные типы связи. Например, при растворении хлороводорода в воде под действием полярных молекул воды ковалентная полярная связь переходит в

ионную. В молекулах гидроксида натрия NaOH и сульфата натрия Na₂SO₄ связи между атомами натрия и кислорода представляют собой ионные связи, а остальные связи (между атомами кислорода и водорода в NaOH и между атомами кислорода и серы в Na₂SO₄) – ковалентные полярные.

Резких границ между разными типами химических связей нет, все типы имеют единую электрическую природу.

Контрольные вопросы:

1. Определите тип химической связи в следующих соединениях:
P₂O₅, H₂S, O₂, BaCl₂
2. Составьте схемы образования молекулы
I вариант - сероводорода
II вариант - кислорода

Лекция № 4

ТЕМА: «КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ»

План:

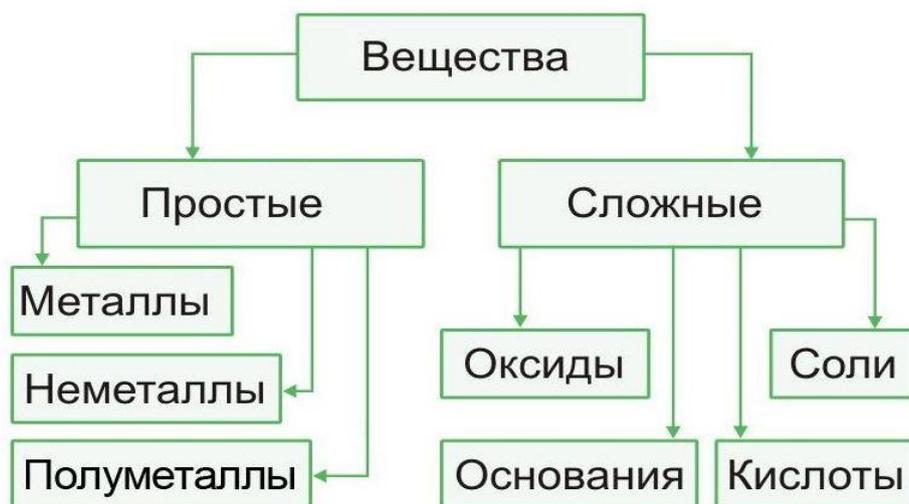
1. Классификация неорганических веществ.
2. Оксиды: классификация, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства.
3. Гидроксиды, основания: классификация, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства, амфотерные гидроксиды.
4. Кислоты: классификация, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства, особенности свойств концентрированной серной и азотной кислот.
5. Соли: классификация, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства.
6. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Вещества подразделяются на простые (одноэлементные) и сложные (бинарные и многоэлементные):

Простые вещества – вещества, молекулы которых состоят из атомов одного химического элемента.

Сложные – их молекулы состоят из атомов разных химических элементов (HCl, H₂O, NaCl)



2. ОКСИДЫ: КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА, СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ, ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Оксиды – это химические соединения, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2.

Кроме оксидов, существуют и другие соединения элементов с кислородом, так называемые пероксиды. Их отличительной структурной особенностью является наличие связи между атомами кислорода –O–O– («кислородный мостик») такие вещества называются пероксидами, например: пероксид водорода H_2O_2 (H–O–O–H), пероксид кальция CaO_2

В оксидах кислородный мостик не существует поэтому пероксиды к классу оксидов не относятся.

Общая формула: $\text{Э}_m\text{O}_n$

где Э – элемент, образующий оксид;

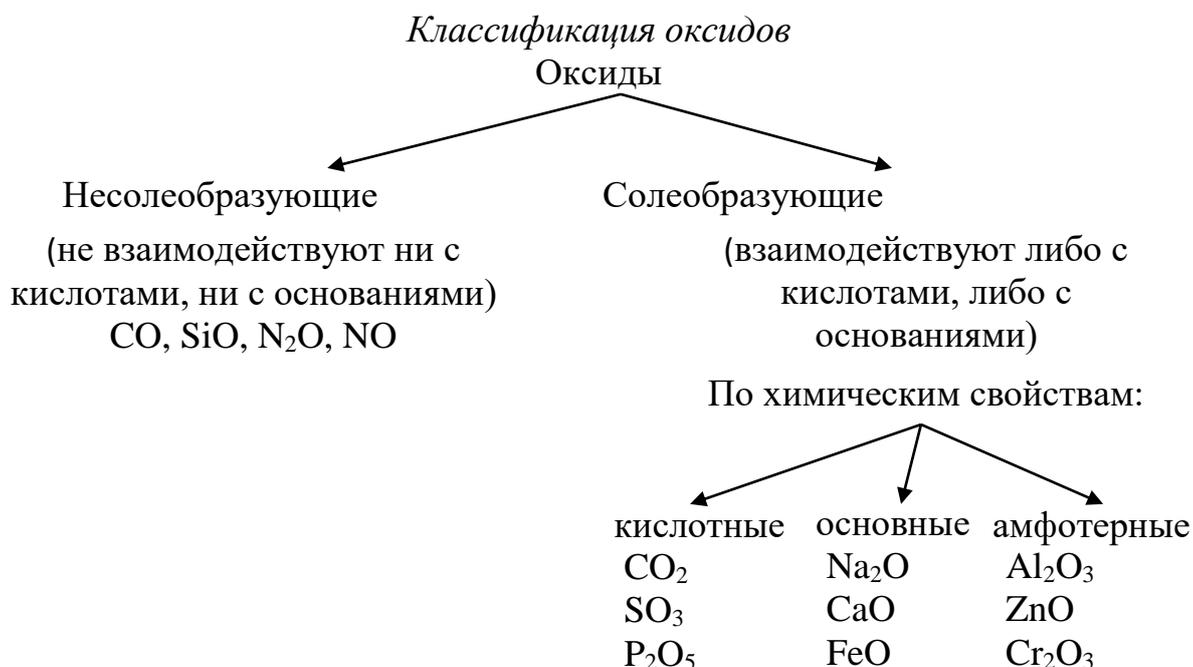
m, n – количество атомов элемента и кислорода в молекуле вещества.

НОМЕНКЛАТУРА

Название оксидов образуется от названия элемента, входящего в состав оксида. Если образующий оксид элемент имеет переменную валентность, то после названия элемента в скобках указывается его валентность римской цифрой.

название оксида	оксид	+	название элемента	валентность элемента (только для элементов с переменной валентностью)
-----------------	-------	---	-------------------	--

CuO – оксид меди (II)
 CaO – оксид кальция
 BaO – оксид бария
 FeO – оксид железа (II)



1. Основные оксиды – это оксиды гидраты (гидроксиды) которых являются основаниями.

соответствует

Основной оксид -----> Основание

Основными оксидами являются оксиды одно- и двухвалентных металлов: Na₂O соответствует основание NaOH; CaO – Ca(OH)₂; MgO – Ma(OH)₂.

2. Кислотные оксиды – это оксиды гидраты которых являются кислотами.

соответствует

Кислотный оксид -----> Кислота

Кислотными оксидами являются оксиды неметаллов и оксиды металлов с высокой валентностью (V, VI, VII).

3. Амфотерные оксиды – оксиды, гидраты которых являются амфотерными гидроксидами.

соответствует

Амфотерный оксид -----> Амфотерный гидроксид

Амфотерными являются, как правило, оксиды трех- и четырехвалентных металлов и оксиды двухвалентных металлов: BeO, ZnO, SnO, PbO. Исключениями являются некоторые оксиды трехвалентных металлов, относящиеся к типу основных оксидов: Mn₂O₃, Co₂O₃, Ni₂O₃, Bi₂O₃.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

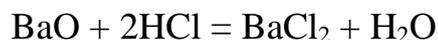
Важнейшими физическими свойствами оксидов являются их агрегатное состояние и растворимость в воде.



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Основные оксиды. Образуют соли при взаимодействии с кислотами и кислотными оксидами.

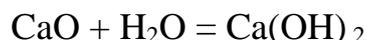
Основный оксид + Кислота = Соль + H_2O



Основный оксид + кислотный оксид = Соль

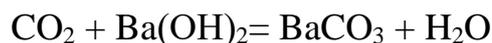


Оксид щелочного или щелочноземельного металла + H_2O = Щелочь



Кислотные оксиды. Образуют соли при взаимодействии с основаниями и основными оксидами.

Кислотный оксид + Основание = Соль + H_2O



Кислотный оксид + Основные оксиды = Соль

(см. химические свойства основных оксидов)



Все кислотные оксиды, кроме оксида кремния (IV) растворяются в воде и взаимодействуют с ней с образованием кислородосодержащих кислот.

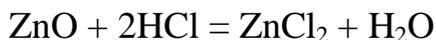
Кислотный оксид + H_2O = Кислота



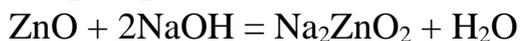


Амфотерные оксиды. Амфотерность оксидов заключается в способности одного и того же оксида проявлять как основные, так и кислотные свойства (образуют соли при взаимодействии, как с кислотами, так и с основаниями)

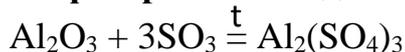
Амфотерный оксид + Кислота = Соль + H₂O



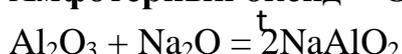
Амфотерный оксид + Щелочь = Соль + H₂O



Амфотерный оксид + Кислотный оксид = Соль

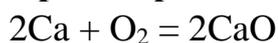


Амфотерный оксид + Основный оксид = Соль



ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ

Прямая реакция элемента с кислородом:



Разложение сложных веществ:

а) оксидов



б) гидроксидов



в) кислот



г) солей



Взаимодействием кислот-окислителей с металлами и неметаллами:



3. ГИДРОКСИДЫ, ОСНОВАНИЯ: КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА, СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ, ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА, АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Гидроксиды или основания – сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп.

Общая формула: Me(OH)_у

где Me – металл;

у – число гидроксильных групп, равных валентности металла.

Номенклатура



Например: NaOH – гидроксид натрия
CuOH – гидроксид меди (II)

Как электролиты основания в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и анионы гидроксида. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



КЛАССИФИКАЦИЯ ОСНОВАНИЙ

Основания можно классифицировать по двум признакам.

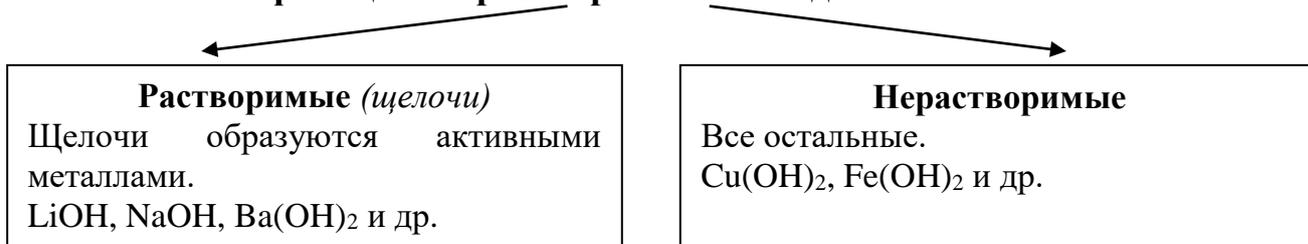
1. Классификация по числу гидроксильных групп в молекуле основания.

Число гидроксильных групп – OH в молекуле основания определяет кислотность основания.



Двух- и трехкислотные основания называются многокислотными основаниями.

2. Классификация по растворимости в воде.



ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

По агрегатному состоянию все основания, кроме гидроксида аммония NH₄OH, твердые вещества разного цвета: основания образованные щелочными и щелочноземельными металлами, являются бесцветными веществами, гидроксид меди (II) Cu(OH)₂ – голубого цвета, гидроксид железа (III) Fe(OH)₃ – бурого цвета и т.д.

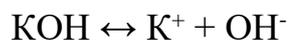
Твердые основания не имеют запаха.

Жидкое основание NH₄OH, которое образуется в результате растворения газообразного аммиака NH₃ в воде, обладает запахом аммиака.

Гидроксиды щелочных металлов называются **едкими щелочами**. Едкие щелочи легко поглощают воду из воздуха и растворяются в ней (расплываются), поэтому их хранят в закрытой посуде.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

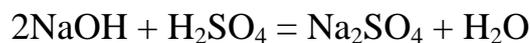
Основания **диссоциируют** в водных растворах с образованием **гидроксид-ионов OH^-** ,



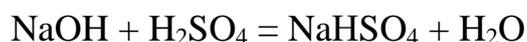
Поэтому водные **растворы щелочей** изменяют **окраску индикаторов**. Основания окрашивают индикаторы фенолфталеин – в малиновый цвет, лакмус – в синий.

Основание + Кислота = Соль + H_2O (реакция нейтрализации)

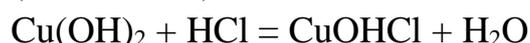
В такой реакции может образовываться: нормальная, кислая, основная соль.



(избыток)

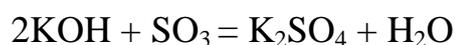


(недостаток)



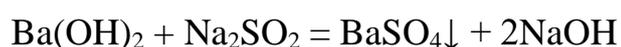
(избыток)

Основание + Кислотный оксид = Соль + H_2O



Щелочь + Соль = Соль + Нерастворимое основание↓

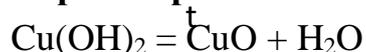
Щелочь + Соль = Соль↓ + Новая щелочь



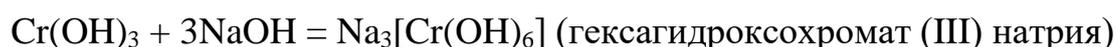
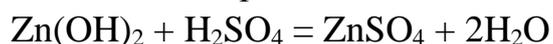
Амфотерные металлы + Щелочь = Соль + $\text{H}_2\uparrow$



Нерастворимое основание = Основной оксид + H_2O



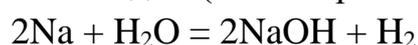
Амфотерные гидроксиды реагируют как с **растворами кислот**, так и с **растворами щелочей**. При взаимодействии с основаниями они проявляют свойства кислот, а при взаимодействии с кислотами – свойства оснований:



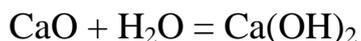
ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВАНИЙ

Методы получения оснований разнообразны.

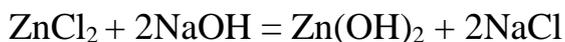
Основания активных металлов можно получить **взаимодействием металла с водой** (многие реакции протекают бурно).



либо при взаимодействии соответствующего **оксида с водой**:



В случае, если оксид металла с водой не реагирует, соответствующее основание можно получить реакцией **щелочи с растворимой солью** этого металла:



4. КИСЛОТЫ: КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА, СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ, ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА, ОСОБЕННОСТИ СВОЙСТВ КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ СЕРНОЙ И АЗОТНОЙ КИСЛОТ

Кислоты – сложные вещества, содержащие атомы водорода, которые могут замещаться атомами металла, и кислотные остатки.

Общая формула: H_xA

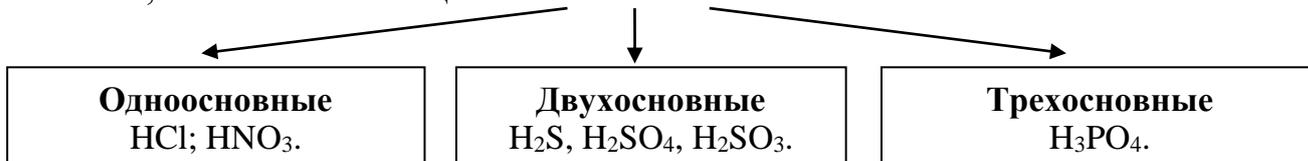
где А – кислотный остаток;

х – число атомов водорода, равное валентности кислотного остатка.

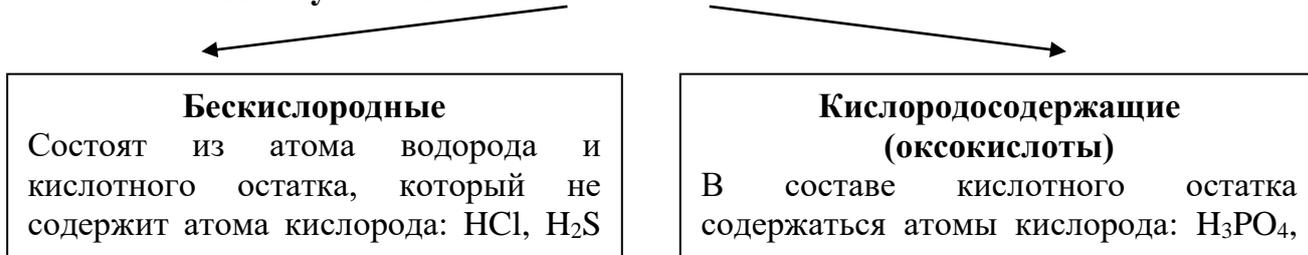
КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

1. По основности

Основность кислоты – это число атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться атомами металла.



2. По составу кислотного остатка



ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

По агрегатному состоянию большинство кислот являются **жидкостями** (азотная кислота HNO_3 , серная кислота H_2SO_4 , хлорная кислота HClO_4 и др.). Некоторые жидкие кислоты представляют собой **растворы газов** в воде (соляная кислота HCl , сероводородная кислота H_2S , угольная кислота H_2CO_3 и др.). Ортофосфорная кислота H_3PO_4 , борная кислота H_3BO_3 , йодная кислота HIO_4 – **твердые вещества**.

Кислоты могут быть **бесцветными** (сернистая кислота H_2SO_3 , бромоводородная HBr) и **окрашенными** (хромовая кислота H_2CrO_4

существует в виде раствора желтого цвета, а марганцовая кислота HMnO_4 – в виде раствора фиолетово-красного цвета).

По растворимости в воде почти все кислоты относятся к хорошо растворимым веществам, которые смешиваются с водой в любых соотношениях. Кремниевая кислота H_2SiO_3 не растворима в воде.

Угольная кислота очень неустойчива и распадается на углекислый газ и воду.

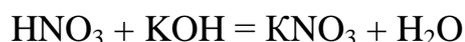
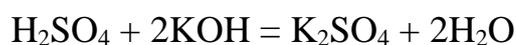
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Кислоты диссоциируют с образованием **катионов водорода**:



Поэтому кислоты **изменяют окраску индикаторов**.

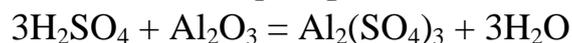
Кислота + Основание = Соль + H_2O



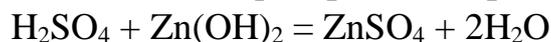
Кислота + Основной оксид = Соль + H_2O



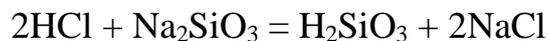
Кислота + Амфотерный оксид = Соль + H_2O



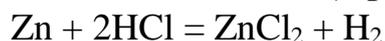
Кислота + Амфотерный гидроксид = Соль + H_2O



Кислота + Соль = Новая кислота + Новая соль



Кислота + металл (в ряду активности левее водорода) = Соль + $\text{H}_2\uparrow$



ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОТ

К основным способам получения кислот относятся:

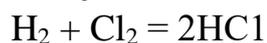
Взаимодействие кислотных оксидов (ангидридов кислот) с водой:



Взаимодействие сильных кислот - окислителей с неметаллами:



Получение напрямую из простых веществ:



5. СОЛИ: КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА, СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ, ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Соли – сложные вещества, состоящие из кислотных остатков и атомов металлов или других атомных группировок.

Общая формула: Me_xA_y

где x – число атомов металла, равное валентности кислотного остатка;
 y – число кислотных остатков, равное валентности металла.

КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ

Нормальные (средние) соли – это продукты полного замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или полного замещения гидроксильных групп в молекулах оснований кислотными остатками (Na_2SO_4 , BaCl , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$).

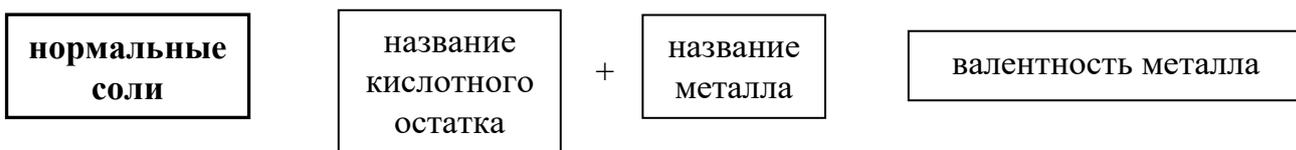
Кислые соли – это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла (NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$).

Основные соли – это продукты неполного замещения гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками (CaOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$)

Если атомы водорода в многоосновной кислоте замещены атомами не одного, а двух различных металлов, образуются **двойные соли**, например, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, NaKCO_3 .

Также существует группа **комплексных солей (смешанные соли)** такие соли, в состав которых входят катионы одного металла и анионы двух различных кислотных остатков (PbFCl)

Номенклатура солей

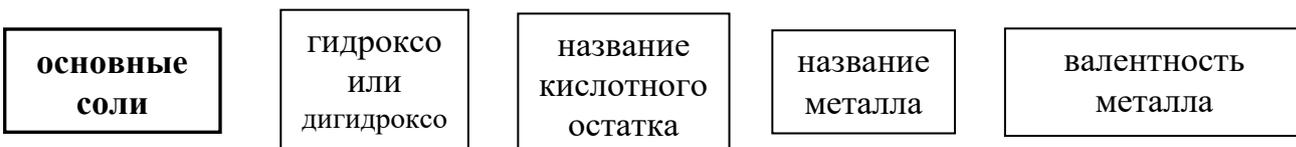


Например: Na_2SO_4 – сульфат натрия
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфат кальция
 CuSO_4 – сульфат меди (II)



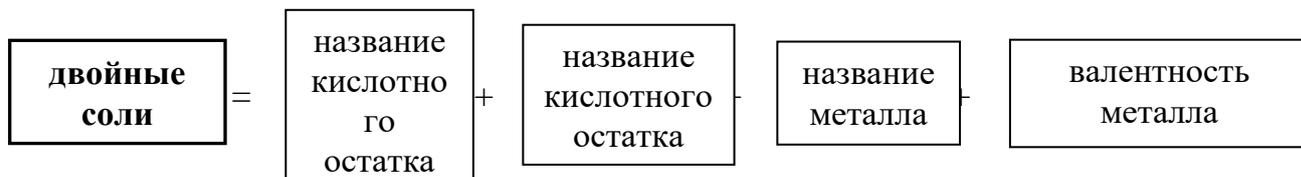
(зависит от количества атомов водорода в кислотном остатке)

Например: NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия
 $\text{Fe}(\text{HS})_2$ – гидросульфид железа
 KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия
 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат кальция

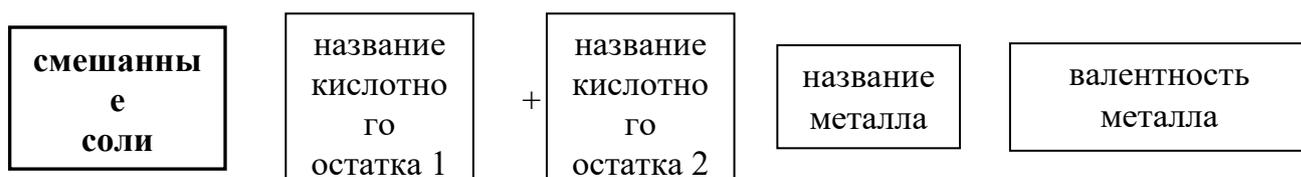


(зависит от количества атомов гидроксильных групп, связанных с Me)

Например: CuOHNO_3 – гидроксонитрат меди (II)
 $\text{Cu}(\text{OH})_2\text{SO}_4$ – гидроксосульфат меди (II)
 $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – дигидроксонитрат железа (II)



Например: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат калия-алюминия
 $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат аммония-железа (III)



Например: PbFCl – фторид-хлорид свинца (II)

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

По агрегатному состоянию все соли представляют собой **твердые вещества**. Большинство белого цвета (BaCl_2 , Na_2SO_4 и др.). Соли дихромовых кислот – имеют оранжевый цвет ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), хроматы – желтого цвета (K_2CrO_4), сульфиды меди (II) CuS и свинца (II) PbS – черного цвета.

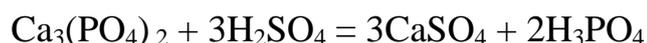
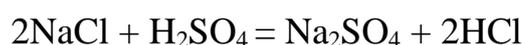
По растворимости в воде соли условно делят на растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

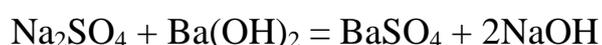
Как электролиты средние соли в водных растворах **диссоциируют** на катионы металлов и анионы кислотных остатков:



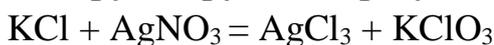
Если соль **образована летучими или слабыми кислотами** наподобие HCl , H_2S , H_2CO_3 , то она **взаимодействует с нелетучими кислотами**, например, H_2SO_4 , с **выделением летучей или слабой кислоты и образованием новой соли**:



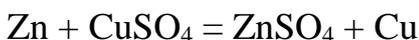
В водных растворах соли могут вступать в реакцию с гидроксидами, образуя **новую соль и гидроксид** при условии, если один из продуктов реакции будет **выпадать в осадок**:



При подобных условиях **в водных растворах соли могут вступать в реакцию друг с другом, образуя новые соли:**

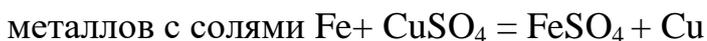
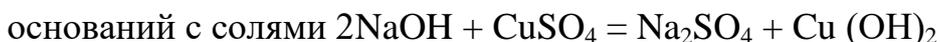
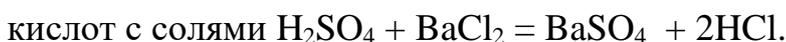


Соли также реагируют **в водных растворах с металлами**, стоящими в ряду активности до металла, входящего в состав соли:



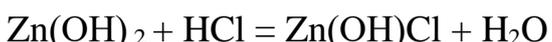
СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СОЛЕЙ

Химические взаимодействия:



Кислые соли получают при неполной нейтрализации кислоты основанием, при этом гидроксид берут в количестве, недостаточном для полной нейтрализации кислоты: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$

Основные соли получают частичной нейтрализацией основания кислотой:



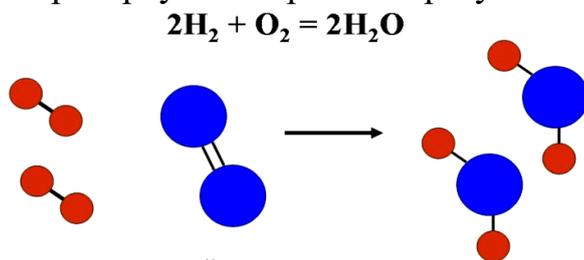
6. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Связь между классами неорганических соединений, которая основана на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется генетической. Представленная ниже схема иллюстрирует эту связь:

1. ПОНЯТИЕ О ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Химические реакции – химические процессы, в результате которых из одних веществ образуются другие отличающиеся от них по составу (или) строению.

При химических реакциях обязательно происходит изменение веществ, при котором рвутся старые и образуются новые связи между атомами:



Признаки протекания химических реакций:

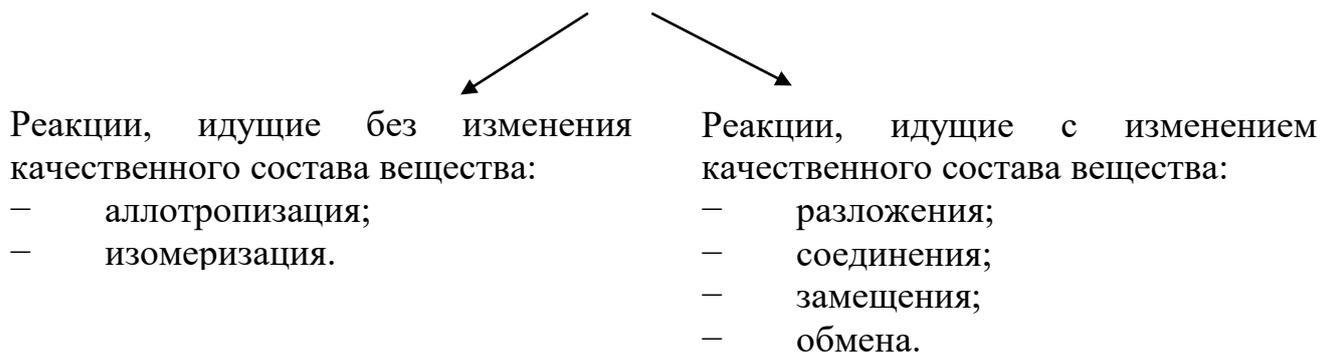
1. Выделяется газ.
2. Выпадает осадок.
3. Происходит изменение окраски вещества.
4. Образуется вода.
5. Выделяется или поглощается тепло, свет.

В окружающем мире и вокруг нас каждую секунду протекают миллионы реакций. Получить представления о них нам помогает классификация химических реакций.

Все химические реакции можно классифицировать по семи признакам:

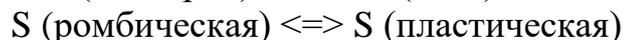
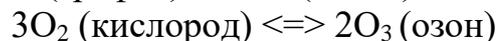
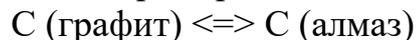
- Классификация химических реакций по числу и составу исходных и образующихся веществ.
- Классификация химических реакций по изменениям степеней окислений элементов в соединении.
- Классификация химических реакций по тепловому эффекту.
- Классификация химических реакций по признаку обратимости.
- Классификация химических реакций по использованию катализаторов.
- Классификация химических реакций по агрегатному состоянию реагирующих веществ (фазовому составу).
- Классификация химических реакций по механизму.

2. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ПО ЧИСЛУ И СОСТАВУ ИСХОДНЫХ И ОБРАЗУЮЩИХСЯ ВЕЩЕСТВ.

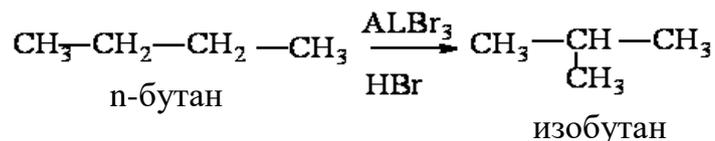


Реакции, идущие без изменения качественного состава вещества:

1) Аллотропизация. В неорганической химии к таким реакциям можно отнести процессы получения аллотропных модификаций одного химического элемента, например:



2) Изомеризация. Для органических соединений существуют реакции изомеризации, когда происходит превращение одного изомера в другой:



Реакции, идущие с изменением качественного состава вещества:

1) Реакции разложения – реакции, в результате которых из исходного вещества образуются два или несколько других веществ (простых или сложных):

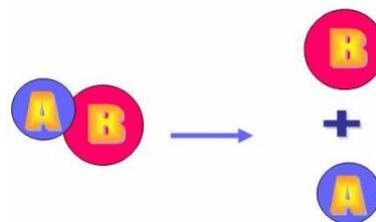
а) разложение карбоната кальция:



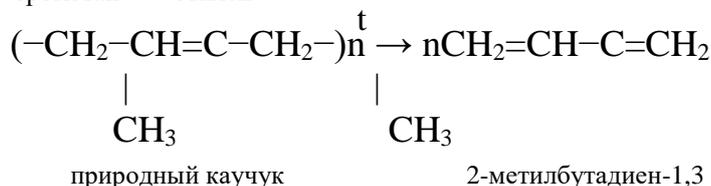
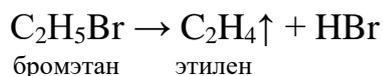
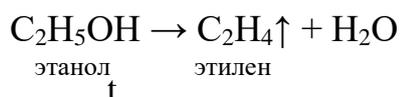
б) разложение перманганата калия:



в) разложение пероксида водорода:

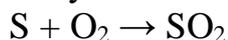


В органической химии к реакциям разложения относятся: дегидратация, дегидрирование, крекинг, дегидрогалогенирование, когда из полимера образуется исходный мономер. Соответствующие уравнения реакций:



2) Реакции соединения – реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество:

а) получение оксида серы (IV):



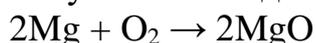
б) получение оксида серы (VI):



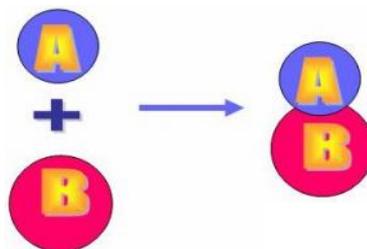
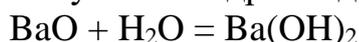
в) получение серной кислоты:



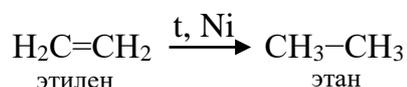
г) получение оксида магния:



д) получение гидроксида бария:

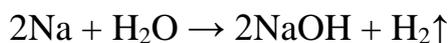


В органической химии такие реакции часто называют *реакциями присоединения*. В них обычно участвуют соединения, содержащие двойную или тройную связь.

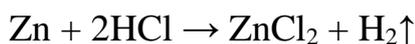


3) Реакции замещения – реакции между простыми и сложными веществами, при которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе:

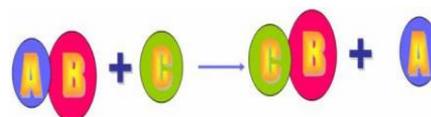
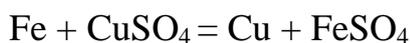
а) взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



б) взаимодействие металлов с кислотами:

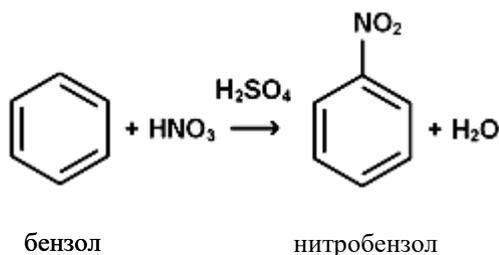


в) взаимодействие металлов с солями:

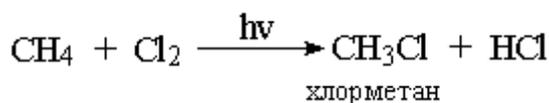


В органической химии реакции замещения понимаются шире, то есть замещать можно не один атом, а группу атомов или замещается не атом, а группа атомов. Например:

а) нитрование:

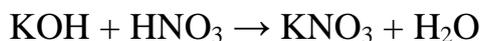
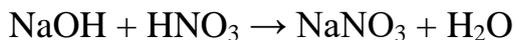


б) галогенирование:

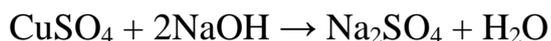
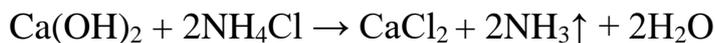


4) **Реакции обмена** – реакции, протекающие между сложными веществами, при которых их составные части обмениваются местами.

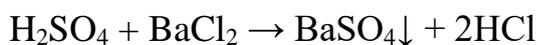
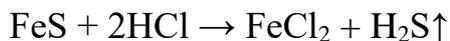
а) реакция нейтрализации, идущая с образованием соли и воды:



б) реакция между щелочью и солью:

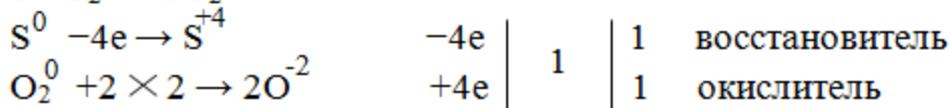
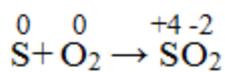
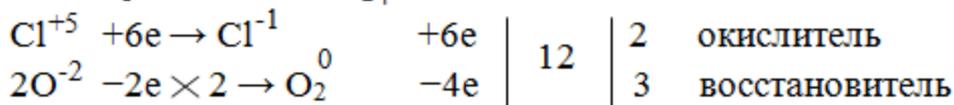
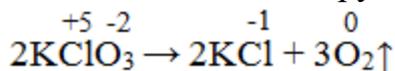


в) реакция между солью и кислотой:



3. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ПО ИЗМЕНЕНИЮ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ В СОЕДИНЕНИИ

Все химические реакции подразделяются на такие, в которых степени окисления не изменяются (например, реакция обмена) и на такие, в которых происходит изменение степеней окисления. Их называют **окислительно-восстановительными реакциями**. Ими могут быть реакции разложения, соединения, замещения и другие более сложные реакции. Например:



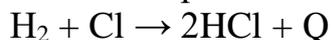
4. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ПО ТЕПЛОВОМУ ЭФФЕКТУ

Количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате реакции, называется тепловым эффектом данной реакции.

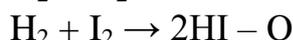
По тепловому эффекту реакции делятся на:

экзотермические, протекающие с выделением тепла:

Почти все реакции соединения.



исключения:

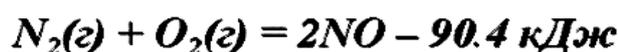


эндотермические, протекающие с поглощением тепла:

Почти все реакции разложения



Количество поглощенной или выделенной в результате реакции энергии называют **тепловым эффектом реакции**, а уравнение химической реакции с указанием этого эффекта называют **термохимическим уравнением**, например:

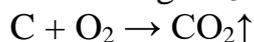
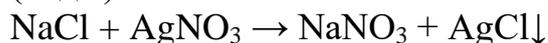


5. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ПО ПРИЗНАКУ ОБРАТИМОСТИ

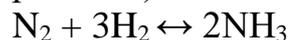
необратимые – протекают практически до конца, то есть до полного израсходования одного из реагирующих веществ.

Протекают в данных условиях только в одном направлении.

Например, реакции ионного обмена, сопровождающиеся образованием осадка, выделением газа или малодиссоциирующего вещества (воды):



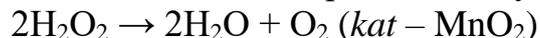
обратимые – реакции, которые при данных условиях протекают во взаимно противоположных направлениях, то есть не идут до конца, потому что одновременно происходят две реакции – прямая (между исходными веществами) и обратная (разложение продукта реакции):



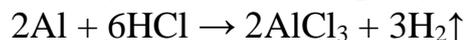
6. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ПО ИСПОЛЬЗОВАНИЮ КАТАЛИЗАТОРОВ

Катализаторы – вещества, участвующие в химической реакции и изменяющие ее скорость и направление, но по окончании реакции остаются неизменными качественно и количественно.

Каталитические – реакции, идущие с участием катализатора.

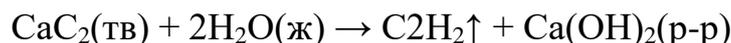
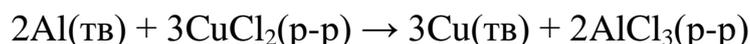
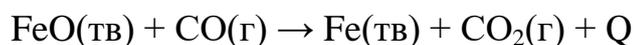


Некаталитические – реакции, идущие без участия катализатора.

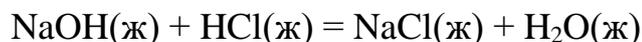
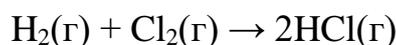


7. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ПО АГРЕГАТНОМУ СОСТОЯНИЮ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ (ФАЗОВОМУ СОСТАВУ)

1) Гетерогенные реакции – реакции в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях (в разных фазах):

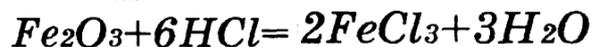
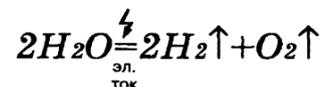
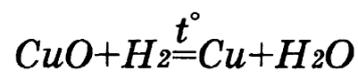
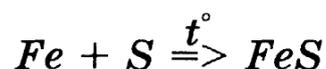


2) Гомогенные реакции – реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии.



Контрольные вопросы:

1. Определите тип химических реакций:



2. Составьте уравнение реакции, расставьте коэффициенты и определите тип химических реакций:

1. Оксид азота (V) + вода → азотная кислота

2. Оксид натрия + вода → гидроксид натрия

3. Гидроксид железа (III) → оксид железа (III) + вода

4. Оксид лития + вода → гидроксид лития

5. Карбонат натрия + соляная кислота →

Лекция № 6

ТЕМА: «ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»

План:

1. Понятие об окислительно-восстановительных реакциях.
2. Понятие о степени окисления.
3. Алгоритм вычисления степени окисления.
4. Сущность окислительно-восстановительных реакций.
5. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Важнейшие окислители и восстановители.
6. Типы окислительно-восстановительных реакций.
7. Метод электронного баланса.
8. Значение ОВР

1. ПОНЯТИЕ ОБ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЯХ

Химические реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов в молекулах реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

Это распространённый тип химических превращений, как в неорганической, так и в органической химии. Такие реакции составляют основу множества качественных и расчётных задач.

2. ПОНЯТИЕ О СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

Сначала раскроем понятие «степень окисления». Важно представлять себе, что **С.О.** – это условная величина, которая показывает заряд того или иного элемента в соединении при условии, что все составляющие его частицы представляют собой ионы.

Степень окисления принято обозначать арабскими цифрами со знаком «+» или «-» перед цифрой или «0» над элементом в формуле соединения или римскими цифрами после символа элемента, например CuCl_2 (II).

Понятие С.О. отчётливо характеризует отличие атомов, входящих в состав простых и сложных веществ. Оно позволяет также показать разницу в свойствах соединений одного и того же элемента, в которых С.О. имеет неодинаковое значение.

$\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}$ – низшая с.о., восстановитель;

$\overset{+4}{\text{H}_2\text{SO}_3}$ – промежуточная с.о., восстановитель и окислитель;

$\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4}$ – высшая с.о., окислитель.

Высшая степень окисления – это наибольшая положительное ее значение. Как правило, она равна номеру группы.

Низшая степень окисления – это наименьшее значение.

Промежуточная степень окисления – все остальные значения.

С.О. выражается числом частично или полностью смещённых электронов от атома одного элемента к другому в соединении, т.е. происходит смещение связующего электронного облака.

В простых веществах отсутствуют какое – либо смещение электронов, поэтому степень окисления равна нулю. Элементы, от атомов которых оттягиваются электроны (или условимся говорить для удобства: атомы отдают электроны), приобретают положительную степень окисления, а элементы, к атомам которых электроны притягиваются (или говорим: принимают электроны), приобретают отрицательную степень окисления. В ионных соединениях степень окисления равна заряду иона.

3. АЛГОРИТМ ВЫЧИСЛЕНИЯ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

1. В молекулах простых веществ степень окисления атомов равна нулю.
2. У кислорода степень окисления равна -2 , исключение составляет:
фторид кислорода OF_2 , где с.о. $+2$
пероксиды H_2O_2 , Na_2O_2 , где с.о. -1
3. У фтора, как наиболее электроотрицательного элемента, во всех соединениях степень окисления равна -1
4. У водорода в соединениях с электроотрицательными элементами – HF , HCl , HBr , H_2O , H_2S – степень окисления равна $+1$, а в соединениях с металлами $NaNH_2$, CaH_2 его степень окисления -1 ;
5. Степень окисления щелочных и щелочноземельных металлов в соединениях равна, соответственно, $+1$ и $+2$.
6. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле равна нулю, а в ионе – заряду иона.
7. Высшая (максимальная) с.о. элемента, как правило, = номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе
8. Низшая (минимальная) с.о. металлов = 0 . Низшая (минимальная) с.о. неметаллов обычно = (номер группы - 8)
9. Значения с.о. элемента между высшей и низшей с.о. называются промежуточными.

Например, определим степень окисления серы в H_2SO_4 . На основе вышеизложенного составляем уравнение и решаем его относительно x :

$$(+1) \cdot 2 + x + 2 \cdot 4 = 0 \quad \text{степень окисления} = +6$$

Определим степень окисления азота в ионе аммония NH_4^+ . Рассуждаем аналогично:

$$X + (+1) \cdot 4 = +1; X = +1 - 4;$$

$X = -3$ следовательно, степень окисления азота -3 .

Степень окисления углерода в ионе CO_3^{2-}

$$X + (-2) \cdot 3 = -2; X - 6 = -2; X = +6 - 2; X = +4$$

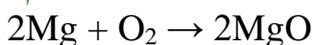
Для тренировки выполните упражнения.

Определите степени окисления элементов в соединениях азота и серы:

а) NH_4Cl , $Ca(NO_2)_2$, Li_3N ,

б) SF_6 , $NaHSO_4$, SO_3 , K_2SO_3 , S

4. СУЩНОСТЬ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ



Магний до реакции имеет степень окисления 0 (как всегда в простых веществах), а после реакции +2. Кислород до реакции имеет степень окисления 0, а после реакции -2. В данном случае атом магния отдает два электрона, а атом кислорода их принимает.

Процесс отдачи электронов, сопровождающийся повышением степени окисления, называется **окислением**.

Процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением степени окисления, называется **восстановлением**.

Атом, который отдает электроны и увеличивает свою степень окисления, т.е. окисляется, называется **восстановителем**.

Атом, который присоединяет электроны и уменьшает свою степень окисления, т.е. восстанавливается, называется **окислителем**.

Окислителем также называется и все вещество, в состав которого входит атом-окислитель, а восстановителем все вещество, в состав которого входит атом-восстановитель.

Поскольку окислитель забирает электроны у другого атома, существует шуточная поговорка: «окислитель-грабитель».

Схематично любую ОВР можно представить следующим образом:



Окисление и восстановление – это две стороны одного и того же окислительно-восстановительного процесса, они всегда протекают одновременно и не могут существовать независимо друг от друга.

Для того чтобы атом отдал электроны, обязательно должен существовать другой атом, который эти электроны примет. Необходимо также знать, что в окислительно-восстановительных процессах число отданных электронов всегда равно числу принятых.

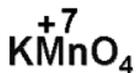
5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ. ВАЖНЕЙШИЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ВОССТАНОВИТЕЛИ

Какие же вещества могут быть окислителями, а какие восстановителями? Это зависит от величины степеней окисления элементов, которые входят в состав данных веществ. Некоторые элементы имеют постоянные степени окисления во всех сложных веществах. Для таких элементов изменение степеней окисления не характерно. Поэтому свойства веществ обычно не зависят от их присутствия. Элементы с переменной степенью окисления, как правило, легко ее изменяют, т.е. могут участвовать в процессах отдачи либо присоединения электронов. Поэтому свойства

сложных веществ обусловлены наличием в их составе элементов с переменной степенью окисления.

► Если в состав вещества входит элемент с *высшей* степенью окисления, он может только ее понижать. Следовательно, данное вещество может только присоединять электроны и выступать *только в роли окислителя*.

– свойства перманганата калия определяются степенью окисления марганца, который имеет высшую степень окисления +7, поэтому перманганат калия может быть только окислителем.

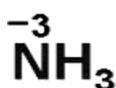


Важнейшие окислители

Элемент	Высшая степень окисления	Примеры веществ окислителей
N	+5	HNO_3 и нитраты
Mn	+7	KMnO_4 , HMnO_4
Cr	+6	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrO_3
Pb	+4	PbO_2
F	0	F_2
Bi	+5	HBiO_3
S	+6	H_2SO_4 (конц)

► Если в состав вещества входит элемент с *низшей* степенью окисления, он может только ее повышать. Следовательно, данное вещество может только отдавать электроны и выступать *только в роли восстановителя*.

– свойства аммиака определяются степенью окисления азота, который имеет низшую степень окисления -3, поэтому аммиак может быть только восстановителем.



Важнейшие восстановители

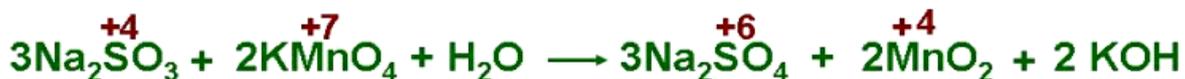
Элемент	Низшая степень окисления	Примеры веществ восстановителей
N	-3	NH_3
S	-2	H_2S
F, Cl, Br, I	-1	HF , HCl , HBr , HI
P	-3	PH_3
H	-1	Гидриды металлов (NaH)
все металлы	0	Na, Fe, Al, Zn ...

► Если в состав вещества входит элемент с промежуточной степенью окисления, он может, как повышать, так и понижать ее. Следовательно, данное вещество может и принимать и отдавать электроны и выступать в

роли окислителя и восстановителя. Это зависит от второго участника реакции.

– свойства сульфита натрия определяются степенью окисления серы, которая имеет *промежуточную степень окисления* +4, поэтому сульфит натрия *проявляет окислительно-восстановительную двойственность*.

в реакции с перманганатом калия:



в реакции с сероводородом:



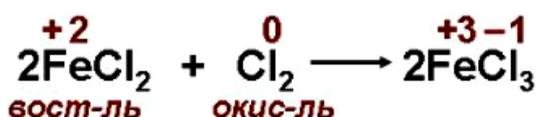
Вещества, проявляющие окислительно-восстановительную двойственность

Элемент	Промежуточные степени окисления	Примеры веществ
O	-1	H ₂ O ₂ и пероксиды металлов
Cr	+3	CrCl ₂ , NaCrO ₂ и др.
N	0 +3	N ₂ HNO ₂ и нитриты
S	0 +4	S SO ₂ , H ₂ SO ₃ и сульфиты
Fe	+2	FeSO ₄ , FeCl ₂ и др.

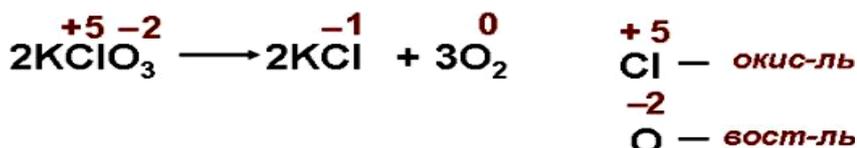
Все простые вещества-неметаллы (кроме F₂) могут быть и окислителями, и восстановителями. Все простые вещества-металлы могут быть только восстановителями.

6. ТИПЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

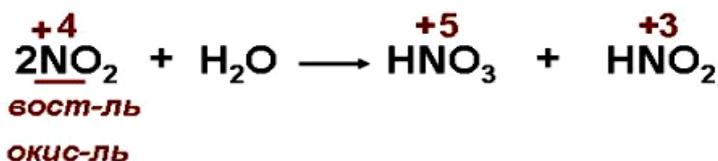
Межмолекулярные реакции – реакции, которые идут с изменением степеней окисления атомов в различных молекулах, т.е. элемент-окислитель и элемент-восстановитель наводятся в разных веществах.



Внутримолекулярные реакции – реакции, в которых атомы, изменяющие свои степени окисления, находятся в одной молекуле, т.е. элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав одного вещества.



Реакции самоокисления-самовосстановления, называемые также реакциями диспропорционирования – реакции в которых один и тот же элемент, находящийся в промежуточной степени окисления, и окисляется и восстанавливается.



7. МЕТОД ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА

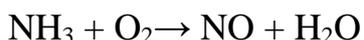
Основное требование: число отданных восстановителем электронов должно равняться числу электронов, присоединяемых окислителем.

Последовательность действий при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций:

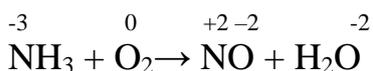
1. В заданной схеме реакций проставьте степень окисления над химическим знаком каждого элемента в формулах веществ (если можете сразу определить элементы, у которых изменяется степень окисления, то выполняйте сразу действия, указанные в пункте 3).
2. Подчеркните элементы, у которых степень окисления изменяется в процессе реакции.
3. Определите окислитель и восстановитель
4. Запишите происходящие при реакции перемещения электронов в виде электронных уравнений. В них указывается изменение степени окисления элементов и количество электронов, отданных восстановителем и присоединённых окислителем.
5. Вынесите число отданных и принятых электронов за вертикальную черту.
6. Определите число отданных и присоединённых электронов всей молекулой восстановителя и окислителя.
7. Найдите наименьшее общее кратное (НОК) числа отданных и принятых электронов всей молекулой восстановителя и окислителя.
8. Найдите основные коэффициенты, они определяются делением НОК на число отданных восстановителем и принятых окислителем электронов.
9. Расставьте основные коэффициенты в схеме реакции перед восстановителем и окислителем в левой части и, соответственно, перед окисленной и восстановленной формами в правой части.
10. Уравняйте атомы элементов, которые не изменили степень окисления, соблюдая последовательность перед металлами, кислотными остатками, водородом.
11. Проверьте правильность расстановки коэффициентов, сравнивая число атомов кислорода в правой и левой частях уравнения.

ПРИМЕР 1:

Рассмотрим и запишем схему реакции:



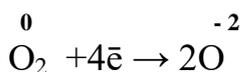
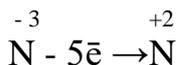
Расставляем степени окисления:



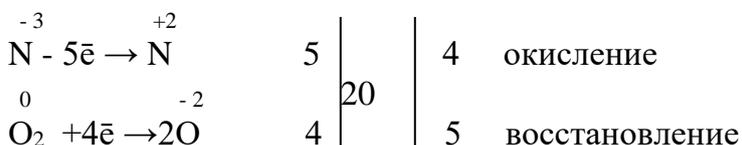
Находим окислитель и восстановитель:



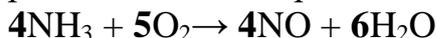
Считаем приобретаемые и отдаваемые электроны (не забывая, что в молекуле кислорода два атома):



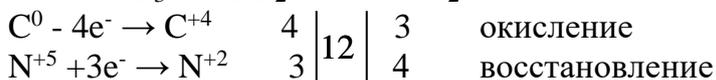
Находим наименьшее общее кратное (устно) и дополнительные множители:



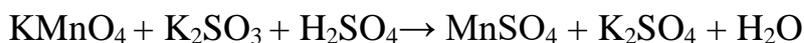
Дополнительные множители 4 и 5 будут коэффициентами в уравнении реакции: один – при восстановителе, другой – при окислителе.



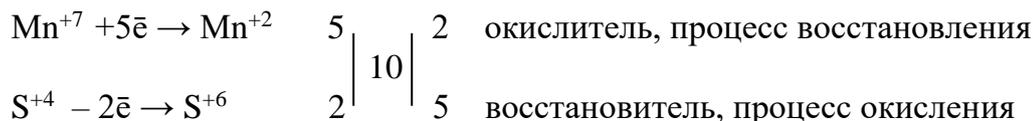
ПРИМЕР 2:



ПРИМЕР 3:

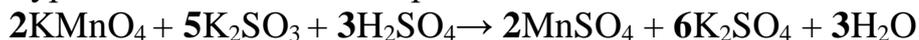


1. Расставляем степени окисления:
2. $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4 + \text{K}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{+2}\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. Составляем электронные уравнения и находим наименьшее общее кратное и основные коэффициенты:



4. Расставляем основные коэффициенты и уравниваем атомы элементов, которые не изменили степени окисления в последовательности:
 - уравниваем атомы металлов
 - уравниваем кислотные остатки

- уравниваем атомы водорода



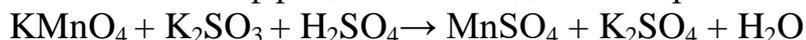
8. ЗНАЧЕНИЕ ОВР

Окислительно-восстановительные реакции – самые распространенные и играют большую роль в природе и технике. Они являются основой жизнедеятельности. С ними связаны процессы дыхания и обмена веществ в живых организмах, гниение и брожение, фотосинтез: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$

Их можно наблюдать при сгорании топлива, при коррозии металлов и при электролизе. Они лежат в основе металлургических процессов и круговорота элементов в природе. С их помощью получают многие ценные продукты (аммиак, щелочи, азотную, соляную, серную кислоты и т.д.). Благодаря окислительно-восстановительным реакциям происходит превращение химической энергии в энергию электрическую в гальванических элементах и аккумуляторах. Они же лежат в основе мероприятий по охране природы.

Контрольные вопросы:

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса



Лекция № 7

ТЕМА: «СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ»

План:

1. Понятие о скорости химической реакции. Энергия активации.
2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Понятие о химическом равновесии.
4. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

1. ПОНЯТИЕ О СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Все химические реакции подчиняются строгим закономерностям, которые надо изучить, чтобы уметь управлять химическими процессами.

Для этого в первую очередь надо иметь представление о скорости химической реакции. Раздел химии, изучающий скорости и механизмы химических реакций, называется химической кинетикой.

Если реакции протекают в однородной среде, например, в растворе или газовой фазе, то взаимодействие реагирующих веществ происходит во всем объёме. Такие реакции называются *гомогенными*.

v гомогенной реакции определяется изменением количества вещества в единицу времени в единице объёма:

$$v = \Delta n / \Delta t \cdot V$$

где Δn – изменение числа молей одного из веществ (чаще всего исходного, но может быть и продукта реакции), (моль);

Δt – интервал времени (с, мин);

V – объём газа или раствора (л)

Поскольку $\Delta n / V = \Delta C$ (изменение концентрации), то

$$v = \Delta C / \Delta t \text{ (моль/л} \cdot \text{с)}$$

Если реакция идет между веществами, находящимися в разных агрегатных состояниях (например, между твердым веществом и газом или жидкостью) или между веществами, не способными образовывать гомогенную среду (например, между двумя несмешивающимися жидкостями), то она проходит только на поверхности соприкосновения веществ. Такие реакции называются *гетерогенными*.

v гетерогенной реакции определяется изменением количества вещества в единицу времени на единице поверхности соприкосновения веществ.

$$v = \Delta n / \Delta t \cdot S$$

где Δn – изменение количества вещества (реагента или продукта), (моль);

Δt – интервал времени (с, мин);

S – площадь поверхности соприкосновения веществ (см², м²)

Почему скорость разных реакций не одинакова?

Для того, чтобы началась химическая реакция, молекулы реагирующих веществ должны столкнуться. Но не каждое их столкновение приводит к химической реакции. Для того, чтобы столкновение привело к химической реакции, молекулы должны иметь достаточно высокую энергию. Частицы, способные при столкновении, вступать в химическую реакцию, называются *активными*. Они обладают избыточной энергией по сравнению со средней энергией большинства частиц – энергией активации $E_{акт}$. Активных частиц в веществе намного меньше, чем со средней энергией, поэтому для начала многих реакций системе необходимо сообщить некоторую энергию (вспышка света, нагревание, механический удар).

Энергия, которую надо сообщить молекулам (частицам) реагирующих веществ, чтобы превратить их в активные, называется энергией активации.

Энергетический барьер (величина $E_{акт}$) разных реакций различен, чем он ниже, тем легче и быстрее протекает реакция.

2. ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

1) Природа реагирующих веществ: их состав, строение => энергия активации.

чем меньше $E_{акт}$, тем больше v ;

Если $E_{акт} < 40$ кДж/моль, то это значит, что значительная часть столкновений между частицами реагирующих веществ приводит к их взаимодействию, и скорость такой реакции очень большая. Все реакции ионного обмена протекают практически мгновенно, т.к. в этих реакциях участвуют разноименнозаряженные частицы, и энергия активации в этих случаях ничтожно мала.

Если $E_{акт} > 120$ кДж/моль, то это означает, что лишь ничтожная часть столкновений между взаимодействующими частицами приводит к реакции. Скорость таких реакций очень мала. Например, протекание реакции синтеза аммиака при обычной температуре заметить практически невозможно.

Если $E_{акт}$ имеют промежуточные значения (40 – 120 кДж/моль), то скорость таких реакций будут средними. К таким реакциям можно отнести взаимодействие натрия с водой или этанолом, обесцвечивание этиленом бромной воды и др.

2) Температура (эта зависимость была отмечена Вант-Гоффом).

При повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2-4 раза. Число, которое показывает, во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры на 10°C , называется *температурным коэффициентом скорости реакции*.

Математически эта зависимость выражается соотношением:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}$$

где v_2 , v_1 – скорость реакции при начальной и конечной температурах;

γ – температурный коэффициент скорости реакции;

Δt – разность между конечной и начальной температурой.

ЗАДАЧА № 1: Температурный коэффициент равен 2, а температура повысилась на 30°C . Рассчитайте, во сколько раз возрастает скорость реакции.

Решение: Чтобы рассчитать, во сколько раз возрастает скорость реакции, нужно найти показатель степени для температурного коэффициента. Он равен $30 : 10 = 3$. Следовательно, скорость реакции увеличивается в $2^3 = 8$ раз.

ЗАДАЧА № 2: Скорость некоторой реакции при 0°C равна 1 моль/л · ч, температурный коэффициент реакции равен 3. Какой будет скорость данной реакции при 30°C ?

Решение:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}$$

$$v_2 = 1 \cdot 3^{30-0/10} = 3^3 = 27 \text{ моль/л} \cdot \text{ч}$$

3) Концентрация: чем больше, тем чаще происходят соударения и $v \uparrow$. При постоянной температуре для реакции $m\text{A} + n\text{B} = \text{C}$ по закону действующих масс:

$$v = k \cdot C_{\text{A}}^m \cdot C_{\text{B}}^n$$

где k – коэффициент пропорциональности, называемый *константой скорости*;

C – концентрация (моль/л)

Закон действующих масс:

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам в уравнении реакции.

З.д.м. не учитывает концентрации реагирующих веществ, находящихся в твердом состоянии, т.к. они реагируют на поверхности и их концентрации обычно остаются постоянными.

ЗАДАЧА № 3. Реакция идет по уравнению $A + 2B \rightarrow C$. Во сколько раз и как изменится скорость реакции, при увеличении концентрации вещества B в 3 раза?

Решение:

$$v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n$$

$$v = k \cdot C_A \cdot C_B^2$$

$$v_1 = k \cdot a \cdot b^2$$

$$v_2 = k \cdot a \cdot 3b^2$$

$$v_1/v_2 = a \cdot b^2 / a \cdot 9b^2 = 1/9 \quad \text{Ответ: увеличится в 9 раз}$$

4) Катализаторы.

Вещества, влияющие на скорость химической реакции, но к концу реакции остаются химически неизменными, называются катализаторами.

Реакция происходит на поверхности катализатора. Немалую роль в этом играет явление адсорбции.

Адсорбция – это явление, при котором поверхность твердого вещества концентрирует на себе (притягивает) молекулы или атомы из окружающей среды, образуя с ними нестойкие, легко расщепляющиеся соединения. Противоположный процесс называется **десорбцией**.

Поверхность катализатора не однородна; в ней образуются, так называемые активные центры. Их число возрастает с увеличением пористости или раздробленности катализатора. Реагирующие друг с другом вещества адсорбируются этими активными центрами, образуя с ними нестойкие соединения, которые затем расщепляются с образованием молекул первоначальных веществ, но уже в активированном виде. Активированным молекулам нужна меньшая энергия активации для реакции друг с другом, поэтому процесс ускоряется. Таким образом, **катализаторы вызывают ускорение реакции тем, что снижают энергию активации.**

Реакции, протекающие в присутствии катализаторов, называются **каталитическими**. Процесс изменения скорости реакции под действием катализатора называется **катализом**.

Известны катализаторы, ускоряющие реакции, например, оксид ванадия V (V) V_2O_5 , такие катализаторы называются положительными:



Однако бывают такие ситуации, когда требуется не ускорить, а наоборот замедлить реакцию, например коррозию металлов. Для этих целей

подбирают соответствующие замедлители реакции. Их называют *ингибиторами*, а катализ – отрицательным.

Катализ может быть гомогенным и гетерогенным:

Гомогенный катализ – катализатор и реагирующие вещества находятся в одном и том же агрегатном состоянии.

Гетерогенный катализ – катализатор и реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях.

Если в сферу реакции попадет вещество, которое может образовывать стойкое соединение с катализатором, то, соединившись с ним, катализатор может утратить свою активность. Такое вещество, называемое катализаторным ядом, «отравляет» катализатор, поэтому катализатор защищают от «отравления». Известны также вещества (проторы) добавление которых в небольших количествах активизирует катализатор.

Следует особо отметить *специфичность действия катализаторов*: универсального катализатора, ускоряющего любую реакцию не существует. Для каждой реакции характерен свой катализатор.

Значение каталитических реакций огромно. В современной химической промышленности подавляющее большинство процессов каталитические. Переработка нефти, получение красителей, изготовление полимеров, синтетического каучука, производство серной кислоты и аммиака не обходится без катализаторов.

Говоря о катализаторах, нельзя не упомянуть о *ферментных* процессах, происходящих в живых организмах.

Ферменты – биологические катализаторы (по природе белки).

Некоторые ферменты удается выделить в чистом виде и использовать в лабораторных и даже промышленных условиях.

5) Для гетерогенных реакций ν зависит также:

от состояния поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Растертый в порошок мел гораздо быстрее растворяется в соляной кислоте, чем равный по массе кусочек мела. В промышленности при производстве серной кислоты для увеличения поверхности соприкосновения обжиг колчедана проводят в «кипящем слое».

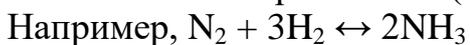
3. ПОНЯТИЕ О ХИМИЧЕСКОМ РАВНОВЕСИИ

Химические реакции по направлению их протекания можно разделить:

Необратимые реакции протекают только в одном направлении (реакции ионного обмена)



Обратимые реакции при одних и тех же условиях протекают в противоположных направлениях (\leftrightarrow).



В этом процессе имеет место не только прямая, но и обратная реакция.

По мере снижения концентрации исходных веществ скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной реакции увеличивается, так как концентрация продукта реакции возрастает. Когда скорость прямой и обратной реакции станут равными, наступит химическое равновесие.

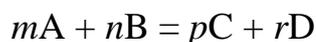
Состояние обратимой реакции, при котором $v^{\rightarrow} = v^{\leftarrow}$ называется химическим равновесием.

Химическое равновесие является *динамическим равновесием*. В равновесном состоянии продолжают протекать и прямая, и обратная реакции, но так как скорости их равны, концентрации всех веществ в реакционной системе не изменяются. Эти концентрации называются *равновесными концентрациями*.

Отношение констант скоростей прямой и обратной реакций является величиной постоянной и называется константой равновесия K_p

Найдем константу равновесия:

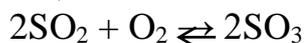
Величина K_p называется *константой химического равновесия*. В общем виде для обратимой реакции:



выражение для константы равновесия имеет вид:

$$K_p = \frac{[C]^p \cdot [D]^r}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

ЗАДАЧА № 4: Составить выражение константы равновесия и вычислить ее значение для реакции:



если равновесные концентрации равны: $[SO_2] = 0,12$ моль/л, $[O_2] = 0,06$ моль/л, $[SO_3] = 0,04$ моль/л.

Решение:

$$K_p = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} = \frac{0,04^2}{0,12^2 \cdot 0,06} = 1,85$$

4. ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ. ПРИНЦИП ЛЕ-ШАТЕЛЬЕ

Химическое равновесие является подвижным. При изменении внешних условий скорость прямой и обратной реакций могут стать неодинаковыми, что обуславливает **смещение (сдвиг) равновесия**.

Направление смещения равновесия определяется принципом, который был сформулирован французским ученым Ле-Шателье (1884 г.):

Если на систему, находящуюся в состоянии динамического равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить t , p , C), то равновесие сместится в ту сторону, которая ослабит это воздействие.

Равновесие смещается:

- 1) при $\uparrow C_{\text{реак}} \rightarrow$,
при $\uparrow C_{\text{прод}} \leftarrow$;

- 2) при $\uparrow p$ (для газов) – в сторону уменьшения объема,
при $\downarrow p$ – в сторону увеличения V ;
если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то давление не влияет на равновесие в данной системе.
- 3) при $\uparrow t$ – в сторону эндотермической реакции ($- Q$),
при $\downarrow t$ – в сторону экзотермической реакции ($+ Q$).
4. Катализатор не смещает равновесие, но ускоряет его достижение.

ЗАДАЧА 5: Как надо изменить концентрации веществ, давление и температуру гомогенной системы $PCl_5 \leftrightarrow PCl_3 + Cl_2 -Q$, чтобы сместить равновесие в сторону разложения PCl_5 (\rightarrow)

Решение:

$\uparrow C(PCl_5)$
 $\downarrow C(PCl_3)$ и $C(Cl_2)$
 $\downarrow p$
 $\uparrow t$

Контрольные вопросы:

1. Что называется скоростью реакции?
2. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
3. Как формулируется закон действующих масс?
4. Чему равна константа скорости реакции?
5. Как формулируется правило Вант-Гоффа?
6. Что такое катализатор? Что называется катализом?
7. Как называются вещества которые замедляют скорость химической реакции?
8. Что называется химическим равновесием?
9. Как формулируется принцип Ле-Шателье?
10. Какие внешние факторы влияют на смещение химического равновесия?

Лекция № 8

ТЕМА: «ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ»

План:

1. Понятие об электролитах и неэлектролитах.
2. Основные положения ТЭД.
3. Степень электролитической диссоциации. Слабые и сильные электролиты.
4. Реакции обмена в водных растворах электролитов.
5. Диссоциация воды. Водородный показатель.

1. ПОНЯТИЕ ОБ ЭЛЕКТРОЛИТАХ И НЕЭЛЕКТРОЛИТАХ

В первой половине 19 в. М. Фарадей ввел понятие об электролитах и неэлектролитах.

Электролиты – вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся соли, кислоты, основания. В молекулах этих веществ имеются ионные или ковалентные сильно полярные химические связи

Неэлектролиты – вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. К неэлектролитам относятся вещества, в молекулах которых имеются ковалентные неполярные или малополярные связи. Например, кислород, водород, многие органические вещества – глюкоза, сахароза, бензол, эфиры и др.

Для объяснения электропроводности растворов и расплавов солей, кислот, оснований шведский ученый С. Аррениус создал теорию электролитической диссоциации (1887 г.). Представления о диссоциации электролитов получили развитие в работах русских химиков И.А.Каблукова и В.А. Кистяковского. Они применили к объяснению процесса электролитической диссоциации химическую теорию растворов Д.И. Менделеева.

2. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

1. Молекулы электролитов при растворении в воде или расплавлении распадаются на ионы. Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве называется **электролитической диссоциацией (или ионизацией)**

Ионы – это атомы или группы атомов, имеющие положительный или отрицательный заряд (Na^+ , S^{2-} , NO_3^- и др.)

Положительно заряженные ионы – **катионы**, отрицательно заряженные ионы – **анионы**.

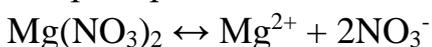
К катионам относятся ион водорода H^+ , ион аммония NH_4^+ , ионы металлов – Na^+ , Cu^{2+} , Al^{3+} и др.

К анионам относятся гидроксид – ион OH^- , ионы кислотных остатков – Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} и др.

2. Диссоциация – процесс обратимый. Это значит, что одновременно идут два противоположных процесса: распад молекул на ионы (диссоциация, ионизация) и соединение ионов в молекулы (ассоциация, моляризация).

Диссоциацию молекул электролитов выражают уравнениями, в которых вместо знака равенства ставят знак обратимости (\leftrightarrow).

Например,



Каждая молекула нитрата магния диссоциирует на ион магния и два нитрат – иона. Следовательно, в результате диссоциации одной молекулы $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ образуется три иона.

Общая сумма зарядов катионов и зарядов анионов равна нулю, т.к. молекула электролита нейтральна.

3. Ионы и атомы одних и тех же элементов отличаются друг от друга по строению и свойствам.

4. Ионы вступают во взаимодействие друг с другом – реакции ионного обмена.

3. СТЕПЕНЬ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

В водных растворах некоторые электролиты полностью распадаются на ионы. Другие электролиты распадаются на ионы частично, часть их молекул остается в растворе в недиссоциированном виде. Для количественной характеристики электролитической диссоциации введено понятие степени электролитической диссоциации, обозначаемое греческой буквой α .

Степень электролитической диссоциации – число, показывающее, какая часть молекул распалась на ионы.

α = число молекул, распавшихся на ионы / общее число растворенных молекул

Степень диссоциации зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, концентрации раствора, температуры и других факторов.

При уменьшении концентрации электролита, т.е. при разбавлении раствора, степень диссоциации увеличивается, т.к. увеличивается расстояние между ионами в растворе.

При повышении температуры степень диссоциации, как правило, увеличивается.

В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые.

Сильные электролиты – это такие электролиты, которые в водных растворах полностью диссоциируют на ионы, т.е. их степень диссоциации равна 1 (100%).

Слабые электролиты – это такие электролиты, которые в водных растворах не полностью диссоциируют на ионы, т.е. их степень диссоциации меньше 1 (100%), в большинстве случаев она стремится к нулю.

Сильные и слабые электролиты

Степень электролитической диссоциации	Основания	Кислоты	Соли
Сильные $\alpha > 30\%$	Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов LiOH, KOH, NaOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂	HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HIO ₃ , HI, HBr, HClO ₄ , HBrO ₃ , HClO ₃	Все растворимые соли: хлориды, бромиды, йодиды, сульфаты, сульфиты, сульфиды щелочных металлов и аммония, нитраты всех металлов.
Слабые $\alpha < 3\%$	NH ₄ OH и все труднорастворимые гидроксиды: Zn(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ , Cr(OH) ₃ , Fe(OH) ₂ , Mn(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ , Ni(OH) ₂ , Sn(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Co(OH) ₂ , Pb(OH) ₂	H ₂ CO ₃ , H ₂ S, HCN, HClO, HClO ₂ , H ₃ BO ₃ , H ₃ PO ₃ , H ₂ SiO ₃ , H ₃ AsO ₄ , H ₂ SnO ₄	

4. ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ, АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ И СОЛЕЙ В ВОДЕ.

Кислоты – электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов – катионы водорода H⁺

Составим уравнение электролитической диссоциации сильных кислот:



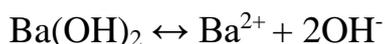
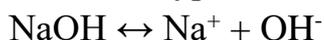
Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Число ступеней зависит от основности слабой кислоты H_x(Ac), где x – основность кислоты. *Например,*



Растворы кислот имеют некоторые *общие свойства*, которые, согласно ТЭД, объясняются присутствием в их растворах гидратированных ионов водорода H⁺ (H₃O⁺).

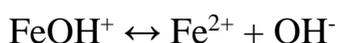
Основания – электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов – гидроксид-ионы OH⁻.

Составим уравнение диссоциации сильных оснований (щелочей)



Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Число ступеней диссоциации определяется кислотностью слабого основания Me(OH)_y , где y - кислотность основания.

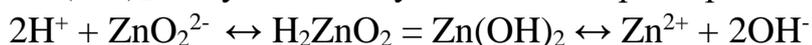
Например,



Основания имеют некоторые общие свойства. Общие свойства оснований обусловлены присутствием гидроксид-ионов OH^- .

Амфотерные гидроксиды – это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют одновременно катионы водорода H^+ и гидроксид-анионы OH^- , т.е. диссоциируют по типу кислоты и по типу основания.

Составим уравнение электролитической диссоциации гидроксида цинка Zn(OH)_2 без учета её ступенчатого характера



по типу кислоты

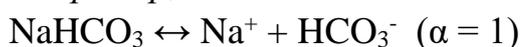
по типу основания

Средние (нормальные) соли – сильные электролиты, образующие при диссоциации катионы металла и анионы кислотного остатка.



Кислые соли – сильные электролиты, диссоциирующие на катион металла и сложный анион, в состав которого входят атомы водорода и кислотный остаток.

Например,



Сложный анион (гидрокарбонат-анион) частично диссоциирует:

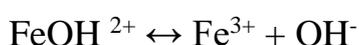


Основные соли – электролиты, которые при диссоциации образуют анионы кислотного остатка и сложные катионы, состоящие из атомов металла и гидроксогрупп OH^- .

Например,



Сложный катион FeOH^{2+} частично диссоциирует по уравнениям, для обеих ступеней диссоциации $\alpha \ll 1$:



5. РЕАКЦИИ ОБМЕНА В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

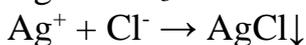
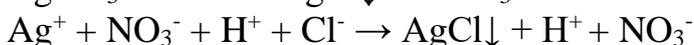
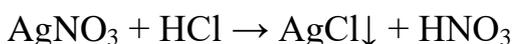
Так как молекулы электролитов в растворах распадаются на ионы, то и реакции в растворах электролитов происходят между ионами.

Реакции, протекающие между ионами, называются **ионными реакциями**.

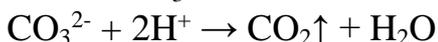
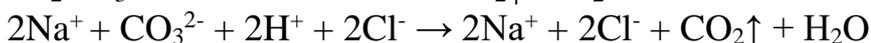
Условия течения реакций обмена между сильными электролитами в водных растворах до конца:

- 1) образование малорастворимых веществ (осадки)
 - 2) образование газообразных или летучих веществ
 - 3) образование малодиссоциирующих веществ – слабых электролитов
- Рассмотрим эти случаи

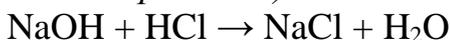
1. Реакции с образованием малорастворимых веществ, выпадающих в осадок



2. Реакции, протекающие с образованием газообразных или летучих веществ

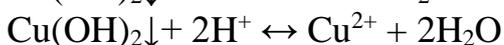


3. Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ (слабых электролитов)



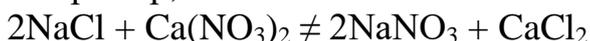
Если среди исходных веществ имеются слабые электролиты или малорастворимые вещества, то такие реакции являются обратимыми, т.е. до конца не протекают.

Например,



Если исходными веществами реакций обмена являются сильные электролиты, которые при взаимодействии не образуют малорастворимых или малодиссоциирующих веществ, то такие реакции не протекают.

Например,



6. ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Вода – слабый амфотерный электролит. Уравнение диссоциации воды имеет вид:



При 25⁰С $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называется **ионным произведением воды (K_{H_2O})**

K_{H_2O} – величина постоянная, и при температуре 25

$$K_{H_2O} = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

Ионное произведение воды дает возможность для любого водного раствора вычислить концентрацию гидроксид-ионов, если известна концентрация ионов водорода, и наоборот.

Среду любого водного раствора можно охарактеризовать концентрацией ионов водорода H^+ или гидроксид-ионов OH^- .

В водных растворах различают три типа сред: нейтральную, щелочную и кислую.

Нейтральная среда – это среда, в которой концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Щелочная среда – это среда, в которой концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксид-ионов

$$[H^+] < [OH^-] \quad [H^+] < 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Кислая среда – это среда, в которой концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксид-ионов

$$[H^+] > [OH^-] \quad [H^+] > 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Для характеристики сред растворов удобно использовать так называемый водородный показатель рН

Водородным показателем рН называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода

$$pH = - \lg [H^+]$$

Если $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л, то $pH = - \lg 10^{-7} = 7$ среда раствора нейтральная

Если $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л, то $pH > 7$ среда раствора щелочная

Например, $[H^+] = 10^{-12}$ моль/л, то $pH = - \lg 10^{-12} = 12$

Если $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л, то $pH < 7$ среда раствор кислая

Например, $[H^+] = 10^{-4}$ моль/л, то $pH = - \lg 10^{-4} = 4$

Качественно характер среды водных растворов определяют с помощью индикаторов. На практике применяют индикаторы: лакмус, метилоранж, фенолфталеин, универсальный индикатор. (См. таблицу) Величина рН имеет большое значение в химических и биологических процессах. Изменение рН крови или желудочного сока является медицинским тестом в медицине. Отклонение рН от нормы даже на 0,01 единицы свидетельствует о патологических процессах в организме. Постоянство концентраций ионов водорода H^+ является одной из важных констант внутренней среды живых организмов.

Окраска индикаторов в различных средах

индикатор	Кислотная среда $\text{pH} < 7$	Нейтральная среда $\text{pH} = 7$	Щелочная среда $\text{pH} > 7$
лакмус	красный	фиолетовый	синий
фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Метиловый оранжевый	розовый	оранжевый	желтый

Контрольные вопросы:

1. При повреждении кожи (ранке) наблюдается свертывание крови – коагуляция золя. В чем сущность этого процесса? Почему это явление выполняет защитную функцию для организма? Как называют болезнь, при которой свертывание крови затруднено или не наблюдается?

Лекция № 9 ТЕМА: «МЕТАЛЛЫ»

План:

1. Положение металлов в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Особенности строения атомов.
2. Физические свойства металлов.
3. Химические свойства металлов.
4. Коррозия металлов.
5. Характер оксидов гидроксидов металлов.
6. Нахождение металлов в природе и общие способы ихполучения.

ИЗ ИСТОРИИ МЕТАЛЛОВ

В древние времена человечеству было известно 7 металлов, каждый из которых связывали с семью известными тогда планетами.

С древнейших времен человек использовал металлы для изготовления не только оружия, но и декоративных изделий

В настоящее время многие предметы, которыми мы пользуемся в жизни, сделаны из металлов.

1. ПОЛОЖЕНИЕ МЕТАЛЛОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА.

Как известно, все химические элементы и образуемые ими простые вещества можно разделить на металлы и неметаллы.

Если провести в периодической системе диагональ от бора до астата, то слева от этой диагонали все элементы являются металлами, а справа от неё элементы побочных подгрупп являются металлами, а элементы главных подгрупп – неметаллами.

Элементы, расположенные вблизи диагонали, обладают двойственными свойствами: в некоторых своих соединениях ведут себя как металлы, в некоторых – проявляют свойства неметаллов.

Все *s*-элементы (кроме H и He), *d*-элементы и *f*-элементы являются металлами. Среди *p*-элементов есть и металлы или неметаллы.

Деление элементов на металлы или неметаллы объясняется различием в строении атомов. Атомы большинства металлов на внешнем электронном слое имеют от 1 до 3 электронов. Исключение: атомы германия Ge, олова Sn, свинца Pb на внешнем электронном слое имеют четыре электрона, атомы сурьмы Sb и висмута Bi – пять, атомы полония Po – шесть.

Атомы металлов имеют меньший заряд ядра и больший радиус (размер) по сравнению с неметаллами данного периода. Поэтому атомы металлов легко отдают валентные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы.

Для металлов характерна металлическая химическая связь и металлическая кристаллическая решетка (*вспомните механизм её образования*), которые обуславливают основные физические свойства металлов.

Образование металлической связи обусловлено двумя причинами: наличием свободных орбиталей у атомов металлов и слабым удержанием электронов из-за большого радиуса атомов. Поэтому от атомов металлов постоянно отрываются электроны, которые перемещаются по всей массе куска металла. Атомы металлов, лишённые электронов, превращаются в положительные ионы, которые снова притягивают к себе свободно движущиеся электроны. Одновременно другие атомы металла отдают электроны. Таким образом, внутри кристалла постоянно циркулирует так называемый электронный газ, который прочно связывает между собой все атомы металла. Электроны оказываются как бы обобществленными одновременно всеми атомами металла. Такой особый тип химической связи между атомами металлов обуславливает как физические, так и химические свойства металлов.

2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

1. Все металлы – твердые вещества (исключение ртуть);
2. Для всех металлов характерны металлический блеск и непрозрачность. Это свойство объясняется тем, что металлы хорошо отражают от своей поверхности световые лучи;

3. Все металлы – проводники теплоты и электрического тока. Это обусловлено наличием в металлических решетках свободно перемещающихся электронов, которые в электрическом поле приобретают направленное движение. Самые электропроводные металлы – серебро, медь, алюминий;
4. Важными свойствами металлов являются их пластичность, упругость, прочность. Они способны под давлением изменять свою форму, не разрушаясь (не нарушая механическую прочность). Это также объясняется особенностью металлической связи. Так как ионы в металлической решетке друг с другом непосредственно не связаны, отдельные слои их могут свободно перемещаться один относительно другого. Самый пластичный металл – золото.
По степени твердости металлы значительно отличаются друг от друга. Так, калий, натрий – мягкие металлы (их можно резать ножом); хром – самый твёрдый металл.
Температура плавления и плотность металлов также изменяются в широких пределах. Самый легкоплавкий металл – ртуть ($t_{\text{плав.}} = -38,9^{\circ}\text{C}$), самый тугоплавкий – вольфрам ($t_{\text{плав.}} = 3380^{\circ}\text{C}$)
Второй легкоплавкий металл – серебристо-белый, очень мягкий цезий, который плавится при $26,4^{\circ}\text{C}$. С ним проводить опыт гораздо опаснее, так как можно сильно обжечь руку: цезий на воздухе настолько быстро окисляется, что воспламеняется при этом.
Наконец третий легкоплавкий металл – галлий, месторождения которого найдены в 1932 г. и у нас (в Сибири – в Западном Алтае). Галлий плавится при 30°C , и поэтому при опыте руки должны быть не особенно холодными.
5. Металлы отличаются своим отношением к магнитным полям. Диамагнитные металлы не притягиваются к магниту (медь, олово); парамагнитные металлы проявляют слабую способность к намагничиванию (алюминий, хром, титан); ферромагнитные металлы способны намагничиваться под действием слабых магнитных полей (железо, никель, кобальт).

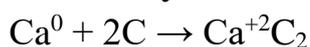
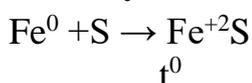
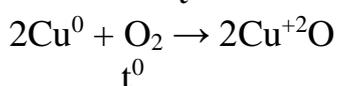
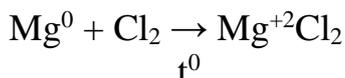
3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Наиболее общим химическим свойством металлов является способность их атомов при химических реакциях отдавать валентные электроны и превращаться в положительно заряженные ионы, т.е. *металлы в реакциях являются восстановителями.*

Восстановительная активность различных металлов неодинакова. В периодах слева направо восстановительная активность металлов уменьшается; в главных подгруппах сверху вниз – увеличивается. Восстановительная активность металлов в химических реакциях, которые протекают в водных растворах различных веществ, определяется положением металлов в *электрохимическом ряду напряжений металлов.*

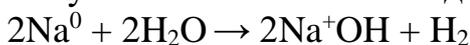
Металлы являются *восстановителями* и вступают в химические реакции с различными *окислителями*.

1. *Взаимодействие с простыми веществами – неметаллами.*

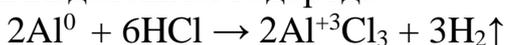


2. *Взаимодействие со сложными веществами.*

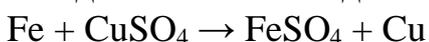
а) металлы, находящиеся в начале ряда напряжений (от Li до Na), при обычных условиях вытесняют водород из воды и образуют щелочи:



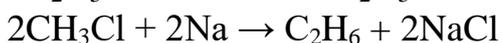
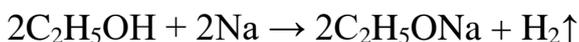
б) металлы, расположены в ряду напряжений до водорода, взаимодействуют с разбавленными кислотами (искл. HNO_3) с образованием соли и выделением водорода:



в) металлы взаимодействуют с растворами менее активных металлов, в результате чего образуется соль более активного металла, а менее активный металл выделяется в свободном виде:



г) металлы взаимодействуют с некоторыми органическими веществами:



4. *КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ*

Разрушение металлов под действием окружающей среды называется **коррозией**.

Коррозия металлов происходит под влиянием кислорода, воды и углекислого газа, а так же оксидов азота и др. Коррозия, вызванная непосредственным воздействием окружающей среды, называется *химической*, или газовой, *коррозией*.



Существует еще электрохимическая коррозия.

Коррозия причиняет большой ущерб народному хозяйству. Для борьбы с ней существует много способов. Металлы, в частности железо, покрывают масляной краской. Она образует на поверхности металла прочную пленку, не пропускающую кислород и пары воды. Можно покрыть металлы, например медную проволоку, лаком, который защищает металл от коррозии и одновременно служит изолятором.

Ежегодно из-за коррозии теряется около 25% всего произведенного в мире железа.

Коррозия вызывает серьезные экологические последствия, так как из-за разрушения трубопроводов происходит утечка газа, нефти и других опасных химических продуктов.

5. ХАРАКТЕР ОКСИДОВ И ГИДРОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ

Наиболее активные металлы образуют оксиды, которые являются типичными основными оксидами, например, Na_2O , CaO , BaO и др. Гидраты этих оксидов (гидроксиды) являются сильными основаниями (щелочами), например, NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.

Оксиды и гидроксиды некоторых металлов (Zn , Al) являются амфотерными.

Металлы, имеющие переменную степень окисления, могут образовывать несколько оксидов и гидроксидов, характер которых зависит от степени окисления металлов. Например, $\text{CrO} - \text{Cr}(\text{OH})_2$ – основные свойства, $\text{Cr}_2\text{O}_3 - \text{Cr}(\text{OH})_3$ – амфотерные свойства, $\text{CrO}_3 - \text{H}_2\text{CrO}_4$, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – кислотные свойства.

Гл. подгруппа ↓ усиление основных свойств
Период ←

6. НАХОЖДЕНИЕ МЕТАЛЛОВ В ПРИРОДЕ И ОБЩИЕ СПОСОБЫ ИХ ПОЛУЧЕНИЯ

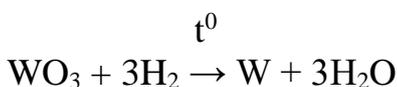
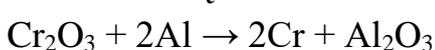
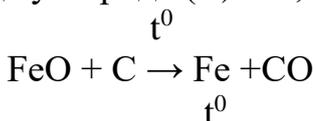
Большинство металлов встречаются в природе в виде различных соединений (оксиды, сульфиды, сульфаты, хлориды и др.) Только наименее активные металлы встречаются в природе и в свободном виде (самородные металлы): золото, платина, серебро и др.

Получение металлов из их соединений – задача металлургии.

В зависимости от способа проведения металлургического процесса различают

- пирометаллургию;
- гидрометаллургию;
- электрометаллургию.

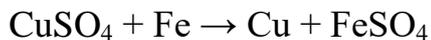
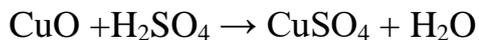
Пирометаллургия – это получение металлов из их соединений при высоких температурах с помощью различных восстановителей: углерода C , оксида углерода (II) CO , водорода H_2 , некоторых металлов (Al , Mg).



Гидрометаллургия – это получение металлов, который состоит из двух процессов:

1) природное соединение металла (обычно оксид) растворяется в кислоте, в результате чего получается раствор соли металла;

2) из полученного раствора данный металл вытесняется более активным металлом.



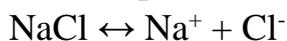
Электрометаллургия – это получение металлов при электролизе растворов или расплавов их соединений. Роль восстановителя в процессе электролиза играет электрический ток.

Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

Если в расплав или раствор электролита опустить электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы электролита будут двигаться к электродам: катионы → к катоду (отрицательно заряженному электроду), анионы → к аноду (положительно заряженному электроду). На катоде *катионы* принимают электроны и *восстанавливаются*. На аноде *анионы* отдают электроны и *окисляются*.

В теоретическом плане простейшим примером является электролиз расплавов.

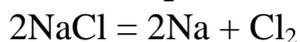
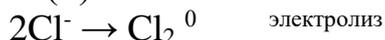
Рассмотрим электролиз расплава хлорида натрия:



К (-)



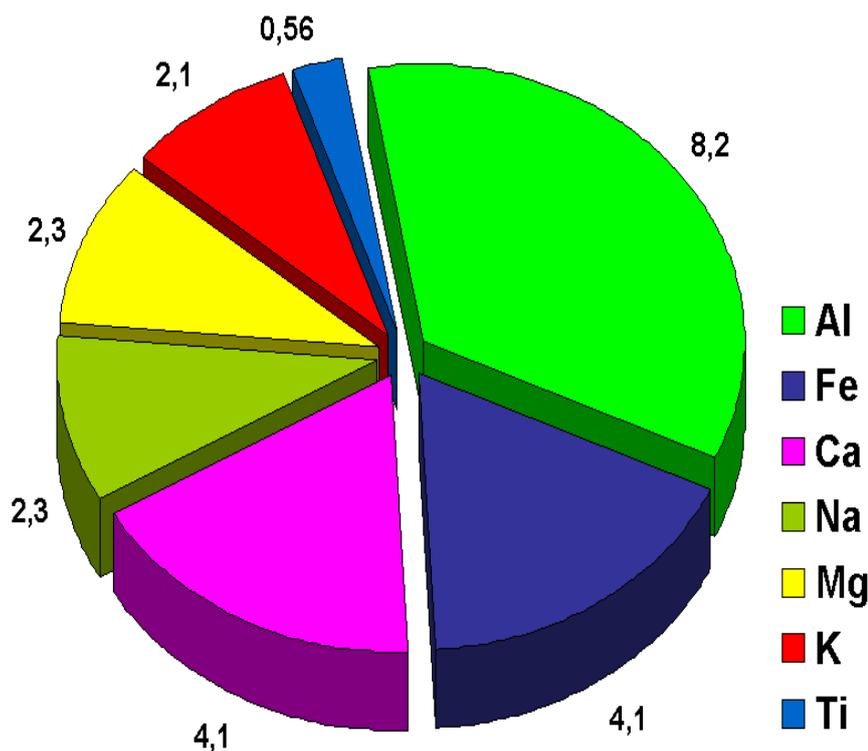
А (+)



На катоде выделяется металлический натрий, на аноде – газообразный хлор.

Электролиз расплавов и растворов отличаются друг от друга. В растворе соли кроме ионов металла присутствуют молекулы воды и ионы H^+ и OH^- – продукты диссоциации воды. Поэтому при рассмотрении реакций на электродах необходимо учитывать возможность участия молекул воды в электролизе.

Содержание некоторых металлов в земной коре:



Контрольные вопросы:

1. Где расположены металлы в периодической системе?
2. Сколько электронов имеют атомы металлов на внешнем электронном слое?
4. Объясните механизм образования металлической химической связи.
5. Какими физическими свойствами характеризуются металлы?
6. Как изменяются металлические свойства в периоде и группе?
7. Почему атомы металлов в химических реакциях являются восстановителями?
8. Какие способы получения металлов вы знаете?

Лекция № 10
ТЕМА: «НЕМЕТАЛЛЫ»

План:

1. Положение металлов в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и строение внешнего электронного слоя атомов неметаллов.
2. Характеристика неметалличности.
3. Физические свойства неметаллов.
4. Химические свойства неметаллов.

5. Характеристика оксидов неметаллов и соответствующих им гидроксидов.
6. Водородные соединения неметаллов.
7. Аллотропные модификации неметаллов.

1. ПОЛОЖЕНИЕ НЕМЕТАЛЛОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА И СТРОЕНИЕ ВНЕШНЕГО ЭЛЕКТРОННОГО СЛОЯ АТОМОВ НЕМЕТАЛЛОВ.

Неметаллы в периодической системе расположены справа от диагонали «бор – астат» (см. табл. 1). Это элементы главных подгрупп III, IV, V, VI, VII и VIII групп. К неметаллам относятся: бор В, углерод С, кремний Si, азот N, фосфор Р, мышьяк As, кислород О, сера S, селен Se, теллур Те, водород Н, фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I, астат At. К неметаллам также относятся благородные газы: He – гелий, Ne – неон, Ar – аргон, Kr – криптон, Xe – ксенон, Rn – радон.

Среди неметаллов два элемента – водород и гелий – относятся к *s*-семейству, все остальные принадлежат к *p*-семейству.

На внешнем электронном слое у атомов неметаллов находится различное число электронов: у атома водорода – один электрон ($1s^1$), у атома гелия – два электрона ($1s^2$), у атома бора – три электрона ($2s^2 2p^1$). Однако атомы большинства неметаллов, в отличие от атомов металлов, на внешнем электронном слое имеют большое число электронов – от 4 до 8; их электронные конфигурации изменяются от $ns^2 np^2$ у атомов элементов главной подгруппы IV группы до $ns^2 np^6$ у атомов инертных газов.

Положение неметаллов в периодической системе Д.И. Менделеева и электронные конфигурации внешнего электронного слоя их атомов

1 период					$1s^1$	$1s^2$	
					H	He	
Группы	III	IV	V	VI	VII	VIII	
Общее число электронов на внешнем электронном слое	3	4	5	6	7	8	
Электронная конфигурация внешнего слоя	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$	
Периоды	2	B	C	N	O	F	Ne
	3		Si	P	S	Cl	Ar
	4			As	Se	Br	Kr
	5	Металлы			Te	I	Xe
	6					At	Rn
	7						
<i>n</i> - номер периода							

2. ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛИЧНОСТИ

Неметалличность – это способность атомов элемента присоединять электроны.

Количественной характеристикой неметалличности элемента является сродство к электрону (E_{cp}) – это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому, т.е. при превращении атома в отрицательно заряженный ион.

Чем больше E_{cp} , тем легче атом присоединяет электрон, тем сильнее неметаллические свойства элемента.

Универсальной характеристикой и металличности и неметалличности является электроотрицательность элемента (ЭО) – способность атомов элемента притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с другими атомами в молекуле.

Чем > ЭО, тем больше неметалличность.

В отличие от металлов у атомов неметаллов высокая энергия ионизации и большое сродство к электрону. Поэтому для атомов неметаллов более характерной является способность присоединять электроны для завершения электронного октета – устойчивой конфигурации ns^2np^6 .

Способность присоединять электроны обуславливает *окислительные свойства неметаллов*.

Если у атома неметалла на внешнем электронном слое имеется 4 электрона, то для завершения октета он присоединяет $4e^-$ при наличии 5 электронов – $3e^-$, 6 электронов – $2e^-$ и 7 электронов – $1e^-$. В связи с этим характерные степени окисления атомов неметаллов в соединениях соответственно равны -4, -3, -2, -1.

Окислительные свойства неметаллов определяются их положением в периодической системе. В периодах окислительные свойства увеличиваются слева направо, в подгруппах – уменьшаются сверху вниз. Это обусловлено тем, что в периодах слева направо увеличиваются электроотрицательность и сродство к электрону, а в главных подгруппах сверху вниз эти характеристики элементов уменьшаются.

3. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

Элементы – неметаллы образуют простые вещества, которые при обычных условиях существуют в разных агрегатных состояниях:

газы

Благородные газы:

He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn;

водород H_2 , кислород O_2 ,

азот N_2 , фтор F_2 , хлор Cl_2

жидкость

Бром Br_2

твердые вещества

Йод I_2 , углерод C, кремний Si, сера S, фосфор P и др.

7 элементов-неметаллов образуют простые вещества, существующие в виде двухатомных молекул $Э_2$.

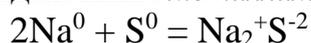
Кристаллические решетки металлов и твердых веществ-неметаллов отличаются между собой. Атомы металлов образуют плотно упакованную кристаллическую структуру, в которой между атомами существует особый вид связи – металлическая связь. Атомы неметаллов образуют менее плотно упакованную структуру, в которой

между атомами существуют ковалентные связи. В кристаллической решетке неметаллов, как правило, нет свободных электронов. В связи с этим твердые вещества-неметаллы в отличие от металлов плохо проводят тепло и электричество, не обладают пластичностью.

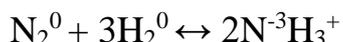
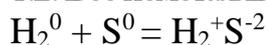
4. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

1. Неметаллы как окислители

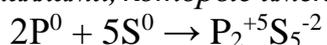
1.1. Окислительные свойства неметаллов проявляются в первую очередь при их взаимодействии с *металлами*.



1.2. Все неметаллы играют роль окислителя при взаимодействии с *водородом*.

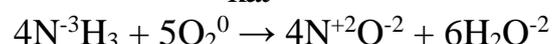
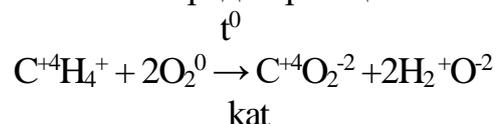


1.3. Любой неметалл выступает в роли окислителя в реакциях с *теми неметаллами, которые имеют более низкую ЭО*



В этой реакции сера – окислитель, а фосфор – восстановитель, так как ЭО фосфора меньше ЭО серы.

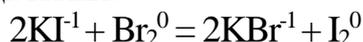
1.4. Окислительные свойства неметаллов проявляются в реакциях с *некоторыми сложными веществами*. Здесь важно особо отметить окислительные свойства неметалла – кислорода в реакциях окисления сложных веществ:



1.5. Не только кислород, но и другие неметаллы (фтор, хлор, бром и другие) также могут играть роль окислителя в реакциях со сложными веществами. Например, сильный окислитель Cl_2 окисляет хлорид железа (II) в хлорид железа (III):



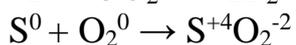
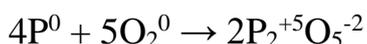
На разной окислительной активности основана способность одних металлов вытеснять другие из растворов их солей. Например, бром, как более сильный окислитель ($\text{OЭ}(\text{бром}) > \text{OЭ}(\text{йод})$), вытесняет йод в свободном виде из раствора йодида калия:



2. Неметаллы как восстановители

Следует подчеркнуть, что неметаллы (кроме фтора) могут проявлять и восстановительные свойства. При этом электроны атомов неметаллов смещаются к атомам элементов-окислителей. В образующихся соединениях атомы неметаллов имеют положительные степени окисления. Высшая положительная степень окисления неметалла обычно равна номеру группы.

2.1. Все неметаллы выступают в роли *восстановителей* при взаимодействии с *кислородом*, так как ЭО кислорода больше ЭО всех других неметаллов (кроме фтора):



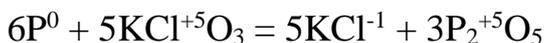
2.2 Многие выступают в роли восстановителей в реакциях со сложными веществами-окислителям:

– взаимодействие с кислотами-окислителями:

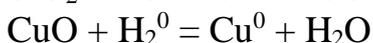
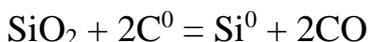
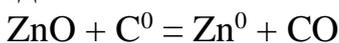


конц.

– взаимодействие с солями-окислителями:



Наиболее сильные восстановительные свойства имеют неметаллы углерод и водород:



Таким образом, практически все неметаллы могут выступать как в роли окислителей, так и в роли восстановителей. Это зависит от того, с каким веществом взаимодействует неметалл.

5. ХАРАКТЕРИСТИКА ОКСИДОВ НЕМЕТАЛЛОВ И СООТВЕТСТВУЮЩИХ ИМ ГИДРОКСИДОВ

Оксиды неметаллов делятся на две группы: *несолеобразующие и солеобразующие* оксиды. К *несолеобразующим* оксидам относятся: SiO, N₂O, NO, CO. Все остальные оксиды неметаллов являются *солеобразующими*. Например: P₂O₅, Cl₂O₇, SO₃, SO₂. Солеобразующие оксиды неметаллов относятся к типу *кислотных оксидов*. Среди них есть газообразные вещества (CO₂, SO₂, NO₂ и др.), жидкие вещества (SO₃, N₂O₃ и др.) и твердые (P₂O₅, SiO₂ и др.).

Кислотные оксиды – это ангидриды кислот. Например: CO₂ – ангидрид угольной кислоты H₂CO₃, P₂O₅ – ангидрид фосфорной кислоты H₃PO₄.

Все кислотные оксиды, кроме SiO₂, растворяются в воде. При растворении кислотных оксидов в воде образуются гидраты оксидов – гидроксиды, которые по своему характеру являются кислотами, например:



Если неметалл образует две или более кислородсодержащие кислоты, то сила этих кислот увеличивается с увеличением степени окисления неметалла:



6. ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

Водородные соединения неметаллов, формулы и названия которых приведены в таблице, представляют собой летучие газообразные соединения (кроме H₂O).

Группы	IV	V	VI	VII
Периоды 2	CH ₄ метан	NH ₃ аммиак	H ₂ O вода	HF фтороводород
3	SiH ₄ силан	PH ₃ фосфин	H ₂ S сероводород	HCl хлороводород
4		AsH ₃ арсин	H ₂ Se селеноводород	HBr бромоводород
5			H ₂ Te теллуrowодород	HI йодоводород

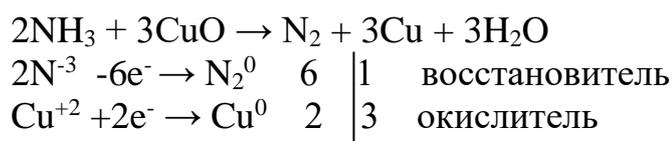
Кислотные свойства усиливаются, основные ослабевают

Кислотные свойства усиливаются, основные ослабевают

Водородные соединения неметаллов характеризуются различным отношением к воде. Метан и силан в воде плохо растворимы. Аммиак и фосфин при растворении в воде образуют слабые основания – гидроксид аммония NH₄OH и гидроксид фосфония PH₄OH. При растворении в воде сероводорода H₂S и теллуrowодорода H₂Te, а также галогеноводородов – фтороводорода HF, хлороводорода HCl, бромоводорода HBr, йодоводорода HI образуются кислоты той же формулы, что и сами водородные соединения.

Изменения кислотно-основных водородных соединений неметаллов представлены на схеме.

Водородные соединения неметаллов проявляют восстановительные свойства:



7. АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ НЕМЕТАЛЛОВ

Аллотропия – явление существования нескольких простых веществ, образованных одним химическим элементом

Аллотропные модификации кислорода:

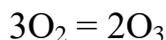
- газ кислород;
- озон.

Озон O₃ – существует в верхних слоях атмосферы на высоте 20-25 км от поверхности Земли и образует так называемый «озоновый слой», который защищает Землю от губительного ультрафиолетового излучения Солнца;

Озон – бледно-фиолетовый, ядовитый в больших количествах газ со специфическим, резким, но приятным запахом.

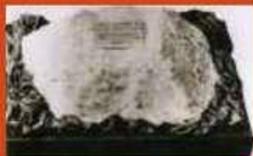
В воде растворим лучше кислорода.

Озон получают в специальных приборах – озонаторах, в них под действием электрического разряда происходит превращение молекулярного кислорода в озон:



Аллотропия фосфора

Фосфор белый



Имеет молекулярную кристаллическую решетку кубического типа, состоящую из молекул P₄, которые могут свободно вращаться, связаны очень непрочными связями и имеют форму тетраэдра.

На холоду хрупок, мягкий при темп. выше 15 градусов Цельсия, с характерным запахом. Очень ядовит. Не растворяется в воде, но хорошо растворяется в сероуглероде. Светится в темноте. В порошке самовоспламеняется. При темп. 340С. Поэтому его хранят под водой.

Фосфор красный

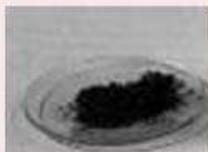


Имеет аморфное строение или атомную кристаллическую решетку, полимерное строение: тетраэдры P₄ связаны в бесконечные цепи. Несколько отличен «фиолетовый фосфор», состоящий из группировок P₈ и P₉, уложенных в длинные трубчатые структуры с пятиугольным сечением.

Порошок красно-бурого цвета, не ядовит. Не растворяется ни в воде, ни в сероуглероде. Не светится в темноте. Загорается лишь при поджигании, а самовоспламеняется

при темп. более 2000С.

Фосфор чёрный



Кристаллическая форма. Построен из объёмных шестиугольников с атомами фосфора в вершинах, связанных друг с другом в слои (напоминает графит)

Наименее активная форма. Внешне похож на графит. При нагревании без доступа воздуха переходит в пар, из которого конденсируется белый фосфор

Контрольные вопросы:

1. Осуществить превращения указать типы химических реакций и назвать вещества:
$$\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$$
2. Написать уравнения возможных реакций в смеси веществ: оксид серы (VI), гидроксид натрия, вода, хлорид меди (II), нитрат серебра.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

1. Габриелян, О. С. Химия. 10 класс. Базовый уровень : учебник / О. С. Габриелян. - 4-е изд., стер. - М. : Дрофа, 2016. - 192 с.
2. Габриелян, О. С. Химия. 11 класс. Базовый уровень : учебник / О. С. Габриелян. - 3-е изд., стер. - М. : Дрофа, 2016. - 224 с.

Дополнительная литература

3. Бабков, А. В. Общая и неорганическая химия : учеб. для мед. училищ и колледжей / А. В. Бабков, Т. И. Барабанова, В. А. Попков. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2013. - 384 с.
4. Грандберг, И. И. Органическая химия : учеб. для бакалавров / И. И. Грандберг, Н. Л. Нам. - 8-е изд. - М. : Юрайт , 2013. - 608 с
5. Химия [Электронный ресурс] : сб. тестовых заданий с эталонами ответов для студентов 1 курса на базе основного общего образования / сост. Н. В. Агафонова, И. П. Агафонова ; Красноярский медицинский университет, Фармацевтический колледж. - Красноярск : КрасГМУ, 2015. - 76 с. – Режим доступа : http://krasgmu.ru/sys/files/colibris/51095_1439800012_7054_1433475920_sbornik_tz_po_himii_1_kurs.pdf
6. Химия [Электронный ресурс] : рабочая тетрадь для внеаудитор. (самостоят.) работы студентов 1 курса на базе основного общего образования (очная форма обучения) / сост. Е. Н. Казакова ; Красноярский медицинский университет, Фармацевтический колледж. - Красноярск : КрасГМУ, 2015. - 60 с. – Режим доступа : http://krasgmu.ru/sys/files/colibris/51653_7026_1434332176_rabochaya_tetrad_po_himii_dlya_biblioteki.pdf
7. Химия [Электронный ресурс] : сб. метод. указаний для обучающихся к практ. занятиям на базе основного общего образования : в 2 ч. / сост. Н.

- В. Агафонова ; Красноярский медицинский университет, Фармацевтический колледж. - Красноярск : КрасГМУ, 2016. - Ч. 1. - 119 с. – Режим доступа : http://krasgmu.ru/sys/files/colibris/65250_3764_himiya_stud_ch.1_1_kurs.pdf
8. Химия [Электронный ресурс] : сб. метод. указаний для обучающихся к практ. занятиям на базе основного общего образования : в 2 ч. / сост. Л. В. Струкова ; Красноярский медицинский университет, Фармацевтический колледж. - Красноярск : КрасГМУ, 2016. - Ч. 2. - 95 с. – Режим доступа : http://krasgmu.ru/sys/files/colibris/65253_3765_himiya_stud_ch.2_1_kurs.pdf
9. Химия [Электронный ресурс] : сб. метод. указаний для внеаудитор. (самостоят.) работы студентов 1 курса на базе основного общего образования : в 2 ч. / сост. Н. В. Агафонова, И. П. Агафонова ; Красноярский медицинский университет, Фармацевтический колледж. - Красноярск : КрасГМУ, 2016. - Ч. 1. - 77 с. – Режим доступа : http://krasgmu.ru/sys/files/colibris/63733_8108_himiya_sam.pdf

Электронные ресурсы:

ЭБС КрасГМУ «Colibris»
ЭБС Консультант студента ВУЗ
ЭБС Консультант студента Колледж
ЭМБ Консультант врача
ЭБС Айбукс
ЭБС Букап
ЭБС Лань
ЭБС Юрайт
СПС КонсультантПлюс
НЭБ eLibrary