

ОБЩАЯ ХИМИЯ

1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов на основе представлений о строении атомов. Значение периодического закона для развития науки.

В 1869 г. великий русский химик Д.И. Менделеев открыл один из основных законов природы – **периодический закон**.

Современная формулировка периодического закона: «**Свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов их атомных ядер (порядкового номера элемента)**» или «Свойства элементов периодически повторяются».

Графическим отображением периодического закона является периодическая таблица химических элементов, в которой все элементы расположены по периодам, рядам и группам.

Периодом называется *горизонтальный ряд* элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс (зарядов атомных ядер), начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом.

Три первых периода называются малыми. Периоды 4, 5, 6 и 7 называются большими. Большие периоды состоят из четных и нечетных рядов. **В периодах свойства элементов изменяются периодически: ослабевают металлические свойства и усиливаются неметаллические.** Например, малый 3-й период: натрий, магний, алюминий, кремний, фосфор, сера, хлор, аргон. Здесь натрий – самый активный металл, а хлор – самый активный неметалл. Завершает период аргон – инертный газ.

В больших периодах свойства элементов в четных рядах изменяются плавно, постепенно (в четных рядах находятся только металлы), при переходе к нечетным рядам свойства начинают изменяться более резко: начинается нечетный ряд металлом, а заканчивается инертным газом.

Группой называется *вертикальный столбец элементов*. Группы делятся на **подгруппы** – главные и побочные. Главные подгруппы состоят из элементов малых и больших периодов. Побочные подгруппы состоят из элементов только больших периодов.

У элементов главных подгрупп при увеличении атомной массы (порядкового номера, заряда ядра) наблюдается **усиление металлических свойств и ослабление неметаллических**. Например, в главной подгруппе I группы находятся активные щелочные металлы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций. От лития к францию наблюдается усиление металлических свойств. Атом франция легче других отдает свой электрон. В VII группе главную подгруппу составляют активные неметаллы – галогены: фтор, хлор, бром, йод, астат. Самые сильные неметаллические свойства здесь проявляет фтор. Он легче других присоединяет электрон.

По современным представлениям **главной характеристикой атома является положительный заряд ядра, который определяет порядковый номер элемента, число электронов в электронной оболочке атома, ее строение и положение в периодической системе.**

Химические свойства элементов определяются числом электронов на внешнем энергетическом уровне (электронном слое). У элементов главных подгрупп оно равно номеру группы. Атомы металлов имеют 1, 2 или 3 электрона, атомы неметаллов – 4, 5, 6 или 7 электронов, а атомы инертных газов – 8 электронов на внешнем уровне. Поэтому, т. к. *число электронов на внешнем энергетическом уровне (электронном слое) атомов периодически повторяется, то и свойства будут изменяться периодически.* Следовательно, зная положение элемента в периодической системе, можно записать формулы его соединений и предсказать их свойства.

2. Состояние электронов в атоме. Строение атомов элементов больших и малых периодов.

По современным представлениям атом состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него электронов. В ядре содержатся протоны и нейтроны. Число протонов, а также электронов равно порядковому номеру элемента.

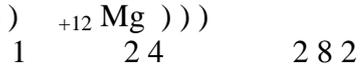
Частица	масса	заряд
Протон	1	+1
Нейтрон	1	0
Электрон	≈ 0	-1

Сумма протонов и нейтронов численно равна относительной атомной массе элемента.

Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно место нахождения электрона, называется орбиталью или электронным облаком. Формы электронных облаков различны (s, p, d, f);

– s- орбиталь ; ∞ – p- орбиталь

Электронные облака d и f имеют более сложную форму. Электроны, двигаясь в пространстве вокруг ядра, образуют электронную оболочку, которая делится на электронные слои или уровни. Распределение электронов по электронным слоям (уровням) можно представить следующим образом:



Максимальное число электронов в электронном слое (уровне) определяется по формуле: $N = 2n^2$, где n – номер электронного слоя (уровня).

Число электронных слоев (уровней) равно номеру периода, в котором находится элемент. Уровни делятся на подуровни (s, p, d, f) и заполняются электронами в определенной последовательности. В зависимости от того, какой подуровень последним заполняется электронами, все элементы делятся на 4 семейства: s, p, d, f – элементы. Число валентных электронов (участвующих в образовании химических связей) численно равно номеру группы.

Электронная конфигурация атомов отображается с помощью электронных формул, например, атом водорода имеет электронную конфигурацию: $1s^1$

А атом углерода – $1s^2 2s^2 2p^2$.

У элементов малых и больших периодов строение электронных оболочек атомов отличается. В малых периодах слева направо число внешних электронов увеличивается резко – от 1 до 8 и свойства элементов также меняются резко - от металлическим к неметаллическим. Так, в начале 3 периода стоит типичный металл натрий (легко отдает 1 электрон внешнего уровня), а в конце периода – типичный неметалл хлор (легко присоединяет 1 электрон до завершения уровня). Завершает период аргон – инертный газ.

Свойства соединений элементов изменяются от основных к кислотным через амфотерные. Оксиды натрия и магния – основные, оксид алюминия – амфотерный, а оксиды кремния, фосфора, серы и хлора – кислотные.

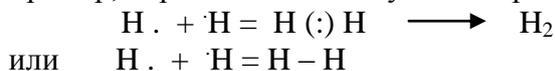
Большие периоды состоят из 2-х рядов. В четных рядах больших периодов на внешнем уровне число электронов не меняется (равно 1 или 2), идет дозаполнение предыдущего снаружи уровня (d – подуровень, элементы «вставных» декад), поэтому свойства элементов меняются плавно, здесь все элементы – металлы. В нечетных рядах число внешних электронов снова резко растет, как в малом периоде, от 1 до 8 и свойства элементов снова меняются резко - от металлических к неметаллическим. Однако, в целом, в начале любого большого периода – типичные металлы, а в конце – типичные неметаллы, т. е. при переходе от одного периода к другому наблюдается периодичность изменения свойств элементов, а значит, и их соединений. Свойства элементов, их оксидов, гидратов этих оксидов (и водородных соединений элементов главных подгрупп) периодически повторяются. В группах (в главных подгруппах) сверху вниз, с ростом заряда ядра и радиуса атома металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают, основность соединений в подгруппе сверху вниз усиливается.

3. Виды химической связи: ионная, металлическая, ковалентная (полярная, неполярная), водородная.

Различают четыре основных вида химической связи:

1. **Ковалентная связь** осуществляется общими электронными парами. Она образуется в результате перекрывания электронных облаков (орбиталей) атомов неметаллов. Чем больше перекрывание электронных облаков, тем прочнее химическая связь. Ковалентная связь бывает полярная и неполярная.

- Ковалентная неполярная связь возникает между атомами одного вида, у которых электроотрицательность одинакова. (Электроотрицательность – это свойство атомов притягивать к себе электроны). Например, образование молекулы водорода можно показать схемой:



Аналогично образуются молекулы O₂, Cl₂, N₂, F₂ и др.

Неполярная ковалентная связь симметрична. Электронное облако, образованное общей (поделенной) электронной парой, одинаково принадлежит двум атомам.

- Полярная ковалентная связь возникает между атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно. В этом случае общая электронная пара сдвигается в сторону более электроотрицательного элемента, например, при образовании молекулы хлороводорода электронное облако связи смещено к атому хлора. За счет этого смещения атом хлора приобретает частичный отрицательный заряд, а атом водорода – частичный положительный заряд, а образующаяся молекула является полярной.



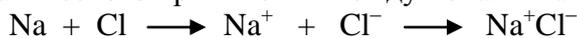
Аналогично образуются молекулы HBr, HI, HF, H₂O, CH₄ и т.д.

Ковалентные связи бывают одинарные (осуществляются одной общей электронной парой), двойные (осущ. двумя общими электронными парами), тройные (осущ. тремя общими электронными парами). Например, в этане все связи одинарные, в этилене присутствует двойная связь, а в ацетилене – тройная связь.

Этан: CH₃–CH₃ Этилен: CH₂=CH₂ Ацетилен: CH≡CH

2. **Ионная связь** возникает в соединениях, образуемых атомами элементов, которые сильно отличаются по электроотрицательности, т. е. с резко противоположными свойствами (атомы металлов и неметаллов). Ионы – это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов.

Ионная связь образуется за счет электростатического притяжения разноименно заряженных ионов. Например, атом натрия, отдавая свой электрон, превращается в положительно заряженный ион, а атом хлора, принимая этот электрон, превращается в отрицательно заряженный ион. За счет электростатического притяжения между ионами натрия и хлора возникает ионная связь:



Молекулы хлорида натрия существуют только в парообразном состоянии. В твердом (кристаллическом) состоянии ионные соединения состоят из закономерно расположенных положительных и отрицательных ионов. Молекулы в этом случае отсутствуют.

Ионную связь можно рассматривать как крайний случай ковалентной связи.

3. **Металлическая связь** существует в металлах и сплавах. Она осуществляется за счет притяжения между ионами металла и обобществленными электронами (это валентные электроны, которые покинули свои орбитали и перемещаются по всему куску металла между ионами – «электронный газ»).

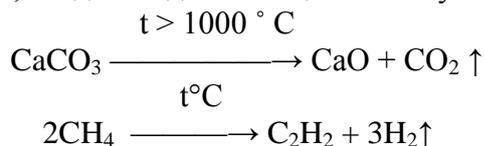
4. **Водородная связь** – это своеобразная связь, которая возникает между атомом водорода одной молекулы, имеющим частичный положительный заряд, и электроотрицательным атомом другой или той же самой молекулы. Водородная связь может быть межмолекулярной и внутримолекулярной.

HF...HF...HF. Обозначается точками. Слабее ковалентной.

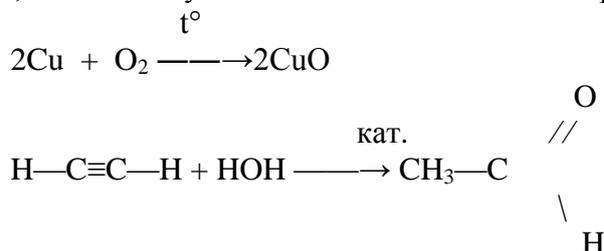
4. Классификация химических реакций.

1. По числу и составу исходных и образующихся веществ.

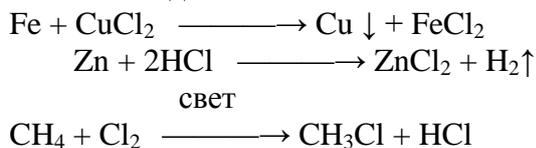
А) Реакции разложения, когда из одного вещества получаются два или несколько других веществ:



Б) Реакции соединения, когда из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество:



В) Реакции замещения, протекающие между простыми и сложными веществами, когда атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе:

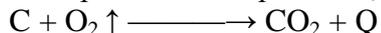


Г) Реакции обмена, протекающие между двумя сложными веществами, когда их составные части обмениваются местами:

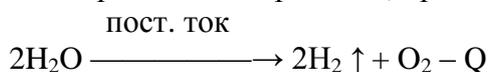


2. По тепловому эффекту.

А) Экзотермические – реакции, протекающие с выделением энергии:



Б) Эндотермические – реакции, протекающие с поглощением энергии:

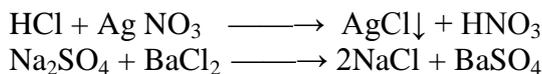


Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называется **тепловым эффектом реакции**.

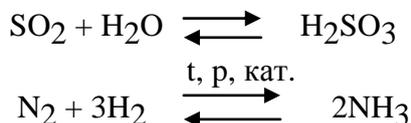
Химические уравнения, в которых указывается тепловой эффект, называются **термохимическими**.

3. По признаку обратимости.

А) Необратимые – реакции, в которых исходные вещества полностью превращаются в другие вещества:

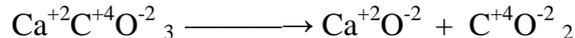


Б) Обратимые – реакции, протекающие при данных условиях во взаимно противоположных направлениях:

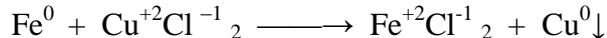


4. По признаку изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

А) Реакции, протекающие без изменения степеней окисления:



Б) Реакции, протекающие с изменением степеней окисления – окислительно – восстановительные:



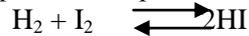
$\text{Fe}^0 - 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{+3}$	восстановитель	окисление
$\text{Cl}_2^0 + 6\text{e}^- \longrightarrow 3\text{Cl}^{-1}$	окислитель	восстановление

5. Обратимость химических . реакций. Химическое равновесие и условия его смещения, практическое применение.

Все химические реакции можно разделить на обратимые и необратимые.

Обратимые реакции протекают не до конца: при обратимой реакции ни одно из реагирующих веществ не расходуется полностью. Обратимая реакция может протекать как в прямом, так и в обратном направлениях. Обратимые химические реакции записываются в виде одного химического уравнения со знаком обратимости: Реакция, идущая слева направо, называется *прямой* реакцией, а справа налево – *обратной*.

Большинство химических реакций обратимы. Например, обратимой реакцией является взаимодействие водорода с парами йода:



Вначале, при смешении исходных веществ, скорость прямой реакции велика, а скорость обратной реакции равна нулю. По мере протекания реакции исходные вещества расходуются и их концентрации падают. В результате этого уменьшается скорость прямой реакции. Одновременно появляются продукты реакции, и их концентрация возрастает. Поэтому начинает идти обратная реакция, причем ее скорость постепенно увеличивается.

Когда скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми, наступает *химическое равновесие*.

На состояние химического равновесия влияют: 1) концентрация веществ
2) температура
3) давление

При изменении одного из этих параметров химическое равновесие нарушается и концентрации всех реагирующих веществ будут изменяться до тех пор, пока не установится новое равновесие. Подобный переход системы от одного состояния к другому называется смещением. Направление смещения химического равновесия определяется **принципом Ле Шателье**: «Если на систему, находящуюся в химическом равновесии, оказать какое-либо воздействие, то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится». Например, при введении в систему одного из веществ, участвующих в реакции, равновесие смещается в сторону расхода этого вещества. При повышении давления оно смещается так, что давление в системе снижается. При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции температура в системе падает.

Необратимыми называются такие реакции, которые протекают до конца – до полного израсходования одного из реагирующих веществ.

Условия необратимости химических реакций:

- В результате реакции образуется осадок.
$$\text{AlCl}_3 + 3\text{KOH} = 3\text{KCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$$
$$\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + 3\text{K}^+ + 3\text{OH}^- = 3\text{K}^+ + 3\text{Cl}^- + \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$$
$$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$$
- В результате реакции выделяется газ.
$$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$$
- В результате реакции образуется слабый электролит, например, вода.
$$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$

6. Скорость химических реакций. Зависимость скорости от природы, концентрации веществ, площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ, температуры, катализатора.

Сущность химических реакций сводится к разрыву связей в исходных веществах и возникновению новых связей в продуктах реакции. При этом общее число атомов каждого элемента до и после реакции остается постоянным. Образование связей происходит с выделением, а разрыв связей – с поглощением энергии.

Химические реакции протекают с различными скоростями. Одни из них заканчиваются за малые доли секунды, другие за минуты, часы, дни. Известны реакции, протекающие в течение нескольких лет, десятилетий и т.д. Одна и та же реакция в разных условиях может протекать с разными скоростями. От скорости хим. реакций в химической промышленности зависит производительность аппаратуры, количество вырабатываемого продукта.

Под скоростью химической реакции понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени (при неизменном объеме системы).

Обычно концентрацию выражают в *моль/л*, а время в секундах или минутах.

Например, для реакции $A + B = D + F$ за промежуток времени $\Delta t = t_2 - t_1$ изменение концентрации вещества составит $\Delta c = c_2 - c_1$, а средняя скорость реакции $v_{cp} = \Delta c / \Delta t$

Факторы, влияющие на скорость реакции:

1. Природа реагирующих веществ. Большую роль в этой зависимости играет характер химических связей в соединениях, строение их молекул. Так, для разрыва связей в молекулах H_2 или N_2 требуются высокие энергии, скорость реакции между такими молекулами невелика. Для разрыва связей в сильнополярных молекулах (H_2O , HCl) требуется меньше энергии, и скорость реакции значительно выше. Реакции между ионами в растворах протекают практически мгновенно. Еще пример: металлы с одним и тем же веществом – водой – реагируют с разными скоростями.

2. Концентрация веществ. Чем больше концентрация вещества, тем больше число частиц, тем больше вероятность их столкновения, а значит, больше вероятность химического взаимодействия.

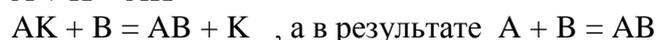
Закон действующих масс: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Так, для реакции $m A + n B = D$ скорость равна $V = k C_A^m C_B^n$, где m и n – коэффициенты в уравнении реакции, а k – константа скорости реакции.

Константа скорости не зависит от концентрации, а зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора.

3. Площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Чем больше поверхность соприкосновения, тем быстрее протекает реакция. Поверхность твердых веществ может быть увеличена путем их измельчения, а растворимых – путем их растворения. Реакции в растворах протекают практически мгновенно.

4. Температура. При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции увеличивается в 2–4 раза (правило Вант-Гоффа).

5. Катализатор. Катализатор – вещество, увеличивающее скорость реакции. Катализатор участвует в реакции, но при этом не расходуется. Механизм действия катализатора заключается в том, что с одним из реагирующих веществ катализатор образует промежуточное активное соединение, которое легче реагирует с другим реагирующим веществом, освобождая при этом катализатор. Например:



7. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов на примере хлорида натрия. Практическое применение электролиза.

Электролиз – это окислительно - восстановительная реакция, протекающая на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита (реакция, протекающая под действием электрического тока).

При растворении электролитов в воде происходит **электролитическая диссоциация**, т. е. их распад на ионы. Ионы являются носителями зарядов в водных растворах электролитов, а также в в расплавах электролитов. Анионы заряжены отрицательно (-), катионы – положительно (+).

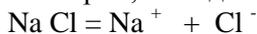
Если сосуд с раствором электролита включить в электрическую цепь, то анионы (-) начнут двигаться к аноду – положительно заряженному электроду, а катионы (+) – к катоду – отрицательно заряженному электроду. В результате установится электрический ток – направленное движение заряженных частиц. Такую проводимость называют **ионной**.

На электродах происходит выделение веществ, входящих в состав электролитов.

При этом **отрицательный электрод – катод** выступает в качестве **восстановителя**, он отдает электроны. **Положительный электрод – анод**, представляет собой **окислитель**, он забирает электроны.

Электролиз расплава хлорида натрия (электроды из графита!)

Если в расплав хлорида натрия поместить электроды и пропустить электрический ток, то на катоде выделится натрий, а аноде – хлор.



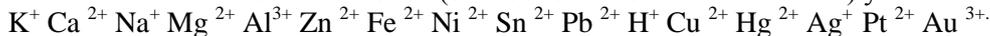
При электролизе водных растворов, кроме ионов электролита, в реакции могут участвовать еще ионы водорода или гидроксид- ионы, которые образуются в результате диссоциации воды. Образующиеся ионы движутся к соответствующим электродам. К катоду подходят катионы электролита и ионы водорода H^+ , а к аноду – анионы электролита и гидроксид- ионы OH^- . На катоде будут восстанавливаться, а на аноде окисляться те ионы, которые наиболее активны.

Активность катионов можно определить по электрохимическому ряду напряжений металлов:



слева направо в ряду напряжений химическая активность атомов уменьшается.

Химическая активность катионов (способность восстанавливаться) увеличивается слева направо в ряду:



Химическая активность анионов (способность окисляться) уменьшается слева направо в ряду:



Электролиз раствора хлорида натрия (электроды из графита!)

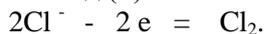
В растворе: NaCl , H_2O



Катод (-):



Анод (+):



Катионы водорода восстанавливаются легче, чем ионы K^+ , поэтому на катоде будет восстанавливаться вода до газообразного водорода.

Анионы бескислородных кислот и их солей слабее удерживают электроны, чем гидроксид-ионы воды, поэтому на аноде окисляются хлорид-ионы до газообразного хлора.

Суммарное уравнение электролиза имеет вид:



Практическое применение электролиза.

- Электролиз применяется для получения наиболее активных металлов – калия, натрия, кальция, магния, алюминия. Металлы, полученные этим способом, отличаются высокой чистотой.
- Электролиз используют и для очистки некоторых металлов – меди, никеля, свинца, серебра, золота – от примесей.
- Методом электролиза получают некоторые активные неметаллы – хлор (Cl_2) фтор (F_2), а также сложные вещества – гидроксид натрия (NaOH), гидроксид калия (KOH) и др.
- Электролиз используют для покрытия металлических поверхностей предметов металлами – никелем, хромом, цинком, оловом, золотом и т. д.

8. Оксиды. Их классификация и характеристика химических свойств. Возможное применение оксидов в вашей профессии.

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых – кислород (в степени окисления –2).

Например, CaO – оксид кальция, CO₂ – оксид углерода (II) или углекислый газ, CO – оксид углерода (II) или угарный газ, Al₂O₃ – оксид алюминия.

Классификация:



Несолеобразующие оксиды – те, которые при обычной температуре не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями. Это оксид углерода (II) – CO, H₂O, оксиды азота – N₂O, NO, NO₂.

Солеобразующие оксиды – те, которые взаимодействуют с кислотами и основаниями с образованием солей. Солеобразующие оксиды принято делить на три группы:

1. Основные – это оксиды типичных металлов. В основных оксидах металлы проявляют степень окисления +1 или +2. Например, CaO – оксид кальция, MgO – оксид магния, FeO – оксид железа (II). Основным оксидам соответствуют основания.

2. Кислотные – это оксиды неметаллов и металлов с высокими степенями окисления – от +5 до +7. Например, SO₂, SO₃, N₂O₅, CO₂. Кислотным оксидам соответствуют кислоты.

3. Амфотерные – это оксиды, которые имеют двойственную природу. Они взаимодействуют с кислотами (подобно основным оксидам), и со щелочами (подобно кислотным оксидам). Например, Al₂O₃ – оксид алюминия, ZnO – оксид цинка, Cr₂O₃ – оксид хрома (III).

Химические свойства оксидов

Основные оксиды	Кислотные оксиды
А) оксид акт. металла + вода = щелочь $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ Б) осн. оксид + кислота = соль + вода $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ В) осн. оксид + кислотн.оксид = соль $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$	А) кислотный оксид + вода = кислота (кроме SiO ₂) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ Б) кислотн. оксид + щелочь = соль + вода $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. Амфотерные оксиды А) амф.оксид + кислота = соль + вода $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Б) амф. оксид + щелочь = соль + вода $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ В) амф. оксиды с водой не взаимодействуют.	

9. **Металлы. Их положение в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, строение атомов, химические свойства, применение в вашей профессии. Значение металлов в истории человечества.**

С древнейших времен металлы играют огромную роль в развитии человечества. Современная *промышленность и сельское хозяйство, транспорт и инфраструктура* невозможны без применения металлов, использования их полезных качеств и свойств.

Положение металлов в периодической таблице.

Из всех известных в настоящее время химических элементов около 80% являются металлами. В периодической системе металлы расположены, в основном, в левой и нижней части таблицы.

Если в периодической системе провести диагональ от бериллия к астату, то справа вверх от диагонали будут находиться элементы-неметаллы (исключая элементы побочных подгрупп), а слева внизу элементы-металлы (к ним же относятся элементы побочных подгрупп). Элементы, расположенные вблизи диагонали (например, бериллий, алюминий, титан, германий и др.), обладают двойственным характером.

Строение атомов металлов. Атомы металлов содержат на внешних энергетических уровнях небольшое число электронов (1,2,3). Они легко отдают эти электроны, превращаясь при этом в положительно заряженные ионы. То есть **в свободном состоянии металлы являются восстановителями**. Восстановительная способность металлов различна: в электрохимическом ряду напряжений она уменьшается от калия к золоту. **В соединениях атомы металлов проявляют только положительную степень окисления.**

Особенности металлической связи. Кристаллические решётки металлов. Связь в металлах – металлическая. Она осуществляется свободными электронами, которые покинули свои атомы и перемещаются между ионами металлов, образующими кристаллическую решетку.

Физические свойства металлов определяются структурой их кристаллических решеток. Металлы обладают металлическим блеском, хорошо проводят электрический ток, имеют высокую теплопроводность, пластичность, ковкость, обычно серый цвет и непрозрачность. Металлы имеют различную плотность: самый легкий металл – литий, а самый тяжелый – осмий. Металлы, у которых плотность менее 5 г/см³, называют легкими, а у которых плотность более 5 г/см³ – тяжелыми.

Металлы имеют различные температуры плавления. Самый легкоплавкий металл – ртуть (t плавл. = – 39° С), а самый тугоплавкий металл – вольфрам (t плавл. = 3390° С).

Металлы различаются по твердости. Самый твердый металл – хром, самые мягкие металлы – щелочные, они легко режутся ножом (например, натрий).

Химические свойства.

1. Металлы реагируют с простыми веществами неметаллами:

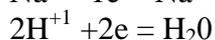
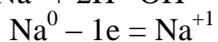
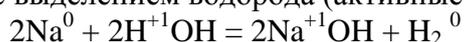
- с кислородом с образованием оксидов: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ (оксид магния)
- с серой с образованием сульфидов: $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$ (сульфид натрия)
- с галогенами с образованием соответствующих солей: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$ (хлорид натрия)
- с водородом с образованием гидридов: $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$ (гидрид кальция)

2. Металлы реагируют со сложными веществами:

- с кислотами $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
магний соляная к-та хлорид магния

Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, восстанавливают ионы водорода из разбавленных кислот (исключение – азотная кислота), а стоящие после водорода восстанавливают атом основного элемента, образующего данную кислоту.

- С водой с выделением водорода (активные металлы – при обычных условиях):



2	восстановитель	окисление
1	окислитель	восстановление

- С водными растворами солей (более активный металл вытесняет менее активный металл из раствора его соли): $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$

Применение. В жидком состоянии металлы хорошо растворяются друг в друге, образуя сплавы.

Сплавы металлов широко применяются в технике, в быту. Например, из чугуна и стали делают детали машин, колеса, трубы, инструменты и т.д.

Из латуни (сплав меди с цинком) делают детали механизмов и предметы быта.

Из мельхиора (сплав меди, никеля и железа) делают детали машин и инструментов, посуду и т.д. Из бронзы (сплав меди, алюминия и марганца) – детали машин и т.д.

10. Неметаллы. Их положение в периодической системе химических элементов

Д. И. Менделеева, химические свойства.

Неметаллы расположены, в основном, в правой верхней части периодической системы. Их значительно меньше, чем металлов. Т.к. неметаллы располагаются в главных подгруппах, то **число электронов на внешних уровнях их атомов равно номеру группы**.

Для завершения внешних электронных уровней атомы неметаллов присоединяют электроны и при этом являются окислителями. Особенно сильные окислительные свойства, т.е. способность присоединять электроны, проявляют неметаллы во втором и третьем периодах VI и VII групп. **Самым сильным окислителем является фтор.**

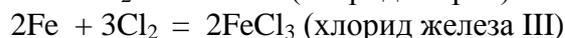


Окислительная способность неметаллов.

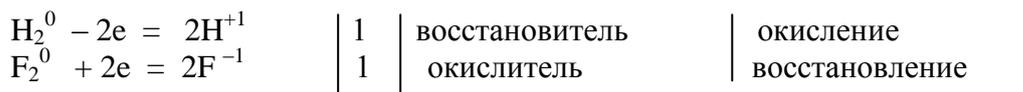
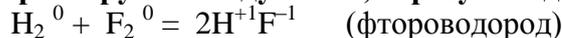
Окислительная способность неметаллов возрастает от кремния к фтору. **Фтор всегда окислитель, остальные неметаллы могут проявлять и восстановительные свойства**, которые возрастают от кислорода к кремнию.

Химические свойства.

Типичные неметаллы с металлами образуют соединения с ионной связью:



Неметаллы реагируют между собой, образуя соединения с ковалентной связью:

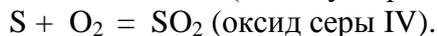
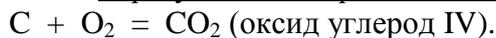


Неметаллы образуют с водородом летучие соединения – HF, HCl, H₂S, NH₃, CH₄ и др.

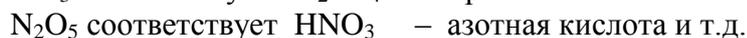
При растворении в воде водородные соединения галогенов и серы образуют кислоты той же формулы, что и сами водородные соединения. (HCl – соляная кислота, H₂S – сероводородная и т.д.)

При растворении в воде аммиака образуется аммиачная вода, которую обычно обозначают формулой NH₄OH и называют гидроксидом аммония.

Неметаллы образуют с кислородом кислотные оксиды (CO₂, SO₂, SO₃, N₂O₃, N₂O₅ и др.), например,



Кислотным оксидам соответствуют кислоты:

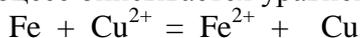


Физические свойства.

При нормальных условиях неметаллы водород, фтор, хлор, кислород, азот и благородные газы – это газы; бром – жидкость, а остальные – твердые вещества.

11. Электрохимический ряд напряжений металлов. Вытеснение металлов из растворов солей другими металлами.

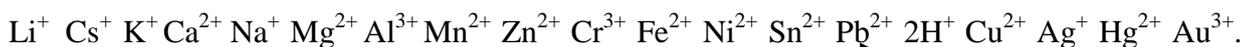
Из строения атомов металлов следует, что они способны отдавать валентные электроны при химическом взаимодействии. Чем легче атомы металлов отдают электроны, тем они химически активнее. Для качественной характеристики химической активности металлов можно воспользоваться реакциями вытеснения. Например, если пластинку железа опустить в раствор медного купороса, то происходящий процесс описывается уравнением:



Т.е. железо вытесняет медь из ее соединения. Следовательно, железо – более активный металл, чем медь, его атомы легче превращаются в положительно заряженные ионы.

По химической активности металлы располагают в ряд, который называют электрохимическим рядом напряжений.

Усиление восстановительной способности атомов



Усиление окислительной способности ионов металлов

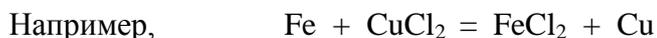
В ряду напряжений находится и водород, т.к. его атомы, как и атомы металлов, легко образуют положительно заряженные ионы H⁺.

Количественная характеристика активности металлов определяется их стандартными электродными потенциалами. При погружении любого металла в раствор его соли на границе раздела металл – раствор возникает разность потенциалов, которая называется электродным потенциалом. Так, при погружении цинковой пластинки в раствор соли цинка, полярные молекулы воды, действуя своими отрицательными полюсами на положительные ионы металла, переводят их в раствор. При этом электроны остаются на поверхности пластинки, заряжая ее отрицательно. Гидратированные ионы металла, перешедшие в раствор, притягиваются заряженной поверхностью пластинки и располагаются вблизи нее. В результате образуются два слоя с противоположными зарядами – так называемый двойной электрический слой. Процесс перехода ионов металла в жидкость является обратимым. Если взять пластинку из малоактивного металла, например, меди и погрузить ее в раствор соли меди, то будет преобладать обратный процесс: ионы металла будут терять свою гидратную оболочку и переходить из раствора в кристаллическую решетку металла, заряжая пластинку положительно. Сам раствор за счет остающегося избытка анионов при этом заряжается отрицательно. В результате возникает двойной электрический слой, а значит, и определенный электродный потенциал. Отсюда следует, что при погружении металлов в растворы их солей одни из них (менее активные) заряжаются положительно, а другие (более активные), наоборот, отрицательно. Электродные потенциалы металлов измеряют путем сопоставления со стандартным водородным электродом.

Электрохимический ряд напряжений характеризует химические свойства металлов.

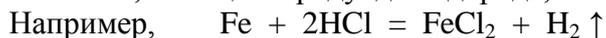
Как следует из этого ряда, металлический литий – самый сильный восстановитель, а золото – самый слабый. И наоборот, ион золота Au³⁺ – самый сильный окислитель, а ион лития Li⁺ – самый слабый.

Более активные металлы вытесняют менее активные металлы из растворов их солей.



Однако активные металлы (Li Na Ca) не вытесняют другие металлы из растворов солей, т.к. сами реагируют с водой.

Металлы, стоящие в ряду до водорода, вытесняют водород из разбавленных кислот.



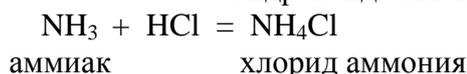
Следует помнить, что ряд напряжений применим только к водным растворам и характеризует химическую активность металлов лишь в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водной среде. Здесь гидратация ионов, зависящая от их размеров и величины заряда, обуславливает несоответствие изменений активности металлов в ряду напряжений изменениям их активности в подгруппах периодической системы. Например, активность лития несколько больше активности цезия, хотя по месту, занимаемому в периодической системе, у лития она должна быть ниже.

12. Водородные соединения неметаллов. Закономерности в изменении их свойств в связи с положением химических элементов в периодической системе Д. И. Менделеева.

С неметаллами водород образует летучие соединения молекулярного строения. В обычных условиях это газы (исключение – вода H₂O). Например, CH₄ – метан, NH₃ – аммиак, HF – фтороводород и др.

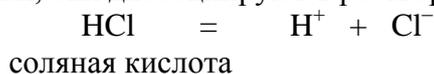
Группа	IV	V	VI	VII
общая формула водородного соединения.	RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH
Представители	(CH ₄ , SiH ₄)	(NH ₃ , PH ₃)	(H ₂ O, H ₂ S, H ₂ Se)	(HF, HCl, HBr, HI)
Растворимость в воде	нераствор.	раствор.	раствор.	раствор.
Агрегатное состояние	газы	газы	газы (искл. - H ₂ O)	газы
Характер	безразличный (нейтральный)	основной	кислотный (искл. H ₂ O-амфотерный)	кислотный
Отношение к кислороду	горят	горят	горят	негорючие

При растворении в воде водородные соединения неметаллов дают гидраты – основания или кислоты. Соединения с общей формулой RH₃ проявляют основные свойства. При взаимодействии с водой они образуют основания, а при взаимодействии с кислотами – соли. Например, при растворении аммиака образуется гидроксид аммония – основание, а при взаимодействии с соляной кислотой – хлорид аммония – соль.

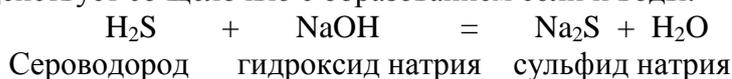


Соединения с общими формулами RH₂ и RH проявляют кислотные свойства. Так, при растворении в воде водородные соединения галогенов, серы, селена и теллура образуют кислоты той же формулы, что и сами водородные соединения: HF – фтороводородная (плавиковая), HCl – хлороводородная (соляная), HBr – бромоводородная, HI – иодоводородная, H₂S – сероводородная, H₂Se – селеноводородная, H₂Te – теллуrowодородная.

Как все кислоты, они диссоциируют в растворах с отщеплением катионов водорода, например,



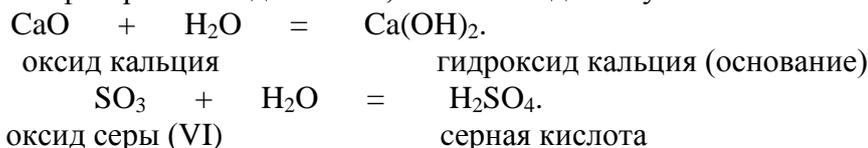
При взаимодействии со щелочами эти водородные соединения образуют соли. Например, сероводород взаимодействует со щелочью с образованием соли и воды:



В периоде слева направо кислотные свойства водородных соединений увеличиваются →

↓
В подгруппе сверху вниз кислотные свойства и окислительная способность водородных соединений увеличиваются, а основные свойства – уменьшаются.

Вода является амфотерным соединением, т.к. взаимодействует и с основными и с кислотными оксидами:



13. Высшие оксиды и гидроксиды химических элементов третьего периода. Закономерности в изменении их свойств в связи с положением химических элементов в периодической системе.

Высшие оксиды и гидроксиды – это соединения, в состав которых входит элемент данной группы с высшей степенью окисления.

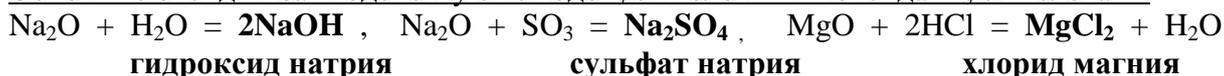
Высшие оксиды и гидроксиды химических элементов третьего периода

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII
Высший оксид	Na ₂ O Оксид натрия (основной)	MgO Оксид магния (основной)	Al ₂ O ₃ . Оксид алюминия (амфотерный)	SiO ₂ . Оксид кремния (кислотный)	P ₂ O ₅ . Оксид фосфора (V) (кислотный)	SO ₃ . Оксид серы (VI) (кислотный)	Cl ₂ O ₇ . Оксид хлора (VII) (кислотный)
Гидрат высшего оксида	NaOH гидроксид натрия (основание)	Mg(OH) ₂ . гидроксид магния (основание)	Al(OH) ₃ . гидроксид алюминия (амфотерный)	H ₂ CO ₃ . угольная кислота	H ₃ PO ₄ . фосфорная кислота	H ₂ SO ₄ . серная кислота	HClO ₄ . хлорная кислота
Высшая степень окисления элемента в соединении	Na ⁺¹ .	Mg ⁺² .	Al ⁺³ .	C ⁺⁴ .	P ⁺⁵ .	S ⁺⁶ .	Cl ⁺⁷ .

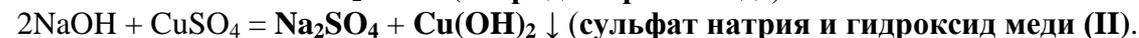
В периоде слева направо металлические свойства химических элементов ослабевают, соответственно, **свойства высших оксидов и их гидратов** постепенно **изменяются от основных к кислотным (кислотные свойства оксидов и их гидратов слева направо в периоде усиливаются)**. Так, оксиды Na₂O, MgO – основные, Al₂O₃ – амфотерный, а SiO₂, P₂O₅, SO₃, Cl₂O₇ – кислотные.

Основным оксидам соответствуют основания, а кислотным – кислоты.

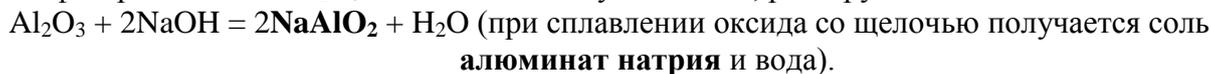
Основные оксиды взаимодействуют с водой, с кислотными оксидами, с кислотами.



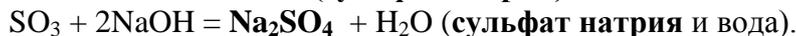
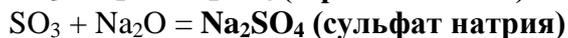
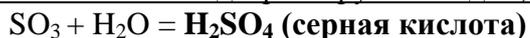
Их гидраты (основания) взаимодействуют с кислотными оксидами, с кислотами, с солями.



Амфотерный оксид Al₂O₃ не взаимодействует с водой, реагирует со щелочами и кислотами.



Кислотные оксиды реагируют с водой, с основными оксидами, с основаниями.



Гидраты кислотных оксидов (кислоты) реагируют с основными оксидами, с основаниями, с солями более слабых, летучих и нерастворимых кислот, с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода.



14. Кислоты: классификация и свойства на основе представлений теории электролитической диссоциации. Практическое применение.

Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотных остатков.

Например, $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Классификация.

По составу кислоты бывают:

а) бескислородные – HCl – соляная H_2S – сероводородная и т.д.

б) кислородсодержащие – HNO_3 – азотная, H_2SO_4 – серная, H_3PO_4 – ортофосфорная и т.д.

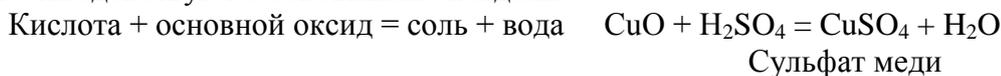
По числу атомов водорода, способных замещаться на металл: одноосновные – HCl , HNO_3 (соляная, азотная), двухосновные – H_2SO_4 (серная), трехосновные – H_3PO_4 (ортофосфорная).

Физические свойства. Кислоты могут быть жидкими (например, HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 – азотная, серная, хлорная) и твердыми (например, H_3PO_4 , H_3BO_3 , H_2SiO_3 – ортофосфорная, борная, кремниевая). Многие кислоты хорошо растворимы в воде (кроме кремниевой). Растворы их имеют кислый вкус, разъедают растительные и животные ткани.

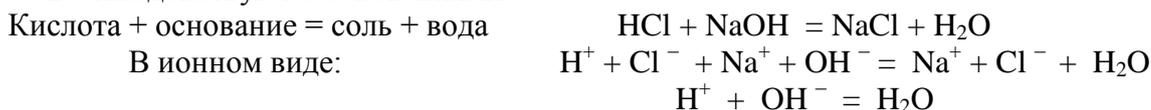
Химические свойства. С точки зрения ТЭД все общие характерные свойства кислот: изменение окраски индикатора, взаимодействие с основными оксидами, основаниями, солями обусловлены катионами водорода H^+ .

- Изменяют цвет индикатора: в кислоте лакмус – красный, метилоранж – розовый.

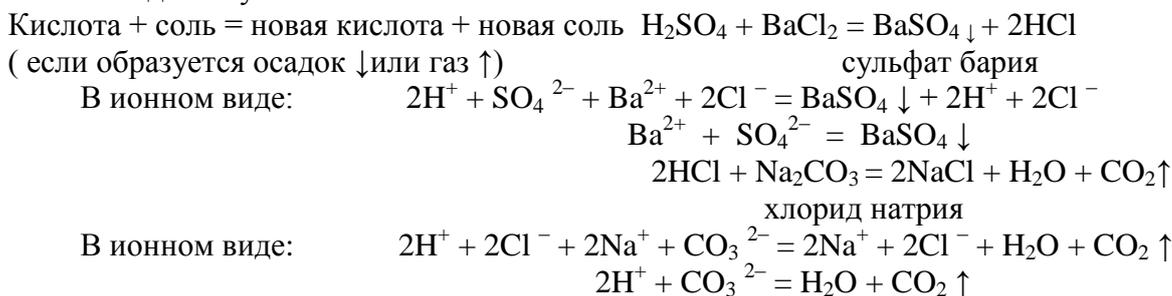
- Взаимодействуют с основными оксидами:



- Взаимодействуют с основаниями:



- Взаимодействуют с солями:



- Взаимодействуют с металлами:



! При попадании кислоты на кожу нужно нейтрализовать ее раствором соды, смыть водой.

Применение.

1. Соляная кислота используется при паянии, при получении красок, пластмасс, лекарств, солей
2. Азотная кислота применяется при получении серной кислоты, в производстве красителей, лекарств, фотопленки, взрывчатых веществ, удобрений, при получении «царской» водки и т.д.
3. Серная кислота используется в производстве красителей, взрывчатых веществ, лекарств, солей, минеральных удобрений.
4. В машиностроении серной кислотой очищают поверхность металла от оксидов перед покрытием (никелированием, хромированием). Она широко используется в органическом синтезе, как электролит в аккумуляторах и т.д.

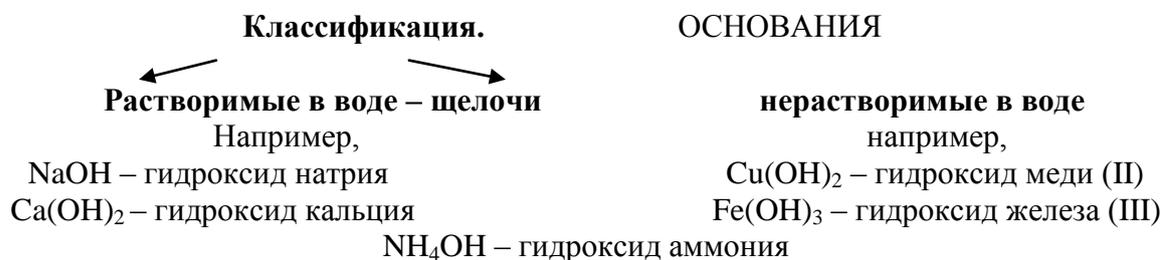
15. Основания: классификация, свойства на основе представлений теории электролитической диссоциации. Практическое применение.

Основания – это сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов (или группа аммония NH_4), соединенные с одной или несколькими гидроксильными группами (ОН).

В общем виде основания можно представить формулой: $\text{Me}(\text{OH})_n$.

С точки зрения теории электролитической диссоциации (ТЭД), основания – это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов получаются только гидроксид-анионы (ОН⁻).

Например, $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$.



Физические свойства. Почти все основания – твердые вещества. Они бывают растворимые в воде (щелочи) и нерастворимые. Гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ голубого цвета, гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ бурого цвета, большинство других – белого цвета. Растворы щелочей мыльные на ощупь.

Химические свойства.

Растворимые основания – щелочи	Нерастворимые основания (их большинство)
1. Изменяют окраску индикатора: красного лакмуса – в синий цвет, бесцветного фенолфталеина – в малиновый.	На индикаторы не действуют.
2. Реагируют с кислотами (реакция нейтрализации). Основание + кислота = соль + вода $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ В ионном виде: $2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1. Реагируют с кислотами: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ Основание + кислота = соль + вода.
3. Реагируют с растворами солей: щелочь + соль = нов. щелочь + нов. соль (условие: образование осадка ↓ или газа ↑). $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaOH}$ В ионном виде: $\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^-$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$	2. Разлагаются при нагревании на оксид и воду. $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ Реакции с растворами солей не характерны.
4. Реагируют с кислотными оксидами: щелочь + кислотный оксид = соль + вода $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ В ионном виде: $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	Реакции с кислотными оксидами не характерны.
5. Реагируют с жирами с образованием мыла.	С жирами не реагируют.

! Основания – едкие вещества. При попадании на кожу смыть водой!

Применение. Гидроксид натрия NaOH применяют для очистки нефти, в производстве мыла, в производстве вискозных волокон, он используется в процессе мерсеризации х/б тканей для улучшения их свойств и т.д. Гидроксиды калия и лития KOH и LiOH используют в аккумуляторах. Гидроксид кальция (гашеная известь) применяют для приготовления бордосской смеси для борьбы с болезнями растений и т.д.

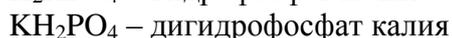
16. Соли: классификация, свойства на основе представлений теории электролитической диссоциации, практическое применение.

Соли – это сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотного остатка. При диссоциации солей образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков. Например, $KCl = K^+ + Cl^-$
КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ. По составу соли бывают: средние, кислые, основные, а также двойные и комплексные.

Средние соли получают при полном замещении всех атомов водорода в молекулах кислот атомами металла: KCl – хлористый калий, или хлорид калия



Кислые соли получают при неполном замещении атомов водорода в молекулах кислот атомами металла: $KHCO_3$ – гидрокарбонат калия



Основные соли получают при неполном замещении гидроксогрупп в молекулах оснований на кислотный остаток: $Ca(OH)Cl$ – основной хлорид кальция.

Двойные соли образованы разными катионами и одинаковыми анионами, например: $KAl(SO_4)_2$

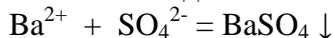
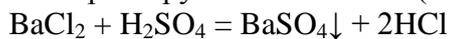
Комплексные соли – это соли, образованные сложным комплексным катионом или сложным комплексным анионом, например: $K_3[Fe(CN)_6]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

Соли соляной кислоты – хлориды, азотной кислоты – нитраты, серной кислоты – сульфаты, ортофосфорной кислоты – фосфаты.

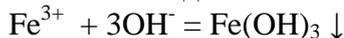
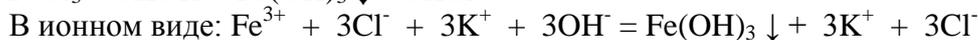
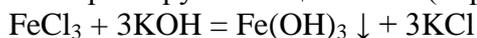
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА. Все соли – твердые вещества разного цвета, растворимость в воде различна. Некоторые хорошо растворимы в воде, например все нитраты. Другие практически нерастворимы, например, $CaCO_3$ – карбонат кальция, $BaSO_4$ – сульфат бария (см. таблицу растворимости).

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА.

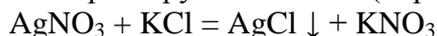
Соли реагируют с кислотами (образуется новая соль↓ и новая кислота).



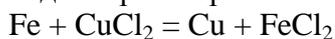
Соли реагируют со щелочами (образуется новая соль и новое основание ↓):



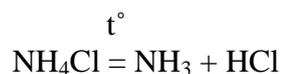
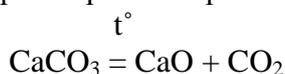
Соли реагируют с солями (образуется новая соль ↓ и новая соль):



Соли реагируют с металлами, стоящими в ряду активности левее металла, входящего в состав соли (кроме активных металлов, реагирующих с водой – Li, Na, Ca, Ba и др., т.к. реакции протекают в водных растворах солей):



Некоторые соли при нагревании разлагаются:



ПРИМЕНЕНИЕ. Большинство солей используют в промышленности и в быту. Например:

$NaCl$ – поваренная соль, используется в быту. В промышленности из нее получают $NaOH$ – гидроксид натрия, Na_2CO_3 – карбонат натрия (сода) и т.д.

Соли азотной кислоты (нитраты) и ортофосфорной кислоты (фосфаты) – это минеральные удобрения.

Некоторые лекарственные вещества являются солями.

17. КАТАЛИЗ

Катализ – это явление изменения скорости химической реакции под действием катализаторов.

Катализаторы - это вещества, увеличивающие скорость химических реакций.

Реакции, протекающие под действием катализаторов, называются каталитическими

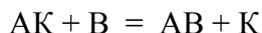
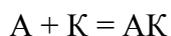
Вещества, снижающие скорость хим. реакций, называются ингибиторами.

Различают два типа катализа - гомогенный (однородный) и гетерогенный (неоднородный).

При гомогенном катализе исходные вещества, продукты реакции и катализатор находятся в одинаковом агрегатном состоянии (газообразном или жидком), т. е. составляют одну фазу.

При гетерогенном катализе реагирующие вещества и катализатор находятся в разном агрегатном состоянии, т. е. в разных фазах. В этом случае между катализатором и реагирующими веществами существует поверхность раздела. Обычно катализатор — твердое вещество, а реагирующие вещества — газы или жидкости. Все реакции при гетерогенном катализе протекают на поверхности катализатора. Поэтому катализатор должен обладать пористой структурой или находиться в сильно раздробленном состоянии.

Механизм действия катализаторов обычно объясняют образованием промежуточных соединений с одним из реагирующих веществ. Так, если медленно протекающую реакцию $A + B = AB$ вести в присутствии катализатора K , то катализатор образует с одним из исходных веществ неустойчивое активное соединение, которое легче реагирует со вторым исходным веществом, при этом образуется продукт реакции и освобождается катализатор:



Катализатор в химической реакции не расходуется и в конечные продукты не входит.

Роль катализаторов в химическом производстве очень велика. Они могут ускорять реакции в миллионы раз. Катализаторы применяются при получении серной кислоты, синтетического каучука, пластмасс, при переработке нефти и природного газа, при гидрировании жиров и т.д.

Особую роль играют биологические катализаторы — ферменты, при участии которых протекают большинство химических реакций в пищеварительной системе, в крови, в клетках животных и человека, а также в растениях. Ферменты — это простые или сложные белки. В организме человека около 30000 различных ферментов. Каждый из них служит эффективным катализатором соответствующей реакции.

Действие катализаторов избирательно. Применяя разные катализаторы, можно из одного и того же вещества получить разные продукты. Например, в присутствии катализатора оксида алюминия Al_2O_3 при $300^\circ C$ из этилового спирта получают воду и этилен, а в присутствии мелко раздробленной меди — водород и уксусный альдегид.

18. Железо. Положение элемента в периодической системе, строение атома, физические и химические свойства, его роль в современной технике.

Железо находится в IV периоде, в VIII группе, побочной подгруппе. Порядковый номер – 26, заряд ядра атома + 26. Распределение электронов по энергетическим уровням (электронным слоям): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ (Fe)))) Электронная формула: $2\ 8\ 14\ 2$

На внешнем уровне в атоме железа находится 2 электрона, а на предпоследнем 14, в том числе 6 d-электронов. Железо, отдавая 2 внешних электрона, проявляет степень окисления +2, а отдавая 3 электрона (2 с внешнего и 1 с предыдущего уровня), проявляет степень окисления +3. Может иметь степень окисления 0, редко +6.

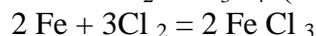
Физические свойства: Железо – серебристо-белый металл, $t_{\text{плавл.}} = 1536^\circ \text{C}$, плотность $\rho = 7,9 \text{ г/см}^3$ (тяжелый металл).

Обладает хорошей пластичностью, легко намагничивается и размагничивается.

Химические свойства. Железо – это весьма активный металл, восстановитель.

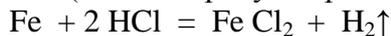
1) При нагревании реагирует с кислородом, галогенами, серой, углеродом, фосфором.

Например, $3 \text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ (FeO · Fe₂O₃ – окалина)

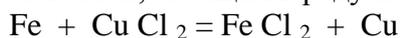


2) При $t = 500-700^\circ \text{C}$ реагирует с парами воды: $3 \text{Fe} + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$

3) Реагирует с кислотами (железо в ряду напряжений стоит левее водорода).



4) реагирует с солями металлов, стоящих в ряду напряжений правее железа.



5) Под действием влаги и кислорода воздуха подвергается коррозии и покрывается рыхлой пленкой ржавчины, представляющей собой гидратированный оксид железа (III):



Роль железа в современной технике.

В технике широко применяют сплавы железа – **чугун и сталь**.

Чугун содержит до 93% железа, до 4,5% углерода, а также кремний, марганец, фосфор, серу. Чугун – хрупкий, не поддается ковке и прокатке. Он используется в технике для литья (отливка тяжелых частей машин, маховиков, плит и т.д.). Чугун в больших количествах перерабатывается в сталь. Сталь легко поддается ковке и прокатке. При переработке чугуна в сталь из него удаляют избыток углерода (до 1,7% и менее) и др. примеси. При быстром охлаждении сталь получается твердой, при медленном – мягкой.

Мягкую сталь легко обрабатывать: из нее делают гвозди, болты, проволоку, кровельное железо, детали машин.

Из твердой стали изготавливают инструменты.

Большое значение имеют **легированные стали**, которые содержат легирующие элементы (хром, никель, медь, молибден и др.). Такие стали не поддаются коррозии (не ржавеют).

Из них делают детали машин, предметы быта (нержавеющие ложки, вилки, посуду и т.д.), трубопроводы, детали для авиамоторов.

19. Алюминий: положение в периодической системе, строение атома, физические и химические свойства, его роль в современной технике. Где этот металл применяется в вашей профессии.

Алюминий расположен в 3 периоде, в III-A группе (III группа, главная подгруппа). Порядковый номер – 13, массовое число – 27. Электронная конфигурация атома – $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^1$. Степень окисления атомов в соединениях +3.

Алюминий – третий по распространенности элемент в земной коре. Из-за своей активности в природе встречается только в виде соединений. Примерами минералов, содержащих алюминий, являются: каолинит $Al_2O_3 \cdot 2 SiO_2 \cdot 2 H_2O$ (основная составная часть глины); корунд или глинозем Al_2O_3 ; боксит $Al_2O_3 \cdot n H_2O$; криолит $AlF_3 \cdot 3 NaF$ и др. Окрашенные кристаллы Al_2O_3 красного цвета являются драгоценными камнями (красный - рубин, синий - сапфир).

Физические свойства: металл серебристо-белого цвета, легкий (плотность – $2,7 \text{ г/см}^3$), температура плавления – 660°C , очень пластичен, легко вытягивается в проволоку и прокатывается в листы и фольгу. Высокие тепло- и электропроводность (уступает лишь серебру и меди).

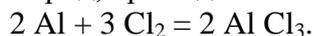
Химические свойства. Обычно покрыт тонкой оксидной пленкой и без нагревания не взаимодействует с водой, кислородом воздуха, азотной кислотой.

С простыми веществами при нагревании:

С водородом не реагирует, гидрид AlH_3 получен косвенным путем.

С кислородом образует оксид: $4 Al + 3 O_2 = 2 Al_2O_3$.

С галогенами (Cl_2 Br_2 I_2) образует хлорид, бромид или иодид:



С серой образует сульфид: $2 Al + 3 S = Al_2S_3$.

С азотом образует нитрид: $2 Al + N_2 = 2 AlN$

С углеродом образует карбид: $4 Al + 3 C = Al_4 C_3$.

Со сложными веществами:

С водой (без оксидной пленки): $2 Al + 6 H_2O = 2 Al (OH)_3 + 3 H_2$.

Со щелочами: $2 Al + 2 NaOH + 6 H_2O = 2 Na (Al (OH)_4) + 3 H_2$.

С кислотами: $2 Al + 6 HCl = 2 Al Cl_3 + 3 H_2$.

С HNO_3 и H_2SO_4 без нагревания не реагирует.

С оксидами металлов (алюмотермия): $8 Al + 3 Fe_3 O_4 = 4 Al_2 O_3 + 9 Fe$.

Алюминий – активный металл – восстановитель!

Соединения алюминия: 1. Оксид алюминия (глинозем, корунд) - Al_2O_3 .

Твердое, тугоплавкое вещество, температура плавления – 2050°C . Амфотерный оксид с преобладанием основных свойств.

Основной: $Al_2O_3 + 6 HCl = 2 AlCl_3 + 3 H_2O$

Кислотный: $Al_2O_3 + 2 NaOH + 3 H_2O = 2 Na (Al (OH)_4)$

С водой не реагирует.

2. Гидроксид алюминия - $Al (OH)_3$. Амфотерный гидроксид.

Как основание: $Al (OH)_3 + 3 HCl = 3 H_2O + AlCl_3$.

Как кислота: $Al(OH)_3 + NaOH = Na (Al (OH)_4)$

Тетрагидроксоалюминат натрия

Применение: для получения легких сплавов (самолетостроение); для производства электрических проводов; для алитирования (насыщение верхнего слоя) стальных и чугунных изделий; В металлургии для получения других металлов методом алюмотермии; для изготовления бытовых предметов. В швейной профессии алюминий используют в виде металлических волокон и металлизированных нитей (покрытые металлом узкие полоски полимерных пленок – люрекс, алюнит) для производства парчовых тканей, трикотажа с люрексом, нетканых материалов, шнуров и др. материалов для одежды.

20. Вода. Ее потребление в быту и на производстве. Роль воды в химических реакциях. Гидролиз.

1. **Вода** – самое распространенное сложное вещество на Земле. Химическая формула – H_2O .

Она играет важную роль в природе: во многом определяет климат на планете, растворяет многие вещества и переносит их с суши в моря и океаны; вода транспортирует полезные вещества по тканям в живых организмах. Велика роль воды в превращениях, происходящих в неживой природе. Практически все химические превращения на Земле происходят или с непосредственным участием воды, или в водных растворах или в ее присутствии. Основные источники воды – моря и океаны, реки и озера.

Для всех хозяйственных нужд используется пресная природная вода после ее очистки. Для приготовления питьевой воды, взятой из природных водоемов, ее сначала отстаивают и фильтруют, чтобы отделить от механических загрязнений, а затем хлорируют (или озонируют) для уничтожения болезнетворных бактерий.

Вода в больших количествах нужна для нужд производства. Например, гидратацией этилена получают синтетический этиловый спирт; гидратацией ацетиленов – уксусный альдегид (реакция Кучерова), при гидролизе жиров получают глицерин и карбоновые кислоты и т. д. Вода используется для приготовления растворов, для охлаждения реакторов, для промывки тканей в процессах отделки и т. д.

2. **Физические свойства воды – аномальны.** Вода – единственное вещество в природе, которое в земных условиях существует во всех трех агрегатных состояниях: жидком (вода), твердом (лед), газообразном (пар). Чистая вода не имеет цвета, запаха, вкуса. Толстые слои воды (более 5 м) имеют голубую окраску. Кипит при температуре – 100°C , затвердевает в лед – при 0°C , при этом ее объем увеличивается на 9 % (при замерзании разрывает сосуд), т. е. лед легче жидкой воды. (аномалия!). Наибольшую плотность (1 г/см^3) вода имеет не при 0°C , а при 4°C (аномалия!).

Плотность льда – $0,92\text{ г/см}^3$. Вода – вещество молекулярного строения.

При обычных условиях полярные молекулы воды образуют между собой водородные связи, поэтому температуры плавления и кипения воды выше, чем у ее химических аналогов (H_2S , H_2Se и т. д.) – (аномалия!).

Вода – универсальный растворитель. В ней растворяются многие неорганические и органические вещества (газы, жидкости, твердые). Вода обладает наибольшей теплоемкостью среди всех других веществ.

Вода – слабый электролит: $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$.

3. **Химические свойства воды.** Вода реагирует с простыми и сложными веществами.

А) **С простыми веществами:**

- С металлами: **акт. Me + вода = щелочь + водород:** $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
Me ср. активности + вода = оксид металла + водород: $2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$
- С галогенами: (продукты различны), например, при хлорировании воды происходит реакция: :
 $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO} + \text{HCl}$

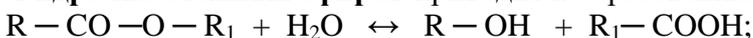
(активные металлы – стоящие в ряду напряжений металлов до Mg включительно); металлы средней активности – от Mg до свинца Pb.

Б) **Со сложными веществами:**

- С оксидами: **оксид активного металла + вода = щелочь:** $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
Кислотный оксид + вода = кислота (кроме SiO_2): $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
- С безводными солями: образование кристаллогидратов: $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- С гидридами активных металлов: **гидрид акт. Me + вода = щелочь + водород:**
 $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{H}_2$

Гидролиз – процесс взаимодействия веществ с водой. (от греч. «гидро» - вода, «лизис» - разложение), приводящий к разложению исходных веществ. Это разновидность реакции обмена, в основном процесс обратимый. Гидролизу подвергаются неорганические и органические соединения.

Гидролиз сложных эфиров приводит к образованию спирта и кислоты:



В присутствии щелочи вместо кислот образуются их соли и процесс становится необратимым.

Так, при гидролизе жира в присутствии щелочи образуются глицерин и мыло (натриевая соль высшей карбоновой кислоты).

Гидролиз углеводов протекает в присутствии минеральных кислот по схеме:

Полисахариды → декстрины → дисахариды → моносахариды.

Так, гидролиз крахмала и целлюлозы приводит к образованию глюкозы:



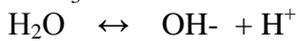
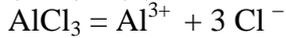
Гидролиз белков происходит при нагревании в присутствии кислот или щелочей (в живых организмах – под действием ферментов) по схеме:

Белки → полипептиды → крупные пептиды → мелкие пептиды → дипептиды → аминокислоты

Гидролиз солей – взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих электролитов.

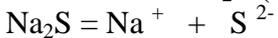
Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием.

1. **Соль $AlCl_3$ (образованная сильной кислотой (HCl), слабым основанием**



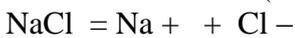
Катионы слабого основания Al^{3+} связываются с анионами OH^- , в растворе – свободные ионы водорода H^+ , **гидролиз по катиону**, среда кислая, $pH < 7$

2. **Соль Na_2S (образованная сильным основанием (NaOH), слабой кислотой (H_2S))**



Анионы слабой кислоты S^{2-} связываются с катионами водорода H^+ , в растворе – свободные гидроксид-ионы OH^- , **гидролиз по аниону**, среда щелочная, $pH > 7$.

3. **Соль $NaCl$ (образованная сильным основанием NaOH и сильной кислотой HCl)**



В растворе не происходит образования малодиссоциирующего вещества, концентрация катионов водорода равна концентрации гидроксид-анионов, **гидролиз не идет**, среда – нейтральная, $pH = 7$

4. **Соль CH_3COONH_4 (образованная слабым основанием NH_4OH и слабой кислотой**



Анионы слабой кислоты CH_3COO^- связываются с катионами водорода, а катионы слабого основания NH_4^+ связываются с гидроксид-анионами, в растворе – **полный гидролиз**, среда, близкая к нейтральной, $pH \approx 7$

При гидролизе солей « сильное пересиливает слабое» !

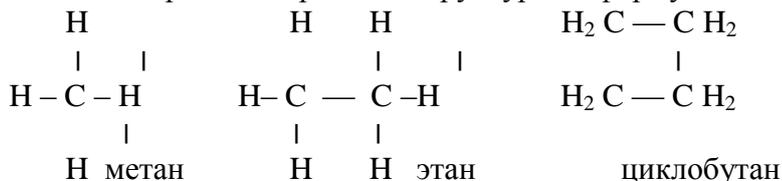
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. Основные положения теории химического строения органических веществ А. М. Бутлерова. Основные направления развития этой теории.

Крупнейшим событием в развитии органической химии явилось создание в 60-х годах 19 века теории строения органических соединений. Создал эту теорию русский ученый А.М. Бутлеров. Эта теория заложила научные основы органической химии и объяснила ее важнейшие закономерности. Основные принципы своей теории А.М. Бутлеров изложил в докладе «О теории химического строения» на Международном съезде естествоиспытателей и врачей в Шпейере 19 сентября 1861г. В дальнейшем эта теория успешно развивалась как самим ученым, так и его учениками. **Основные положения** теории:

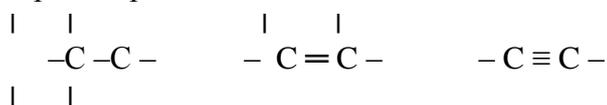
Атомы в молекулах соединены в определенной последовательности, согласно их валентностям. Порядок соединения атомов в молекуле А.М. Бутлеров назвал химическим строением.

Химическое строение отражают структурные формулы:



Атомы углерода могут образовывать прямые и разветвленные цепи и циклы.

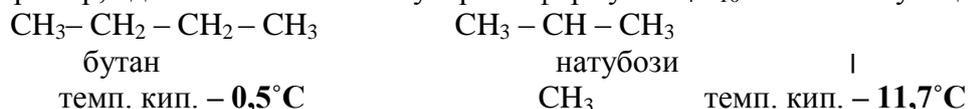
Углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен.



2. Свойства веществ зависят не только от того, какие атомы и сколько их в молекулах, но и от порядка соединения атомов.

Это положение теории объяснило многообразие органических веществ.

Изомерия – это явление существования веществ, имеющих одинаковую молекулярную формулу, но разное химическое строение. Такие вещества обладают разными свойствами и называются изомерами. Например, одной и той же молекулярной формуле C_4H_{10} соответствуют два вещества:



Изомерия в органической химии очень распространена.

3. Атомы и группы атомов в молекулах веществ взаимно влияют друг на друга. От этого зависит реакционная способность молекул (химические свойства).

Например, в молекуле бензола может замещаться только один атом водорода, а в молекуле фенола, которая содержит гидроксильную группу, связанную с бензольным кольцом, могут замещаться уже три атома водорода. Это результат влияния гидроксильной группы на бензольное кольцо.

Большая заслуга в изучении взаимного влияния атомов в молекуле принадлежит ученику А.М. Бутлерова – В.В. Марковникову.

4. По свойствам данного вещества можно определить строение молекулы, а по строению – предвидеть свойства.

Значение теории строения органических соединений А.М. Бутлерова:

Теория объяснила строение всех известных органических веществ и их свойства.

Теория объяснила многообразие органических веществ (явление изомерии).

Теория дала возможность теоретически предвидеть существование неизвестных веществ, найти пути их синтеза.

Вывод: Теория Бутлерова – это учение о зависимости свойств от химического строения.

Теория строения органических соединений постоянно развивается.

С современной точки зрения основные положения теории А.М. Бутлерова требуют некоторого дополнения – указания о **пространственном и электронном строении** веществ. Так, в п.2 основных положений следует подчеркнуть, что свойства веществ определяются не только составом, но и химическим, пространственным и электронным строением.

2. Изомерия органических соединений и ее виды.

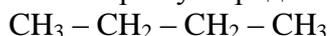
Изомерия – это явление существования органических веществ, имеющих одинаковую молекулярную формулу, но разное химическое строение (разные структурные формулы).

Изомеры – это вещества, имеющие одинаковый состав, но различные свойства.

Различают структурную и пространственную изомерию.

Виды структурной изомерии:

1. Изомерия углеродного скелета (различный порядок соединения атомов):



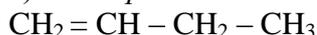
бутан



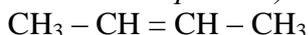
изобутан

2. Изомерия положения кратных связей (двойных или тройных), а также заместителей и функциональных групп.

а) *Изомерия положения кратных (двойных или тройных) связей:*



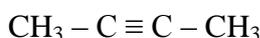
бутен - 1



бутен - 2



бутин - 1



бутин - 2

б) *Изомерия положения заместителей:*

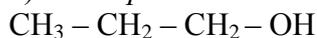


2 - хлорпентан



3 - хлорпентан

в) *Изомерия положения функциональных групп:*



Пропанол - 1



Пропанол - 2

3. Межклассовая изомерия (изомеры принадлежат к разным классам органических соединений):



Диметиловый эфир

(класс: простые эфиры)

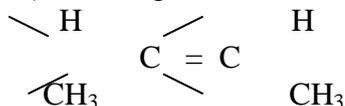


этанол

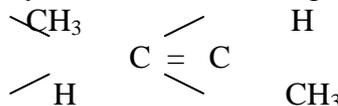
(класс: спирты)

4. Пространственная изомерия (геометрическая и оптическая) – это различное пространственное расположение атомов при одинаковом порядке их соединения.

а) *Геометрическая изомерия.* Например, бутен - 2 имеет два пространственных изомера:



Цис - бутен - 2

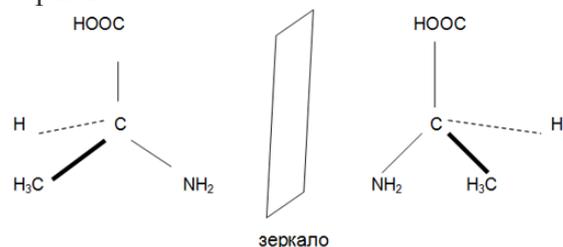


транс - бутен - 2

У цис-изомера одинаковые атомы или группы атомов находятся по одну сторону двойной связи, а у транс-изомера – по разные стороны. Пространственная геометрическая изомерия характерна для соединений с двойной связью.

б) *Оптическая изомерия.*

Явление оптической изомерии возникает, если молекула несовместима со своим изображением в зеркале.



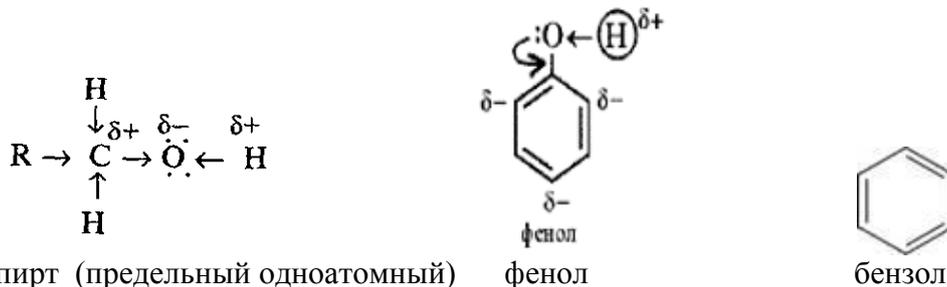
Оптическая изомерия α-аминопропионовой кислоты.

3. Взаимное влияние атомов в молекулах органических веществ.

Атомы и группы атомов в молекулах веществ взаимно влияют друг на друга. Это отражается на реакционной способности веществ, т. е. на их химических свойствах.

Взаимное влияние атомов и групп атомов можно проследить на примере фенола.

В молекуле фенола гидроксильная группа связана с бензольным кольцом (ароматический радикал фенил).



1. Благодаря гидроксильной группе фенол «похож» на одноатомный спирт. Если спирт содержит предельный радикал, то электронная плотность смещена от этого радикала к кислороду гидроксильной группы. В гидроксильной группе электронная плотность также смещена от водорода к кислороду, на котором возникает избыток отрицательного заряда (δ^-). Связь O – H в спирте полярная, атом водорода достаточно подвижный и может замещаться на активный металл, например, в реакции с металлическим натрием. В гидроксильной группе фенола электронная плотность также смещена к кислороду, но ароматический радикал фенил также оттягивает к себе электроны кислородного атома, поэтому связь O – H в феноле более полярная, чем в спирте и атом водорода более подвижен, чем в гидроксильной группе спирта, реакционная способность фенола выше, чем у спирта. Фенол реагирует не только с активным металлом подобно спиртам, но также со щелочами, проявляя при этом свойства слабой кислоты (карболовая кислота) Это результат влияния бензольного кольца на гидроксильную группу.

2. Благодаря ароматическому радикалу фенол «похож» на бензол. Но в молекуле бензола нет заместителей, все углерод - углеродные и углерод - водородные связи равноценны, молекула симметрична, электронная плотность связей равномерно распределена по всему бензольному кольцу, молекула обладает большой прочностью. Поэтому для бензола характерны реакции замещения, причем замещается только один атом водорода. В отличие от бензола в молекуле фенола есть заместитель – гидроксильная группа. Она влияет на бензольное кольцо, в котором в результате перераспределяется электронная плотность. Избыток электронной плотности возникает у атомов углерода в положениях 2,4,6 по отношению к гидроксильной группе. Поэтому в феноле могут замещаться три атома водорода, а не один как в бензоле.

Влияние радикала фенила на гидроксогруппу (C_6H_5- на $-\text{OH}$).	Результат.
Реакция с мет. Na и NaOH. А) $2\text{C}_6\text{H}_5-\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{C}_6\text{H}_5-\text{ONa} + \text{H}_2$; фенолят натрия Б) $\text{C}_6\text{H}_5-\text{OH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5-\text{ONa} + \text{H}_2\text{O}$ В) $\text{C}_6\text{H}_5-\text{ONa} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5-\text{OH} + \text{NaHCO}_3$ фенолят натрия фенол	Слабые кислотные свойства фенола.
Влияние гидроксильной группы на радикал фенил ($-\text{OH}$ на C_6H_5-).	Результат.
$\text{C}_6\text{H}_5-\text{OH} + 3 \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3-\text{OH} + 3\text{HBr}$ 2,4,6-трибромфенол	Гидроксильная группа повышает подвижность атомов водорода в положениях 2,4,6.

4. Предельные углеводороды, общая формула гомологов данного ряда, строение, химические свойства на примере метана. Практическое применение алканов.

Углеводороды с общей формулой C_nH_{2n+2} , которые не присоединяют водород и другие элементы, называются предельными углеводородами или алканами (парафинами). Алканы- название их по международной номенклатуре. Парафины – исторически сохранившееся название (от лат. *parum affinis* – малоактивный).

Строение. Молекулы алканов состоят из двух элементов – углерода и водорода. Атомы углерода в молекулах алканов находятся в состоянии SP^3 – гибридизации и связаны между собой простыми ковалентными ординарными σ -связями. Гибридные электронные облака каждого атома углерода осями направлены к вершинам тетраэдра, поэтому при образовании молекул алканов (если число атомов углерода – 3 и более), углеродная цепь принимает в пространстве форму зигзага. Валентный угол равен $109^\circ 28'$.

Гомологический ряд: CH_4 – метан, C_2H_6 – этан, C_3H_8 – пропан, C_4H_{10} – бутан, и т.д.

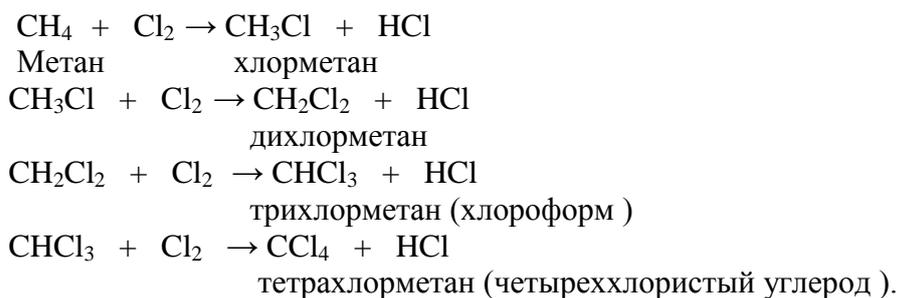
Физ. св-ва: низшие члены гомологического ряда – C_1 - C_4 – газы, далее C_5 - C_{15} – жидкости, остальные при обычных условиях – твердые вещества. В воде не растворяются и легче воды. Горючие вещества. Смеси газообразных алканов с воздухом взрывоопасны.

Простейший представитель алканов – метан – основная составляющая часть природного газа. Это газ без цвета и запаха, почти в 2 раза легче воздуха, малорастворим в воде.

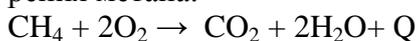
Химические свойства метана.

Предельные углеводороды малоактивны, т.к. связи C- C и C-H прочные и все валентности в их молекулах насыщены. Характерны реакции замещения, окисления, разложения, изомеризации.

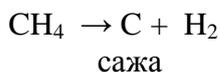
А) Реакции замещения. Например, при повышенной температуре или освещении метан взаимодействует с галогенами, например, с хлором. Процесс происходит постепенно (образуются галогенопроизводные):



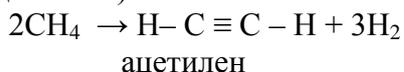
Б) Горение. Метан, как и все предельные углеводороды, горит с образованием углекислого газа и воды и выделением большого количества теплоты. Так как метан является главной составляющей природного газа, то следует помнить, что смесь его с воздухом и кислородом взрывоопасна. Реакция горения метана:



В) Реакции разложения. При сильном нагревании (около $1000^\circ C$) без доступа воздуха метан, как и все предельные углеводороды, разлагается с образованием сажи (углерода) и водорода (полное разложение):



При более высокой температуре ($1500^\circ C$) реакция происходит так (неполное разложение с образованием ацетилена):



Применение: а) метан используется как топливо (природный газ); б) метан - исходное вещество для получения метанола, уксусной кислоты, синтетических каучуков, синтетического бензина, сажи, водорода, ацетилена и т. д.; в) из метана получают синтез-газ (смесь 1 объема углекислого газа и 2 объема водорода); г) широко используются галогенопроизводные метана.

5. Непредельные углеводороды ряда этилена: общая формула, строение, химические свойства на примере этилена. Применение продуктов синтеза на основе алкенов в вашей профессии.

Алкены (или этиленовые углеводороды) – это непредельные углеводороды с одной двойной связью и общей формулой C_nH_{2n} .

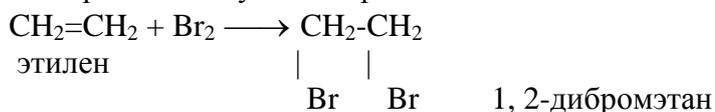
Гомологический ряд

1. C_2H_4 $CH_2=CH_2$ - этилен, этен
2. C_3H_6 $CH_2=CH-CH_3$ - пропилен, пропен
3. C_4H_8 $CH_2=CH-CH_2-CH_3$ – бутен-1
4. C_4H_8 $CH_3-CH=CH-CH_3$ – бутен-2

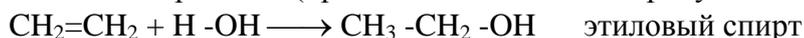
Физические свойства. Этилен, пропилен и бутилен – газы, без цвета и запаха, плохо растворимы в воде. С C_5 по C_{18} – жидкости, а выше – твердые вещества.

Химические свойства. Алкены – химически активные вещества. Для них характерны реакции присоединения (с водородом, галогенами, галогеноводородами, с водой) за счет разрыва двойной связи (непрочная).

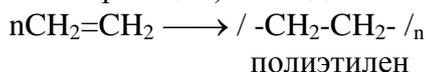
1. Обесцвечивание бромной воды (желтого цвета) является качественной реакцией для распознавания непредельных углеводородов:



2. Реакция гидратации (присоединение воды в присутствии конц. серной кислоты)



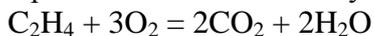
3. Реакция полимеризации (процесс соединения одинаковых молекул в более крупные наз. реакцией полимеризации). Исходное вещество наз. мономером, а продукт – полимером.



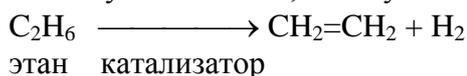
$n=20$ – ж, $n=1500-2000$ – тв. гибк. полимер (посуда, пленка),

$n=5000-6000$ – тв. жесткий (литые трубы, волокна)

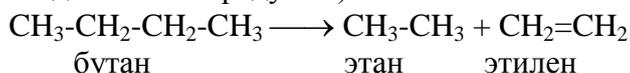
При поджигании на воздухе этилен горит светящимся пламенем:



Получение. Этиленовые углеводороды могут быть получены из предельных углеводородов путем каталитического отщепления водорода (дегидрирования). Например, из этана попутного нефтяного газа получают этилен, а из бутана – бутадиен:



Крекинг углеводородов нефти (крекингом наз. процесс расщепления углеводородов с длинными цепями на молекулы меньшей длины, происходящий в присутствии катализаторов или при нагревании до 500-700 градусов):



Применение. Этиленовые углеводороды из-за их высокой реакционной способности – ценное сырье для химической промышленности:

Этилен и пропилен используются для получения полимеров-полиэтилена и полипропилена, идущих для изготовления пластмассовых изделий, синтетических волокон (полипропиленовое полотно применяется в технических целях).

В атмосфере этилена ускоряется созревание плодов.

Этилен используется в производстве синтетического этилового спирта: C_2H_5OH

7. Ароматические углеводороды на примере бензола: строение, химические свойства.

Применение бензола и его гомологов.

Ароматическими называются углеводороды, в молекулах которых содержится бензольное кольцо или ядро. Их международное название – арены.

Общая формула – $C_n H_{2n-6}$

Простейший представитель ароматических углеводородов – бензол. Его молекулярная формула C_6H_6

В бензоле 6 атомов углерода образуют правильный плоский шестиугольник.

Структурная формула:



В бензоле все атомы углерода находятся в состоянии SP^2 -гибридизации. Каждый атом углерода посредством трех гибридных электронных облаков связан с двумя соседними атомами углерода и атомом водорода (три σ -связи). В результате образуется плоский шестиугольник: все 6 атомов углерода и все σ -связи $C-C$ и $C-H$ лежат в одной плоскости.

Негибридные электронные облака атомов углерода (у каждого атома по одному) ориентированы перпендикулярно к плоскости бензольного кольца и перекрываются над и под плоскостью кольца «по кругу».

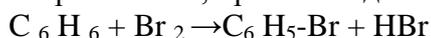


В результате шесть p-электронов образуют общее электронное облако и единую химическую связь, называемую ароматической. Таким образом, в бензоле нет отдельных двойных связей.

Физические свойства. Бензол – бесцветная, летучая, огнеопасная жидкость с характерным запахом. В воде практически не растворяется. Пары бензола с воздухом образуют взрывчатую смесь. Жидкий бензол и его пары ядовиты.

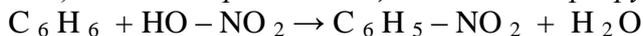
Химические свойства. Ядро бензола обладает большой прочностью. Поэтому для бензола типичными являются реакции замещения, которые протекают легче, чем у предельных углеводородов.

- При взаимодействии с бромом (в присутствии катализатора $FeCl_3$ при нагревании) получается бромбензол, при этом *один атом водорода замещается на атом брома*:



Бромбензол – бесцветная жидкость, нерастворимая в воде.

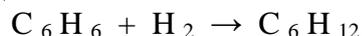
- При взаимодействии с конц. азотной кислотой в присутствии конц. серной кислоты (реакция нитрования) *один атом водорода замещается на нитрогруппу*, при этом получается нитробензол:



Это реакция нитрования. Нитробензол – маслянистая жидкость с запахом горького миндаля. Используется как растворитель и для получения анилина.

Реакции присоединения протекают с большим трудом по сравнению с непредельными углеводородами, что объясняется прочностью бензольного ядра.

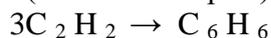
- Бензол присоединяет водород (гидрирование) при нагревании в присутствии катализатора никеля с образованием циклогексана:



Циклогексан – бесцветная летучая жидкость с запахом бензина, в воде нерастворим.

Бензол не присоединяет галогеноводороды и воду. Устойчив к окислителям. В отличие от непредельных углеводородов бензол не обесцвечивает бромную воду и раствор $KMnO_4$.

Получение. Бензол и его гомологи получают из нефти и каменноугольной смолы. Он получается гидрированием гексана (с катализатором), а также из ацетиленов (температура, катализатор):



Применение. Бензол и его гомологи применяют как химическое сырье для производства лекарств, пластмасс, красителей, ядохимикатов и др. Бензол используют как растворитель.

Толуол ($C_6H_5-CH_3$) используют для получения красителей, сахара и тринитротолуола (тротила), взрывчатого вещества. Из этилбензола получают стирол, а из стирола – полимер полистирол. Формула стирола: $C_6H_5-CH=CH_2$.

8. Предельные одноатомные спирты, их строение, физические и химические свойства.

Применение на примере этилового спирта.

Предельные одноатомные спирты – это органические вещества, состоящие из радикала предельного углеводорода и функциональной гидроксильной группы (–ОН).

Общая формула предельных одноатомных спиртов: $C_nH_{2n+1}-OH$ или R-OH.

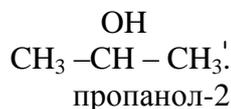
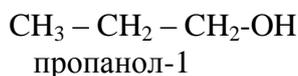
Гомологический ряд:

CH_3-OH - метиловый спирт, или метанол

C_2H_5OH - этиловый спирт, или этанол

C_3H_7OH - пропиловый спирт, или пропанол

Изомерия положения группы (–ОН)

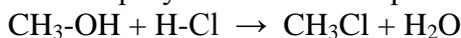


Физические свойства. Низшие спирты до $C_{12}H_{25}-OH$ – жидкости, а высшие – твердые вещества. Низшие спирты хорошо растворимы в воде. По мере увеличения молекулярной массы спирта растворимость уменьшается. Метиловый спирт - сильный яд! Этиловый спирт - медленно действующее наркотическое вещество, вызывающее постепенное отравление организма (действует на печень и мозг, рождение умственно отсталых детей). Метанол, этанол и пропанол-1 имеют алкогольный запах!

Химические свойства.

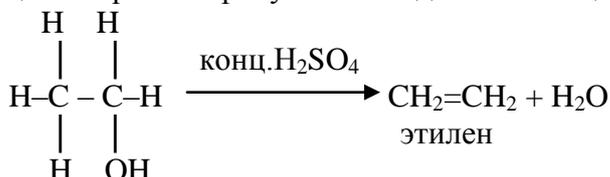
Свойства спиртов определяются функциональной гидроксильной (–ОН) группой.

- Водные растворы спиртов не действуют на индикаторы, они нейтральны.
- спирты подобно воде реагируют с активными металлами:
 $C_2H_5-OH + 2Na \rightarrow 2C_2H_5-ONa + H_2\uparrow$
этанол натрий этилат натрия водород
- в присутствии конц. серной кислоты спирты реагируют с галогеноводородными кислотами, при этом образуются галогенопроизводные углеводов:

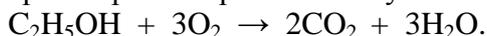


этанол соляная к-та хлорметан вода

- дегидратация спиртов в присутствии водоотнимающих средств (конц. H_2SO_4):



- взаимодействуют с кислотами с образованием сложных эфиров.
- спирты горят с образованием углекислого газа и воды:



Получение этилового спирта

Сбраживание сахаристых веществ (спиртовое брожение глюкозы):



Из крахмалосодержащих продуктов (гидролиз крахмала до глюкозы, затем сбраживание глюкозы).

Из древесины (гидролиз целлюлозы и последующее сбраживание глюкозы).

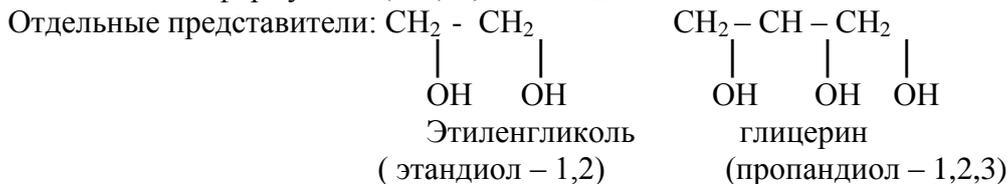
Синтетический спирт получают гидратацией этилена (присоединение воды).

Применение этилового спирта: используется для производства синтетических каучуков, лаков, душистых веществ, уксусной кислоты, сложных эфиров, красителей. Используется в медицине как дезинфицирующее средство.

9. Многоатомные спирты: строение, свойства, применение на примере глицерина.

Многоатомные спирты – органические соединения, содержащие две и более гидроксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом.

Общая формула: R (OH) n, где n ≥ 2

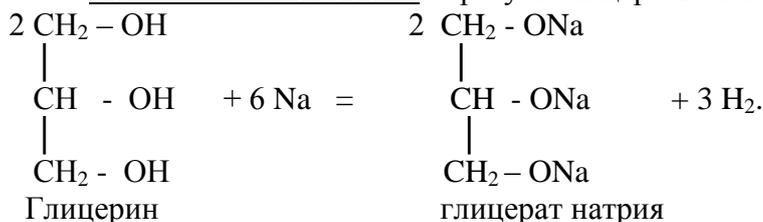


Особенность строения – OH – группа находится при различных углеродных атомах.

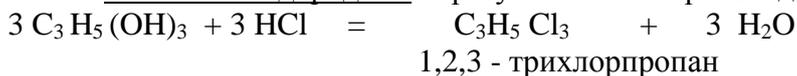
Физические свойства. Этиленгликоль и глицерин – вязкие сиропообразные жидкости без цвета и запаха, сладковатые на вкус, хорошо растворимые в воде. Температуры кипения соответственно равны: 197,6 °С и 290° С. Этиленгликоль ядовит, а глицерин – нет.

Химические свойства глицерина сходны со свойствами одноатомных спиртов.

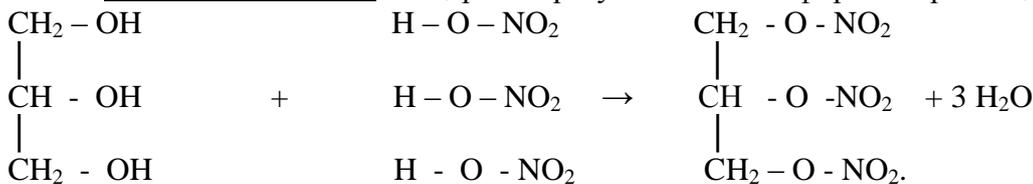
- с активными металлами образует глицераты металлов:



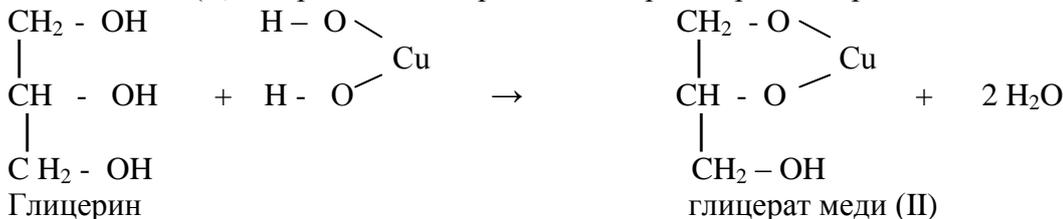
- с галогеноводородами образует галогенопроизводные:



- С азотной кислотой глицерин образует сложный эфир – нитроглицерин:



Специфическое свойство – качественная реакция на многоатомные спирты – взаимодействие с гидроксидом меди (II) с образованием ярко- синего раствора глицерата меди:



Увеличение числа гидроксильных групп в молекуле многоатомного спирта придает большую подвижность атомам водорода гидроксильных групп по сравнению с одноатомным спиртом, появление слабых кислотных свойств (результат взаимного влияния гидроксильных групп).

Применение.

- Глицерин используют в парфюмерии и медицине (мази, смягчающие кожу),
- в текстильной промышленности (придание тканям мягкости и эластичности),
- в кожевенном производстве (предохранение кож от высыхания);
- для получения нитроглицерина и динамита (Альфред Нобель - шведский инженер- химик - изобрел динамит, разработал состав бездымного пороха, работая в России).
- 1% -ный раствор нитроглицерина – средство, расширяющее кровеносные сосуды (сердечное средство).

10. Фенол, его строение, химические свойства, применение.

Молекулярная формула: $C_6H_5 - OH$.

Строение молекулы: в молекуле фенола гидроксильная группа атомов связана с бензольным кольцом (ядром).



Ароматический радикал фенил ($C_6H_5 -$) или бензольное ядро, в отличие от радикалов предельных углеводородов обладает свойством оттягивать к себе электроны кислородного атома гидроксильной группы, поэтому в молекуле фенола химическая связь между атомами кислорода и водорода становится более полярной, а атом водорода – более подвижным, чем в молекулах спиртов, и фенол проявляет свойства слабой кислоты (его называют карболовой кислотой). С другой стороны, гидроксильная группа влияет на бензольное кольцо (ядро) так, что в нем происходит перераспределение электронной плотности и атомы водорода в положениях 2,4,6 становятся более подвижными, чем в молекуле бензола. Поэтому в реакциях замещения для фенола характерно замещение трех атомов водорода в положениях 2,4,6 (в бензоле замещается только один атом водорода). Таким образом, в молекуле фенола наблюдается взаимное влияние гидроксильной группы и бензольного кольца друг на друга.

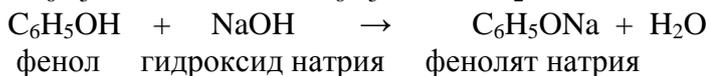
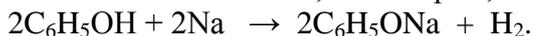
Физические свойства: фенол – бесцветное кристаллическое вещество с характерным запахом, на воздухе бывает розового цвета, т.к. окисляется. Температура плавления – $42\text{ }^\circ\text{C}$.

Фенол – ядовитое вещество! При попадании на кожу вызывает ожоги!

Химические свойства: хим. свойства обусловлены гидроксильной группой и бензольным кольцом (ядром).

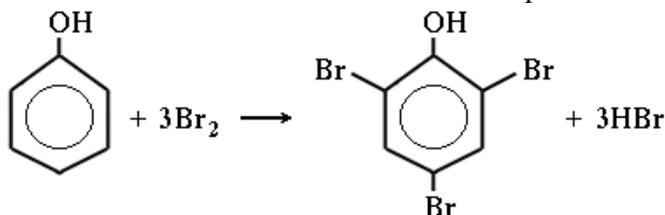
- *Реакции, идущие по гидроксильной группе:*

Атом водорода в гидроксильной группе фенола более подвижен, чем в спиртах, поэтому фенол проявляет св-ва слабой кислоты (второе название – карболовая кислота) и взаимодействует не только с активными металлами, как спирты, но также со щелочами (спирты со щелочами не реагируют!).



- *Реакции, идущие по бензольному кольцу (ядру):*

Фенол энергично (без нагревания и катализаторов) взаимодействует с бромом и азотной кислотой, при этом в бензольном кольце замещаются три атома водорода в положениях 2,4,6.

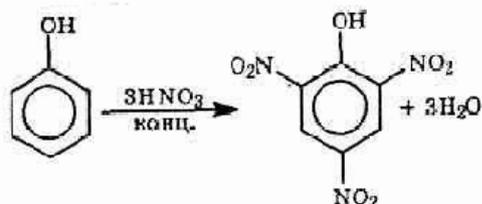


фенол

бром

2,4,6 – трибромфенол

бромоводород



фенол

азотная кислота

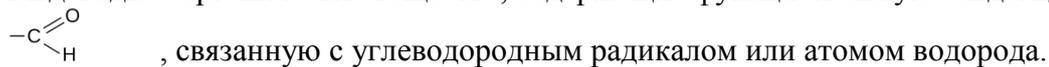
2,4,6-тринитрофенол

Применение: Фенол используется для производства лекарственных веществ, красителей, веществ для дезинфекции (антисептиков), пластмасс (фенопластов), взрывчатых веществ и т.д.

Получение: из каменноугольной смолы и из бензола.

11. Альдегиды, их строение и свойства. Получение, применение муравьиного и уксусного альдегидов.

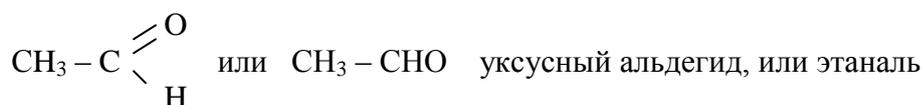
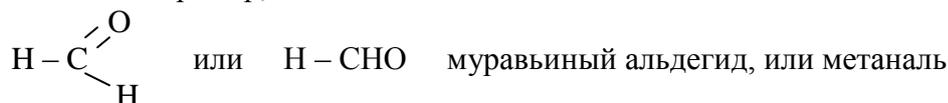
Альдегиды – органические вещества, содержащие функциональную альдегидную группу



Общая формула альдегидов: $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$ или $\text{R}-\text{CHO}$

Строение молекул. В молекуле альдегида между атомами углерода и водорода существуют σ -связи, а между атомами углерода и кислорода – одна σ -связь и одна π -связь. Электронная плотность смещена от атома углерода к более электроотрицательному атому – атому кислорода. Т.о. атом углерода альдегидной группы приобретает частичный положительный (δ^+), а атом кислорода – частичный отрицательный заряд (δ^-).

Номенклатура. Названия альдегидам даются: 1) от исторических названий соответствующих органических кислот, в которые они превращаются при окислении – муравьиный альдегид, уксусный альдегид и т.д. 2) по международной номенклатуре – от названий соответствующих углеводородов + суффикс *-аль*. Например,

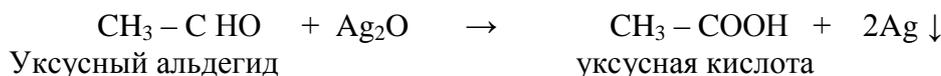


Физические свойства. Метаналь – бесцветный газ с резким запахом, этаналь и следующие альдегиды – жидкости, высшие альдегиды – твердые вещества.

Химические свойства.

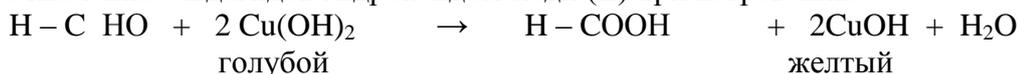
Реакции окисления. Качественные реакции на альдегиды:

1) реакция «серебряного зеркала» – окисление альдегидов аммиачным раствором оксида серебра при нагревании:

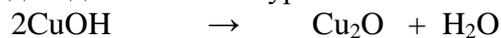


окислитель оксид серебра восстанавливается до серебра, которое оседает на стенках пробирки, а альдегид окисляется в соответствующую кислоту

2) Окисление альдегидов гидроксидом меди (II) при нагревании.



муравьиный альдегид муравьиная кислота

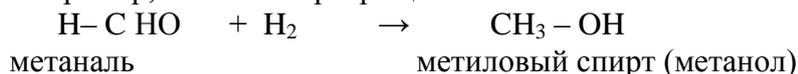


желтый красный

окислителем является медь со степенью окисления +2, которая восстанавливается до меди со степенью окисления +1.

Реакции присоединения.

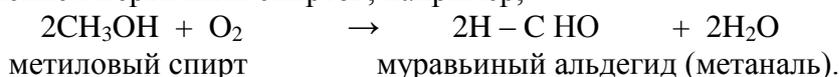
3) Альдегиды при нагревании и в присутствии катализатора присоединяют водород за счет разрыва двойной связи в альдегидной группе. При этом альдегид восстанавливается – превращается в соответствующий спирт. Например, метаналь превращается в метанол:



Получение.

Альдегиды можно получить:

1. Окислением первичных спиртов, например,



2. метаналь можно также получить непосредственным окислением метана:



3. Уксусный альдегид можно получить гидратацией этилена в присутствии катализатора (солей ртути) – реакция М.Г. Кучерова:



Применение. Наибольшее применение имеют метаналь и этаналь.

- Метаналь используется для получения фенолформальдегидной смолы, из которой делают пластмассы — фенопласты.
- При растворении этой смолы в ацетоне или спирте получают различные лаки.
- Метаналь используется для производства некоторых лекарственных веществ и красителей.
- Широко используется 40%-ный водный раствор метанала — формалин. Он применяется при дублении кож (свертывает белок — кожа твердеет и не поддается гниению), для сохранения биологических препаратов, для дезинфекции и протравления семян.
- Этаналь в основном используется для производства уксусной кислоты.

12. Предельные одноосновные карбоновые кислоты. Их строение и свойства на примере уксусной кислоты, практическое применение.

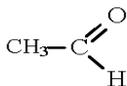
Предельные одноосновные карбоновые кислоты – это органические соединения, состоящие из функциональной карбоксильной группы атомов ($-\text{COOH}$), соединенной с радикалом предельного углеводорода.

Общая формула: R-COOH , или $\text{C}_n \text{H}_{2n+2} - \text{COOH}$, где $n=1,2,3 \dots$

Гомологический ряд	HCOOH	муравьиная или метановая
	$\text{CH}_3 - \text{COOH}$	уксусная или этановая
	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$	пропионовая или пропановая
	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$	масляная или бутановая
	$\text{C}_{15} \text{H}_{31} - \text{COOH}$	пальмитиновая или гексадекановая
	$\text{C}_{17} \text{H}_{35} - \text{COOH}$	стеариновая или октадекановая

Физические свойства: Уксусная кислота – жидкость с острым неприятным запахом, хорошо растворима в воде (как и другие низшие кислоты). Высшие кислоты – твердые вещества, нерастворимы в воде.

Строение молекулы уксусной кислоты:



В результате сдвига электронной плотности в карбоксильной группе атом водорода в гидроксильной группе становится более подвижным, чем в спиртах, но менее подвижен, чем в муравьиной кислоте. Поэтому уксусная кислота слабее муравьиной.

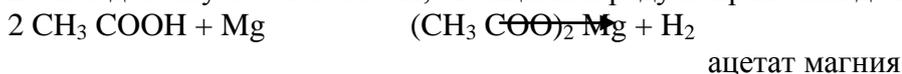
Химические свойства.

1. Общие с минеральными кислотами:

Диссоциирует в воде (индикатор лакмус дает красный цвет):



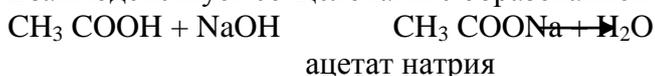
Взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:



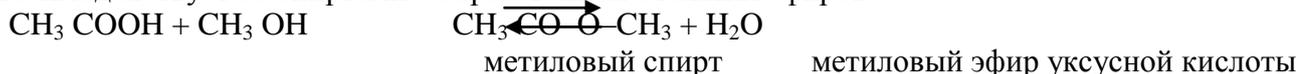
Взаимодействует с основными оксидами с образованием соли и воды:



Взаимодействует со щелочами с образованием соли и воды:



Взаимодействует со спиртами с образованием сложных эфиров:



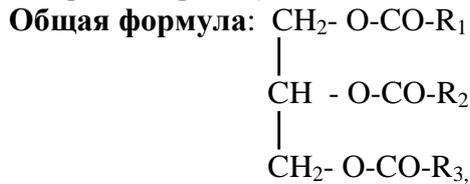
2. Специфические свойства: взаимодействует с галогенами (замещение атомов водорода в углеводородном радикале): $\text{CH}_3 \text{COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl} - \text{CH}_2 \text{COOH} + \text{HCl}$

монохлоруксусная кислота

Применение. Уксусная кислота используется для получения лекарств (аспирина), сложных эфиров, при синтезе красителей, в производстве ацетатного волокна, негорючей киноплёнки, органического стекла, пропускающего ультрафиолетовые лучи. Раствор уксусной кислоты – 6–9% – уксус – вкусовое и консервирующее средство. Соли уксусной кислоты – ацетаты. Ацетат свинца (II) используют при изготовлении свинцовых белил и свинцовой примочки в медицине, ацетаты железа (III) и алюминия – в качестве протрав при крашении тканей, ацетат меди (II) – для борьбы с вредителями растений.

13. Жиры. Состав, свойства. Мыло. Синтетические моющие средства. Защита природы от загрязнения СМС

Жиры — это сложные эфиры глицерина и одноосновных карбоновых кислот. (Общее их название — триглицериды).



где R_1, R_2, R_3 — это радикалы предельных или непредельных карбоновых кислот, содержащие от 3 до 25 атомов углерода. Может быть $R_1 = R_2 = R_3$.

Физические свойства. Жиры бывают твердые — животные: говяжий, свиной, бараний и др. (исключение — жидкий рыбий жир), а также жидкие — растительные (масла): подсолнечное, оливковое, кукурузное, льняное и др. (исключение — твердое кокосовое масло).

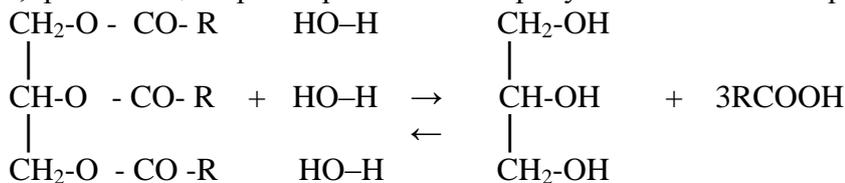
Молекулы твердых жиров образованы глицерином и предельными карбоновыми кислотами, например, пальмитиновой — $C_{15}H_{31}COOH$ и стеариновой — $C_{17}H_{35}COOH$.

Молекулы жидких жиров (масел) образованы глицерином и непредельными карбоновыми кислотами, например, олеиновой — $C_{17}H_{33}COOH$, линолевой — $C_{17}H_{31}COOH$, линоленовой — $C_{17}H_{29}COOH$.

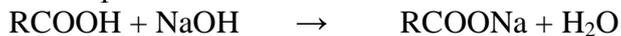
Все жиры легче воды и в ней нерастворимы. Они хорошо растворяются в бензине, дихлорэтане и др. растворителях. Хорошо впитываются бумагой и кожей.

Химические свойства:

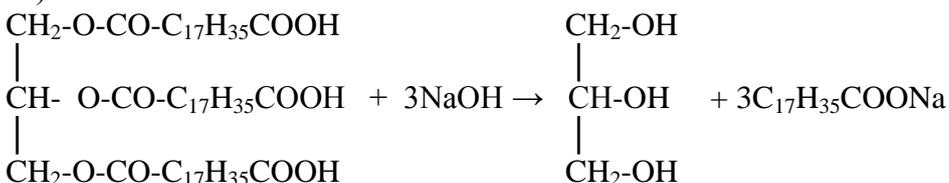
1. **Гидролиз** — расщепление жиров на глицерин и карбоновые кислоты при взаимодействии с водой, протекающее при нагревании и в присутствии катализаторов:



Реакция гидролиза жиров обратима, но в присутствии щелочей она идет практически до конца, т. к. щелочи превращают образующиеся кислоты в соли и тем самым устраняют возможность взаимодействия кислот с глицерином:



2. **Взаимодействие жиров со щелочами** с образованием глицерина и солей карбоновых кислот (мыла):



триглицерид стеариновой кислоты глицерин стеарат натрия (соль)

3. **Жидкие жиры (масла) присоединяют водород** за счет разрыва двойных связей, содержащихся в радикалах кислот, при этом они превращаются в твердые жиры. Таким образом, из растительного масла в промышленности получают маргарин.

Применение

1. Жиры — это необходимый пищевой продукт. Наряду с углеводами и белками они входят в состав растительных и животных организмов.

2. Жиры широко используются в промышленности для получения глицерина, карбоновых кислот, мыла.

Моющие средства

1. **Мыла** — это соли высших карбоновых кислот. Обычные мыла состоят главным образом из смеси солей пальмитиновой, стеариновой и олеиновой кислот. Натриевые соли образуют твердые мыла, а калиевые соли — жидкие.

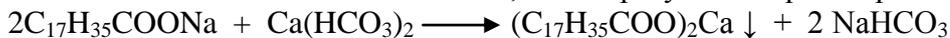
Исходным сырьем для получения мыла служат растительные масла (подсолнечное, хлопковое и др.), животные жиры, гидроксид натрия. Растительные масла предварительно превращаются в твер-

дые жиры. Применяются также заменители жиров — синтетические высшие карбоновые кислоты, которые получают при переработке нефти.

Туалетное мыло получают из кислот, содержащих 10-16 атомов углерода в молекулах, а хозяйственное — из кислот, содержащих 17-21 атомов углерода.

Механизм действия мыла: соли карбоновых кислот в воде подвергаются гидролизу, при этом образовавшаяся щелочь разлагает жиры и освобождает прилипшую к ним грязь, а карбоновые кислоты с водой образуют пену, которая захватывает частицы грязи.

В жесткой воде мыло плохо пенится, т. к. образуются нерастворимые соли:

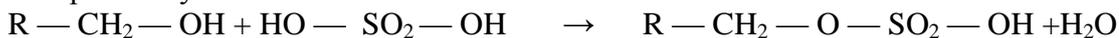


стеарат натрия

стеарат кальция

(мыло)

2. Кроме мыла, используют **синтетические моющие средства**. Например, в состав стиральных порошков входят алкилсульфаты — соли кислых сложных эфиров высших спиртов и серной кислоты, которые получают по схеме:

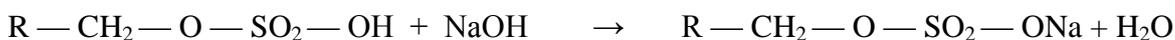


спирт

серная кислота

кислый сложный эфир

спирта и серной кислоты



Натриевая соль сложного эфира

Преимущества синтетических моющих средств заключаются в том, что их кальциевые соли растворимы в воде, поэтому **в отличие от обычного мыла они хорошо моют в жесткой воде.**

Синтетические моющие средства с трудом подвергаются разрушению, поэтому **могут загрязнять окружающую среду**. Чтобы сточные воды очистить от синт. моющих средств, их подвергают биологическому (с помощью микроорганизмов) и химическому разложению.

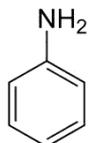
14. Анилин – представитель аминов, строение и свойства; получение и значение в развитии органического синтеза.

Аминами называются производные аммиака, в молекуле которого один или несколько атомов водорода замещены углеводородными радикалами.

Названия аминов производят от названий радикалов с добавлением окончания «амин». Например, $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ - метиламин, $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$ - фениламин. Группа атомов NH_2 называется аминогруппой.

Наибольшее практическое значение имеет ароматический амин – фениламин, или анилин.

Молекулярная формула анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$. Структурная формула:



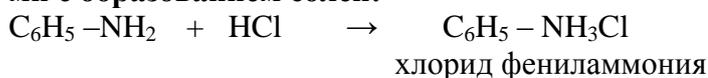
В молекуле анилина аминогруппа связана с бензольным кольцом (ядром). Атом азота содержит неподеленную пару электронов и может присоединять катион водорода H^+ . Таким образом, **благодаря аминогруппе анилин проявляет основные свойства.**

Физические свойства: Анилин – бесцветная маслянистая жидкость,

мало растворимая в воде. Хорошо растворим в спирте, ацетоне, бензоле, эфире. На воздухе быстро темнеет, т.к. окисляется. Анилин – ядовитое вещество!

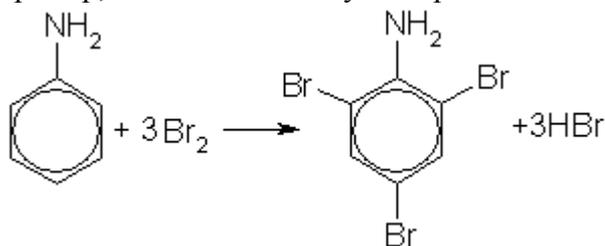
Химические свойства:

1. Благодаря аминогруппе, обладающей основными свойствами, анилин реагирует с кислотами с образованием солей:



2. Благодаря наличию бензольного кольца анилин энергично вступает в реакции замещения.

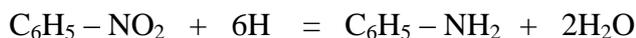
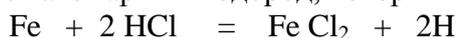
Например, он взаимодействует с бромной водой с образованием триброманилина.



Анилин бром триброманилин

Получение. Анилин в промышленности получают восстановлением нитробензола. Эту реакцию в 1842 г. открыл русский ученый-химик Н. Н. Зинин.

Нитробензол восстанавливается в присутствии чугунных стружек и соляной кислоты. Сначала выделяется атомарный водород, который затем восстанавливает нитробензол.



Применение. Роль анилина в органическом синтезе велика.

1. Анилин используют главным образом как сырье для производства красителей. При действии на анилин окислителей последовательно образуются вещества различного цвета.
2. Анилин является исходным сырьем для синтеза лекарственных веществ, анилиноформальдегидных смол, некоторых взрывчатых веществ и т.д.

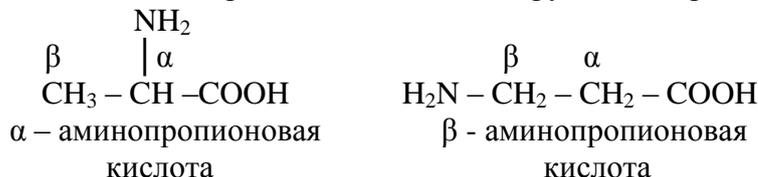
15. Аминокислоты, строение, химические свойства. Биологическая роль аминокислот.

Аминокислотами называются азотсодержащие органические вещества, молекулы которых содержат одновременно аминогруппу ($-\text{NH}_2$) и карбоксильную группу ($-\text{COOH}$).

Гомологический ряд:

1. $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ аминокусная, или аминоэтановая кислота (глицин)
2. $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ аминопропионовая, или аминопропановая кислота
3. $\text{H}_2\text{N} - (\text{CH}_2)_3 - \text{COOH}$ аминомасляная, или аминобутановая кислота

Изомерия аминокислот зависит от расположения аминогруппы и строения углеводородного радикала.



α -аминокислоты содержат аминогруппу у первого атома углерода, считая от карбоксильной группы, β – у второго, γ – у третьего, δ – у четвертого и т.д.

Физические свойства.

Аминокислоты – бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Плавятся с разложением при температурах выше 250°C .

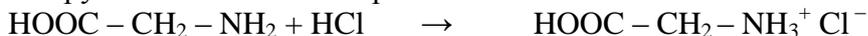
Химические свойства.

В молекулах аминокислот содержатся карбоксильные группы, обладающие кислотными свойствами, и аминогруппы, обладающие основными свойствами, т.е. аминокислоты – это амфотерные органические соединения.

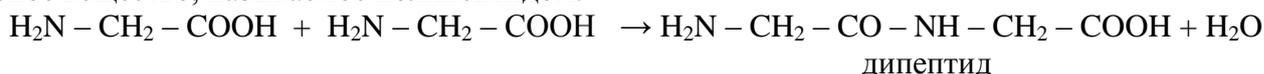
1. Аминокислоты реагируют со щелочами с образованием соли и воды.



2. Аминокислоты реагируют с кислотами с образованием соли.



3. Молекулы аминокислот реагируют друг с другом. Продуктом реакции является высокомолекулярное вещество, называемое полипептидом.



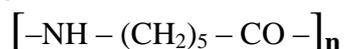
При соединении n молекул аминокислот получается полипептид с формулой



В полипептиде остатки молекул аминокислот соединены между собой *пептидными* (амидными) связями ($-\text{CO} - \text{NH} -$) в пептидные цепи.

Применение:

- Биологическая роль: α -аминокислоты необходимы для синтеза белков в живых организмах (более 20 α -аминокислот).
- Многие аминокислоты применяют в с/х для подкормки животных.
- В медицине аминокислоты применяют как лекарственные средства.
- Из некоторых аминокислот получают синтетические волокна. Например, из аминакапроновой кислоты получают полиамидное волокно *капрон*:



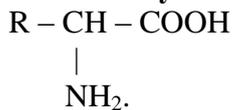
16. Белки как биополимеры. Первичная, вторичная и третичная структура белков.

Свойства и биологические функции белков.

Белки – это сложные высокомолекулярные органические соединения, построенные из остатков α – аминокислот, соединенных между собой пептидными (амидными) связями ($-\text{CO}-\text{NH}-$).

Белки находятся в протоплазме и ядре всех растительных и животных клеток и **являются главными носителями жизни**. В организмах животных и растений белки выполняют самые различные функции. Они составляют основу опорных, мышечной и покровных тканей (кости, хрящи, сухожилия, кожа), играют решающую роль в процессах обмена веществ и размножения клеток. Например, **белки-ферменты** ускоряют процессы обмена веществ, **гормоны** – регулируют работу различных органов, **антитела** – защищают организм от инфекций, **токсины** – угнетают физиологические функции организма.

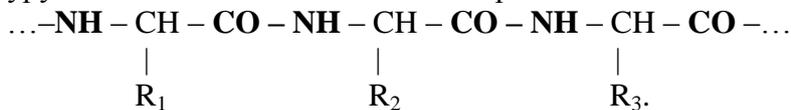
В построении молекул белков участвуют более 20 α – аминокислот:



В составе радикала могут быть открытые цепи, циклы и различные функциональные группы.

Образование пептидных (амидных) связей ($-\text{CO}-\text{NH}-$) в молекулах белков происходит за счет взаимодействия карбоксильной группы одной молекулы с аминогруппой другой. Белки – это полипептиды! Молекулярные массы – от 10 000 до нескольких миллионов.

Структуру полипептидной цепи можно выразить схемой:



Структура белков:

Первичная структура – это последовательность чередования остатков аминокислот в полипептидной цепи ($\dots - \text{A}_1 - \text{A}_2 - \text{A}_3 - \dots$).

Вторичная структура – это форма полипептидной цепи в пространстве – «спираль».

Форма спирали сохраняется благодаря водородным связям между группами

- CO – и –NH –, расположенными на разных витках спирали.

Третичная структура – это конфигурация, которую принимает в пространстве закрученная в спираль полипептидная цепь – «клубок». Третичная структура поддерживается за счет взаимодействия разных функциональных групп ($-\text{NH}_2$, $-\text{OH}$, $-\text{COOH}$ и др.), не участвующих в пептидных связях. При этом образуются дисульфидные ($-\text{S}-\text{S}-$), сложноэфирные ($-\text{CO}-\text{O}-$), солевые мостики

Физические свойства. Некоторые белки растворимы в воде. Многие растворимы в кислотах. Почти все растворяются в щелочах и не растворяются в органических растворителях.

Химические свойства. Белки нельзя отнести к определенному классу веществ, т.к. они содержат разные функциональные группы.

1. Белки – амфотерные органические соединения. Они реагируют со щелочами и кислотами.

2. Гидролиз – расщепление молекул белков до аминокислот при взаимодействии с водой в присутствии кислот, щелочей или ферментов.

3. Цветные реакции:

а) **ксантопротеиновая** – р-р белка + HNO_3 (конц.) = **желтое окрашивание** (указывает на наличие бензольных колец).

б) **биуретовая** – р-р белка + $\text{Cu}(\text{OH})_2$ = **красно-фиолетовое окрашивание** (указывает на наличие пептидных групп).

4. Денатурация – свертывание белков – выпадение осадка, разрушение вторичной и третичной структуры (при нагревании, действии радиации, сильном встряхивании, действии кислот и щелочей, этилового спирта, солей тяжелых металлов).

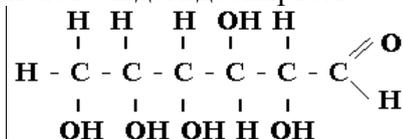
5. Разложение при нагревании – с запахом жженных перьев или жженого рога.

17. Глюкоза – представитель моносахаридов, строение, физические и химические свойства, применение.

Глюкоза относится к классу углеводов. Большинство углеводов имеют общую формулу $C_n(H_2O)_m$ / n и $m \geq 4$ / и подразделяются на моносахариды, олигосахариды и полисахариды. Важнейшим из моносахаридов является глюкоза $C_6H_{12}O_6$, которую иначе называют виноградным сахаром.

Строение молекулы.

Молекула глюкозы содержит 5 гидроксильных групп и 1 альдегидную группу на конце углеродной цепи, то есть глюкоза является одновременно многоатомным спиртом и альдегидом, поэтому ее называют альдегидоспиртом



Такая форма молекулы называется альдегидной. Существуют также циклические формы молекулы (α – глюкоза и β – глюкоза). В кристаллах глюкоза имеет циклическую форму молекул, а в водных растворах существуют одновременно различные формы молекул, взаимно превращающиеся друг в друга.

Физические свойства.

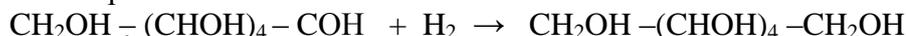
Глюкоза – это белое кристаллическое вещество, сладкое на вкус, хорошо растворимое в воде. Глюкоза содержится в растительных и животных организмах, особенно велико ее содержание в виноградном соке (отсюда и название – виноградный сахар), в меде, а также в спелых фруктах и ягодах. По сравнению со свекловичным сахаром глюкоза менее сладкая.

Глюкоза образуется в природе в результате реакции фотосинтеза:

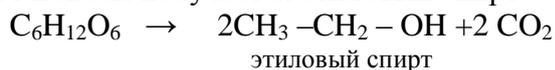


Химические свойства.

- Глюкоза обладает химическими свойствами спиртов и альдегидов, в том числе для нее характерна реакция «серебряного зеркала». При взаимодействии с карбоновыми кислотами она образует сложные эфиры. Под действием восстановителей она превращается в шестиатомный спирт сорбит — заменитель сахара:



- Специфическое свойство: глюкоза способна подвергаться брожению. Так, при спиртовом брожении глюкозы получается этиловый спирт.



Применение глюкозы.

- Глюкоза – ценный питательный продукт. При окислении ее в тканях освобождается энергия, необходимая для нормальной жизнедеятельности организма. Реакцию окисления можно выразить суммарным уравнением:
$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$$
- Большое значение имеют процессы брожения глюкозы. Так, при квашении капусты, молока, солении огурцов происходит молочнокислое брожение, в результате которого образуется молочная кислота.
- Глюкоза применяется в медицине для приготовления лечебных препаратов, консервирования крови, внутривенного вливания и т.д. Она применяется в кондитерском производстве, в производстве зеркал и игрушек (серебрение). Ее используют при крашении и аппретировании тканей и кож.

18. Крахмал и целлюлоза – представители полисахаридов. Сравнительная характеристика строения, физических и химических свойств и их возможное применение в вашей профессии.

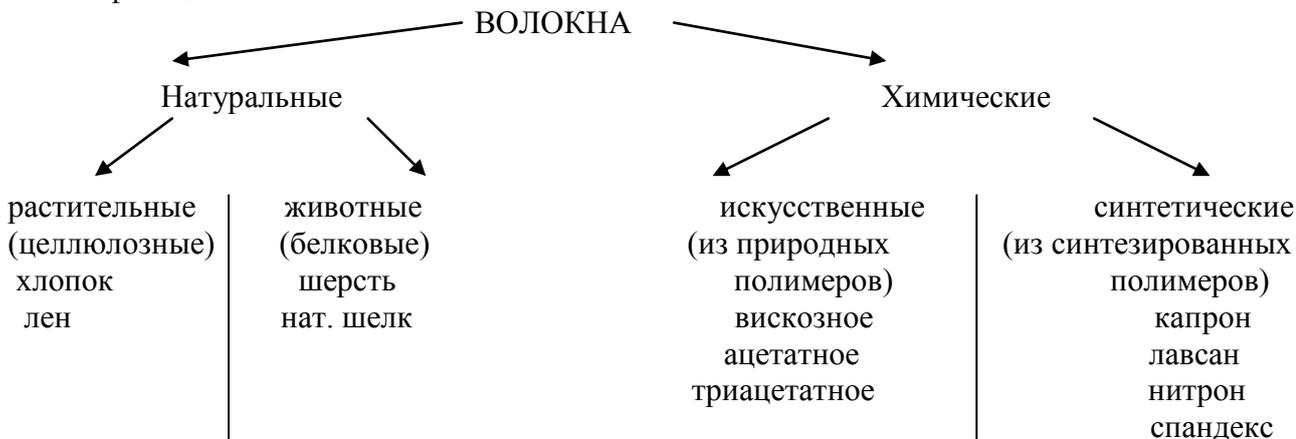
Характеристика вещества	<u>Крахмал</u> – природный полимер	<u>Целлюлоза (клетчатка)</u> – природный полимер
Состав	$(C_6H_{10}O_5)_n$	$(C_6H_{10}O_5)_n$ или $C_6H_7O_2(OH)_3$
Степень полимеризации	n_1	$n_2(n_2 > n_1)$
Средняя относительная молекулярная масса	От нескольких сотен до нескольких тысяч углеродных единиц	Несколько миллионов углеродных единиц
Строение, геометрическая форма макромолекул	Макромолекулы линейной ($\approx 20\%$) и разветвленной формы ($\approx 80\%$), построены из остатков молекул α -глюкозы:	Макромолекулы линейной формы, построены из остатков молекул β -глюкозы:
Растворимость в воде	Набухает в горячей воде, образуя коллоидный раствор (клейстер)	Не растворяется в воде и других обычных растворителях. Труднорастворимое вещество.
Горючесть	Горит	Горит
Гидролиз	При действии ферментов или при нагревании с кислотами происходит гидролиз с образованием глюкозы (соответственно α - и β -): $(C_6H_{10}O_5)_n + n \cdot H_2O \rightarrow n \cdot C_6H_{12}O_6$	
Способность к реакции этерификации	Образуют простые и сложные эфиры при действии кислот	
Качественная реакция	С раствором иода дает синее окрашивание.	Не изменяет окраски в растворе иода.
Применение	Основной углевод пищи человека. Применяется в кондитерском производстве, медицине, в быту. Используется для пропитки нитей перед ткачеством и тканей в процессе отделки (аппретирование).	Для производства тканей (хлопок, лен), бумаги, искусственных волокон (вискозное, ацетатное, триацетатное), этилового спирта, киноплёнки, пластмасс (целлулоид) и др.

Важное значение имеют азотнокислые эфиры целлюлозы (применяются в производстве пороха) и уксуснокислые (производство искусственного волокна):

19. Волокна: природные и химические, их представители и применение.

Для производства одежды используются самые различные материалы, изготовленные из натуральных и химических волокон. Волокнистый состав материалов во многом определяет их свойства и применение.

Классификация волокон:



Почти все волокна представляют собой органические вещества – полимеры.

Натуральные волокна состоят из природного полимера целлюлозы (хлопок, лен), а также из белков (шерсть – белок кератин, шелк нат. – белок фиброин).

Химические волокна бывают искусственные и синтетические. Искусственные волокна получают **из природных полимеров** (целлюлоза!), а синтетические – из **синтезированных полимеров**, которые производят из продуктов переработки нефти и природного газа.

Для получения химических волокон используют полимеры с большими молекулярными массами, способные растворяться или плавиться без разрушения, молекулы которых имеют линейное строение. **Основные стадии производства химических волокон:**

- Приготовление прядильного раствора или расплава полимера.
- Продавливание прядильного раствора или расплава полимера через фильеру (формование волокон). Фильера – металлический колпачок с отверстиями.
- Отделка свежесформованных волокон.

Получение волокна капрон.

Для получения волокна капрон используется капроновая смола (полимер поликапроамид). Формула полимера:

$(-NH-(CH_2)_6-CO-)_n$ Молекула полимера содержит амидные группы атомов $-CO-NH-$, поэтому волокно капрон относится к полиамидным волокнам.

Капроновую смолу расплавляют, пропускают через фильеру. Струи полимера попадают в шахту, охлаждаются холодным воздухом и превращаются в волокна. Капрон – очень прочное, стойкое к трению, легкое волокно для плащевых, курточных тканей, парашютного шелка, канатов и т. д.

Применение волокон.

Химические волокна используют в чистом виде и в смеси с натуральными для производства тканей, трикотажа, нетканых материалов (ватин, флизелин, синтепон и др.). Из натуральных волокон вырабатывают ткани, трикотаж, швейные нитки – хлопчатобумажные и шелковые, Из химических волокон так же делают нитки: лавсановые, капроновые, армированные. Из всех химволокон для швейных материалов более других сегодня применяют лавсан. Недостатки химических волокон: высокая электризуемость, низкая способность впитывать влагу (исключение – вискозное волокно).

