

ВСЕ КУРС ШКОЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

в схемах и таблицах

**МАТЕМАТИКА
ФИЗИКА
ХИМИЯ
ИНФОРМАТИКА
БИОЛОГИЯ**

Санкт-Петербург
Издательство "Тригон"

УДК 373.161.1/075.3

ББК я71

В38

Авторы-составители:

Коноплева О. А. (математика), Соболева С. А. (физика),

Левина Э. М. (химия), Гусева И. Ю. (информатика),

Жеребцова Е. Л. (биология).

В38 **Весь курс школьной программы в схемах и таблицах:** математика, физика, химия, информатика, биология – СПб. : Тригон, 2007. – 624 с.

Справочное пособие предназначено учащимся общеобразовательных школ. В наглядных таблицах и схемах изложен весь материал школьной программы по математике, физике, химии, информатике и биологии. Книгу можно использовать для подготовки к урокам, контрольным и самостоятельным работам. Предложенная форма подачи материала удобна для старшеклассников и абитуриентов при подготовке к экзаменам, т. к. позволяет систематизировать знания, облегчает понимание сложных определений, понятий и формул.

ISBN 978-5-94684-935-7

УДК 373.161.1/075.3

ББК я71

Отдел продаж:

тел./факс: **8-901-312-1951**

e-mail: trigonprint@mail.ru

Все права на книгу находятся под охраной издателей.

ISBN 978-5-94684-935-7

© ООО “Издательство “Тригон”, 2007

ХИМИЯ

в схемах и таблицах

8 класс

Основные понятия



ХИМИЯ

Состав веществ отражается с помощью **химической формулы** – условной записи состава вещества посредством химических символов и индексов. Индекс показывает число атомов в молекуле



Химические свойства характеризуют способность одного вещества превращаться в другие

Физические свойства, например: агрегатное состояние, цвет, запах, плотность, $T_{кип}$, $T_{пл}$, растворимость, электропроводность, теплопроводность

Все, что происходит с веществами – **явления**:

Физические – не сопровождаются образованием новых веществ. Может изменяться размер или форма тела, агрегатное состояние веществ, например: образование инея, плавление металла

Химические (химические реакции) – сопровождаются образованием новых веществ, Например: фотосинтез, горение дров

Сопровождаются признаками:

- изменение цвета;
- изменение запаха;
- образование или растворение осадка;
- выделение или поглощение газа;
- выделение или поглощение энергии

Подчиняются закону сохранения массы веществ

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образовавшихся веществ

Записываются с помощью **химических уравнений** – условная запись химической реакции посредством химических формул и математических знаков: $C + O_2 \rightarrow CO_2$

Строение атома (планетарная модель)



Частицы	Масса	Заряд	Как определить количество
p^+	1	+1	Равно Z и порядковому номеру
e^-	$\frac{1}{1837}$	-1	Равно числу p^+
n^0	1	0	$A-Z$, где A – массовое число, $A \approx Ar$

$$\text{Na } N_{\text{№}}11 \Rightarrow Z = +11 \Rightarrow n_{p^+} = n_{e^-} = 11; n_{n^0} = 23 - 11 = 12$$

Если изменить количество:

1) $p^+ \Rightarrow$ меняется $Z \Rightarrow$ меняется порядковый номер элемента, то есть образуется новый вид атомов, что и происходит при ядерных реакциях.

Химический элемент – вид атомов с определенным одинаковым зарядом ядра.

2) $n^0 \Rightarrow$ изменяется масса атома, но Z сохраняется.

Разновидности атомов одного химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число, называются **изотопами**.

3) $e^- \Rightarrow$ образуется заряженная частица – **ион**. Если атом присоединяет e^- , то превращается в **анион** (отрицательно заряженный ион), а если отдает e^- – то в **катион** (положительно заряженный ион).

Строение электронных оболочек атомов

1) количество энергетических уровней в атоме равно N периода.

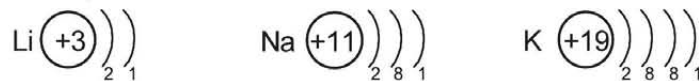
Na в III периоде $\Rightarrow \text{Na } (+11) \left. \begin{array}{l} \text{)} \\ \text{)} \\ \text{)} \end{array} \right\}$

2) по номеру группы можно определить высшую степень окисления и число e^- на внешнем энергетическом уровне у элементов главных подгрупп.

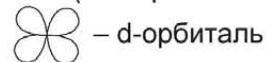
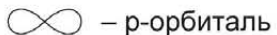
Na в I группе главной подгруппе $\Rightarrow \text{Na } (+11) \left. \begin{array}{l} \text{)} \\ \text{)} \\ \text{)} \\ \text{)} \end{array} \right\}_1$

3) максимальное количество \bar{e} на энергетическом уровне $N=2n^2$, где n – номер энергетического уровня Na $\left(+11 \right) \left(\begin{array}{c})))) \\ 2 \quad 8 \quad 1 \end{array} \right)$

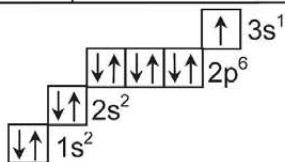
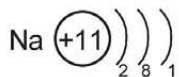
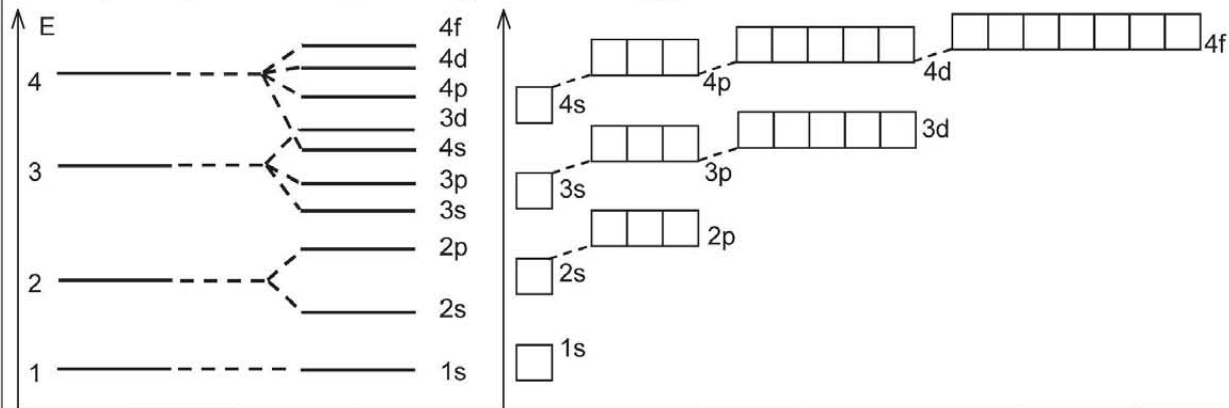
4) одинаковое строение внешних энергетических уровней периодически повторяется, поэтому повторяются и свойства химических элементов.



5) пространство, в котором движется \bar{e} , называется орбиталью (электронным облаком)




6) энергетический уровень делится на подуровни



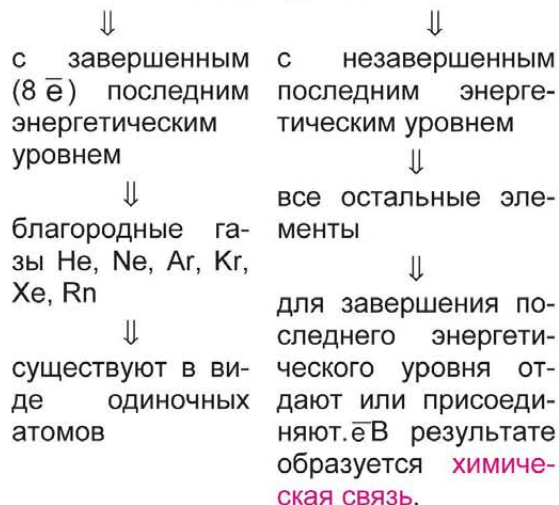
 – свободная орбиталь

 – неспаренный \bar{e}

 – пара \bar{e}

Виды химической связи

Атомы по строению внешнего энергетического уровня:



Химическая связь – это взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, кристаллы.

Вид образовавшейся химической связи зависит от разности в электроотрицательности связанных атомов.

Электроотрицательность – свойство атомов данного химического элемента притягивать \bar{e} от атомов других химических элементов для завершения последнего энергетического уровня.

В Периодической системе:

↓ →
Ра_т уменьшается ⇒ Э. О. увеличивается ⇒
неметаллические свойства увеличиваются
Ра_т увеличивается

↓ ↓
Э. О. уменьшается

↓ ↓
металлические свойства увеличиваются

Признаки сравнения	Ионная связь	Металлическая связь
Определение	Связь между ионами	Связь в металлах между ионами за счет обобществленных \bar{e}
Соединяющиеся частицы	Ионы	Ион-атомы и \bar{e}
Элементы	Атомы элементов с большой разностью в Э.О. $Me + neMe$	Атомы Me
Схема образования связи		
Частицы в узлах кристаллической решетки	Ионы	Ион-атомы
Тип кристаллической решетки	Ионная	Металлическая
Характер связи между частицами	Электростатическое взаимодействие	Металлическая связь между ион-атомами и свободными \bar{e}
Прочность связи	Прочная	Разной прочности.
Характерные физические свойства веществ	Твердые, тугоплавкие, многие растворимы в воде. Растворы и расплавы проводят электрический ток	Твердое агрегатное состояние (кроме Hg) металлический блеск, тепло- и электропроводность, пластичность
Примеры	MgF_2 ; KCl	Fe, Cu

Признаки сравнения	Ковалентная связь	
	Неполярная	Полярная
Определение	Связь, образованная за счет общих электронных пар	
Соединяющиеся частицы	Атомы	
Какие элементы участвуют	Разница в Э. О. отсутствует $\text{HeMe} + \text{неMe}$ атомы одного химического элемента	Разница в Э. О. небольшая $\text{неMe} + \text{неMe}$
Схема образования связи		
Частицы в узлах кристаллической решетки	Атомы, молекулы	
Тип кристаллической решетки	Атомная, молекулярная	
Характер связи между частицами	Атомная – ковалентные связи; молекулярная – силы межмолекулярного взаимодействия	
Прочность связи	Атомная – очень прочная, молекулярная – слабая	
Характерные физические свойства веществ	Атомная: очень твердые, очень тугоплавкие, нерастворимы в воде. Молекулярная: при обычных условиях – любое агрегатное состояние, невысокая твердость, легкоплавкие, многие растворимы в воде.	
Примеры	Атомная – C(алмаз); SiO ₂ ; молекулярная – CO ₂ ; H ₂ O	

Количественные величины в химии

Величина и ее обозначение	Определения, понятия	Единицы измерения
Количество вещества, n	Величина, которая дает представление о числе структурных частиц в порции вещества. 1 моль – такое количество вещества, в котором содержится столько же структурных частиц (атомов, молекул, ионов), сколько содержится атомов в 12 г углерода	Моль, кмоль, ммоль
Постоянная Авогадро, N_A	Величина, которая показывает, сколько частиц содержится в 1 моле вещества: $6,02 \cdot 10^{23}$	$\frac{1}{\text{моль}}$ (моль ⁻¹)
Число частиц, N	$N = n \cdot N_A$	Отсутствует
Молярная масса, M	Масса одного моля вещества. Численно равна его относительной молекулярной (атомной) массе $M = \frac{m}{n}$; $ M = Mr $; $ M = Ar $	г/моль кг/кмоль мг/ммоль
Молярный объем газов, V_M	Объем, который занимает 1 моль газообразного вещества. При нормальных условиях ($t=0^\circ \text{C}$; $P=760$ мм рт. ст.) равен 22,4 л $V_M = \frac{V}{n}$	л/моль мл/ммоль м ³ /кмоль
Относительная плотность газов, D	Величина, показывающая, во сколько раз один газ легче (тяжелее) другого, то есть, во сколько раз плотность одного газа (меньше) больше плотности другого $D = \frac{M_1}{M_2}$	Отсутствует

Величина и ее обозначение	Определения, понятия	Единица измерения
Массовая доля элемента в веществе, ω	$\omega = \frac{Ar(\text{э}) \cdot n}{Mr} (\times 100\%)$, где n – количество атомов в молекуле.	Отсутствует или %
Массовая доля вещества в растворе (смеси), ω	<p>В растворе: $\omega = \frac{m_{\text{раствор.вещества}}}{m_{\text{раствора}}} (\times 100\%)$</p> <p>В смеси: $\omega = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + m_3} (\times 100\%),$</p> <p>где m_1, m_2, m_3 – массы компонентов смеси</p>	Отсутствует или %
Объемная доля вещества в смеси, φ	$\varphi = \frac{V_1}{V_1 + V_2 + V_3} (\times 100\%)$ <p>где V_1, V_2, V_3 – объемы компонентов смеси</p>	Отсутствует или %
Молярная концентрация, C	$C = \frac{n}{V}$, где n – количество растворенного вещества, V – объем раствора	моль/л

Простые вещества

Металлы		Неметаллы
Агрегатное состояние	Твердое, кроме Hg	Твердое (S; J ₂), Жидкое (Br ₂) Газообразное (O ₂ ; N ₂)
Пластичность	Пластичные	Хрупкие
Металлический блеск	Есть	Отсутствует
Тепло- и электропроводность	Есть	У большинства отсутствует

Простых веществ существует больше, чем химических элементов, так как для некоторых элементов характерна **аллотропия**.

Аллотропия – это способность химического элемента образовывать несколько простых веществ, эти простые вещества называют **аллотропными модификациями**.

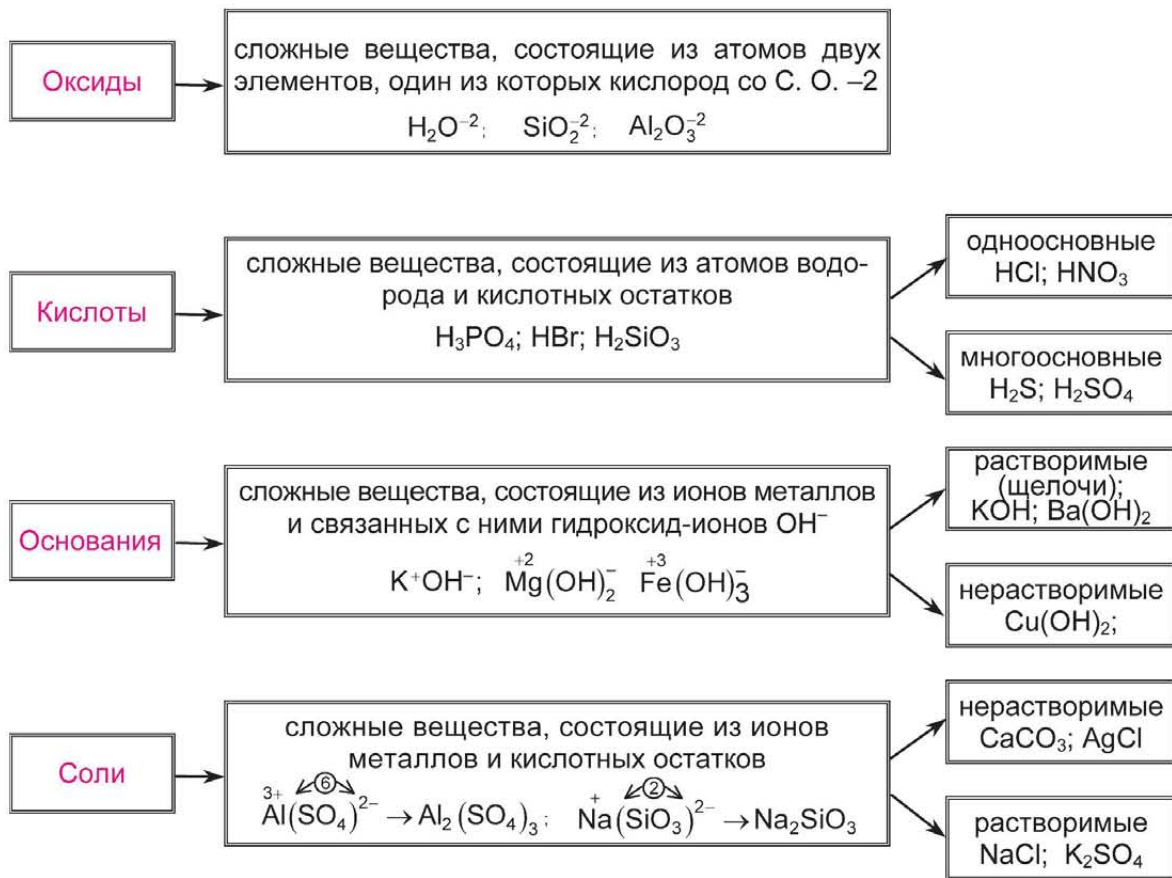
О		С	
Кислород O₂	Озон O₃	Алмаз	Графит
Кислород, газ без цвета и запаха, малорастворим в воде	Озон, газ бледно-фиолетового цвета, резкий запах, хорошо растворим в воде	Бесцветное кристаллическое вещество, очень твердое, не проводит тепло и электрический ток	Темно-серое кристаллическое вещество, мягкое, тепло- и электропроводное, имеет металлический блеск.

Соединения химических элементов

Степень окисления – это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что все связи в веществе ионные.

Правила определения степени окисления	Составление формул бинарных соединений по степени окисления
<p>1) В простых веществах степень окисления атомов равна 0.</p> <p>2) Атомы более электроотрицательного элемента присоединяют \bar{e} и приобретают \ominus-степень окисления.</p> <p>3) Атомы менее электроотрицательного элемента отдают \bar{e} и приобретают \oplus-степень окисления.</p> <p>4) Сумма степеней окисления в соединении равна 0.</p> <p>$Al_2^{+3}O_3^{-2} \rightarrow (+3) \cdot 2 + (-2) \cdot 3 = 0$</p> <p>$H_3^{+1}P^{+5}O_4^{-2} \rightarrow (+1) \cdot 3 + (+5) + (-2) \cdot 4 = 0$</p> <p>$SiO_2^{-2} \rightarrow x + (-2) \cdot 2 = 0 \Rightarrow x = +4$</p> <p>$H_2^{+1}SO_4^{-2} \rightarrow (+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0 \Rightarrow x = +6$</p>	<p>1) На первом месте пишем знак менее электроотрицательного элемента, на втором – более.</p> <p>2) Определяем, сколько \bar{e} может отдать атом менее электроотрицательного элемента, а сколько присоединить \bar{e} атом более электроотрицательного элемента.</p> <p>3) Находим наименьшее общее кратное обеих степеней окисления и делим его на каждую из них – получаем индексы.</p> <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{ccc} \textcircled{6} & & \textcircled{10} \\ \swarrow \quad \searrow & & \swarrow \quad \searrow \\ +3 & -2 & +5 & -2 \end{array}$ $AlS \rightarrow Al_2S_3; PO \rightarrow P_2O_5$ </p> <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \textcircled{6} \\ \swarrow \quad \searrow \\ +6 & -2 \end{array}$ $SO \rightarrow SO_3$ </p>

Сложные вещества



Химические реакции

Химические реакции	По тепловому эффекту	Экзотермические – протекают с выделением энергии $4P+5O_2 \rightarrow 2P_2O_5+Q$
		Эндотермические – протекают с поглощением энергии $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + H_2O - Q$
	По числу и составу исходных и образовавшихся веществ	Реакции разложения – из одного сложного вещества образуется несколько более простых: $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2$
		Реакции соединения – из нескольких простых или сложных веществ образуется одно сложное: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
		Реакции замещения – атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе: $2HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$
		Реакции обмена – два сложных вещества обмениваются составными частями: $CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$
	По агрегатному состоянию реагирующих веществ	Гетерогенные – исходные вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях: $Fe(t) + CuCl_2(p-p) \rightarrow Cu(t) + FeCl_2(p-p)$
		Гомогенные – исходные вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии: $H_2(r) + Cl_2(r) \rightarrow 2HCl(r)$
	По наличию катализатора	Каталитические $2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2 \uparrow$
		Некаталитические $S + O_2 \xrightarrow{t^\circ} SO_2$
	По направлению	Необратимые – протекают в данных условиях только в одном направлении: $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$
		Обратимые – протекают в данных условиях одновременно в двух противоположных направлениях: $3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$
	По изменению степени окисления атомов элементов	Окислительно-восстановительные – степени окисления изменяются: $Fe^0 + 2HCl^{+1-1} \rightarrow Fe^{+2}Cl_2^{-1} + H_2^0 \uparrow$
		Неокислительно-восстановительные – степени окисления не изменяются: $S^{+6}O_3^{-2} + H_2^{+1}O^{-2} \rightarrow H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$

Скорость химических реакций

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций, называется **химической кинетикой**.

v х. р.	
<p>←</p>	<p>→</p>
<p>Для гомогенной реакции</p> $v = \pm \frac{n_2 - n_1}{V(t_2 - t_1)} = \pm \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$ <p>Определяется изменением концентрации вещества в единицу времени и выражается в $\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$</p>	<p>Для гетерогенной реакции</p> $v = \pm \frac{n_2 - n_1}{S \cdot (t_2 - t_1)} = \pm \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}$ <p>Определяется изменением количества вещества в единицу времени и на единице поверхности.</p>

Реакция происходит при столкновении молекул реагирующих веществ, поэтому ее скорость определяется количеством столкновений и их силой.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Природа реагирующих веществ	Концентрация (для газов и жидкостей)	Температура	Площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ для гетерогенных р-ций	Катализатор
<p>Под природой реагирующих веществ понимают: особенности строения атомов, прочность химической связи и кристаллической решетки</p> <p>$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ при комнатной t°.</p> <p>$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ}$</p> <p>$\xrightarrow{t^\circ} \text{ZnO} + \text{H}_2 \uparrow$ только при t°</p>	<p>Чем выше концентрация, тем больше столкновений в единицу времени. З-н действующих масс:</p> <p>У х.р. прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам.</p> <p>$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$</p> <p>$v = k \cdot C_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$</p> <p>Закон не распространяется на вещества в твердом агрегатном состоянии</p> <p>$4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$</p> <p>$v = k \cdot C_{\text{O}_2}^5$</p> <p>$k$ – константа, которая равна v реакции при концентрации реагирующих веществ 1 моль/л</p>	<p>Правило Вант-Гоффа:</p> <p>При повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2–4 раза.</p> $v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ <p>γ – температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличится v реакции при повышении температуры на 10°C.</p>	<p>Скорость прямо пропорциональна площади поверхности, так как чем больше площадь, тем больше столкновений в единицу времени. Для увеличения v твердые вещества измельчают, если возможно – растворяют</p>	<p>Катализатор – это вещество, которое увеличивает скорость реакции, оставаясь к концу ее неизменным. Биологические катализаторы – ферменты.</p>



Обратимые и необратимые реакции

Гомогенные реакции между растворами будут **необратимыми**, если подчиняются **правилу Бертолле**:

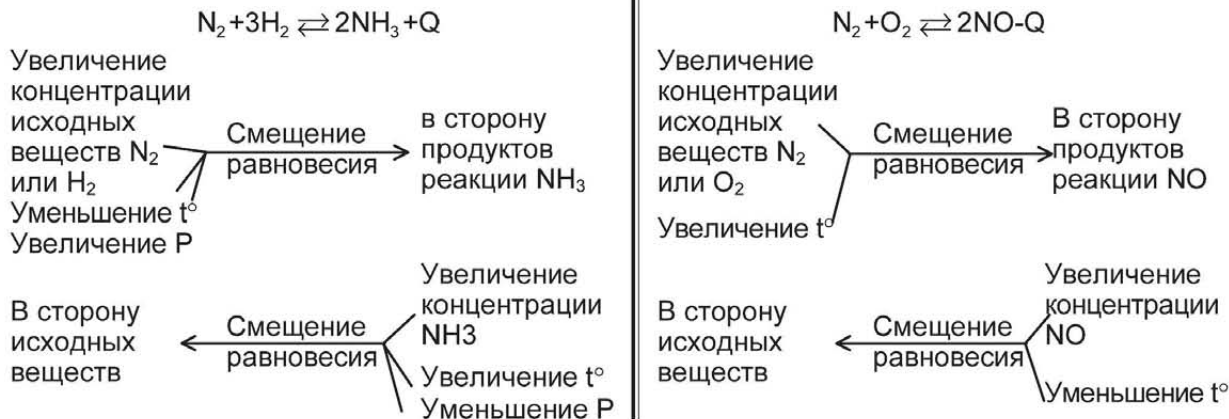
а) в результате реакции образуется осадок $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$

б) в результате реакции образуется вода $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

в) в результате реакции выделяется газ $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

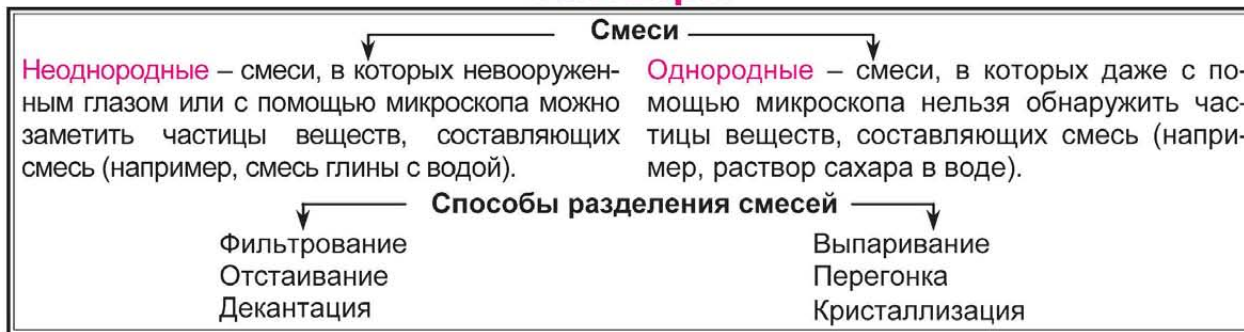
Обратимые реакции не доходят до конца, и заканчиваются установлением **химического равновесия**: состояние системы реагирующих веществ, когда скорости прямой и обратной реакций равны.

Принцип Ле Шателье: если изменить одно из условий – температуру, давление (когда в реакции участвуют газы) или концентрацию веществ – при которых данная система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие сместится в направлении, которое препятствует этому изменению.



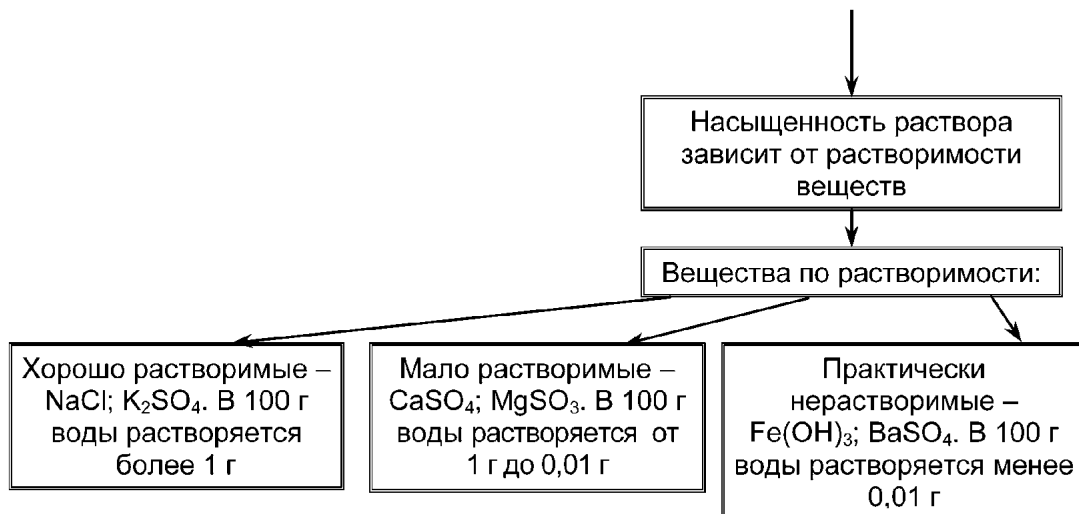
Катализатор не влияет на смещение равновесия, а только ускоряет его достижение, так как одинаково увеличивает ν прямой и обратной реакции.

Растворы



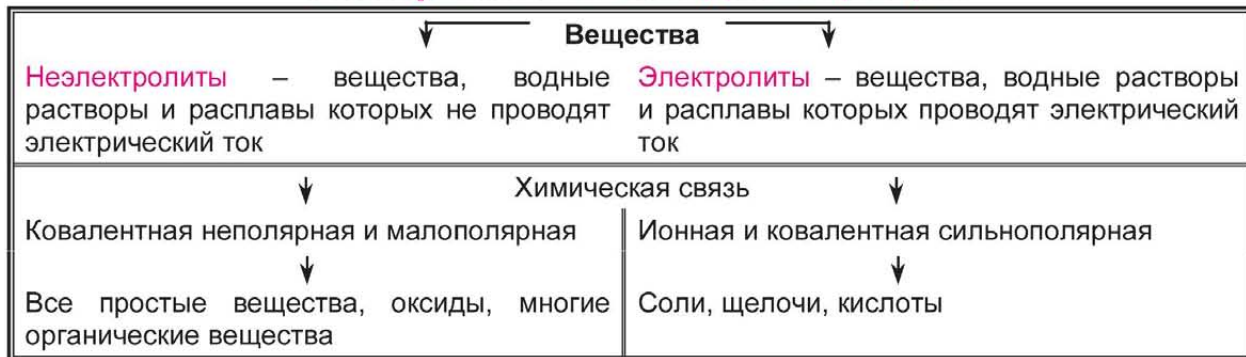
Растворы – однородная система, состоящая из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия





При повышении температуры растворимость твердых веществ обычно увеличивается, а газов – уменьшается.

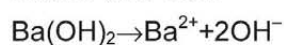
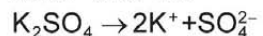
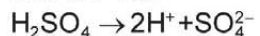
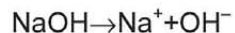
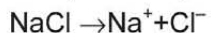
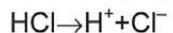
Электролитическая диссоциация



Процесс распада электролита на ионы называется **электролитической диссоциацией**. (ЭД)

Основные положения теории электролитической диссоциации

1) При растворении в воде или при расплавлении электролиты распадаются (диссоциируют) на ионы. Причиной диссоциации при растворении является вода, которая разрушает кристаллическую решетку и химическую связь, а при расплавлении – высокая температура.



2) к катоду ← \oplus ион – катион \ominus ион – анион → к аноду
в электрическом поле движутся направленно

3) Свойства ионов и образовавших их атомов различны

4) Процесс ЭД – обратимый процесс, поэтому характеризуется **степенью ЭД** (α). Величина, которая показывает, какая часть молекул распалась на ионы:

$$\alpha = \frac{N_{\text{д}}}{N_{\text{р}}} \cdot 100\%$$

($N_{\text{д}}$ – количество продиссоциировавших частиц,
 $N_{\text{р}}$ – число растворенных частиц).

В зависимости от α электролиты бывают

Сильные ($\alpha > 30\%$)	Средней силы ($30\% > \alpha > 3\%$)	Слабые ($\alpha < 3\%$)
1) все щелочи: NaOH; KOH и т. д. 2) кислоты: HNO ₃ ; HCl; HBr; HI; H ₂ SO ₄ 3) почти все соли: KNO ₃ ; CaCl ₂ и т. д.	H ₂ SO ₃ ; H ₃ PO ₄	1) Кислоты: H ₂ S; H ₂ CO ₃ ; HNO ₃ 2) раствор NH ₃ 3) H ₂ O

Реакции между электролитами – это реакции между ионами, которые образовались при их диссоциации, поэтому их записывают и в молекулярном, и в ионном виде. **Протекают всегда в сторону наиболее полного связывания ионов.**

	Молекулярное	Полное ионное	Краткое ионное
①	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- =$ $= 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
②	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{KNO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- =$ $= 2\text{K}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
③	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 = 3\text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{AlCl}_3$	$2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} + 3\text{Ba}^{2+} + 6\text{Cl}^- =$ $= 3\text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{Al}^{3+} + 6\text{Cl}^-$	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$

В ионных уравнениях:

- электролиты записывают в ионном виде;
- неэлектролиты и слабые электролиты – в молекулярном виде;
- в ионном уравнении сумма зарядов ионов в левой части и правой части равны.

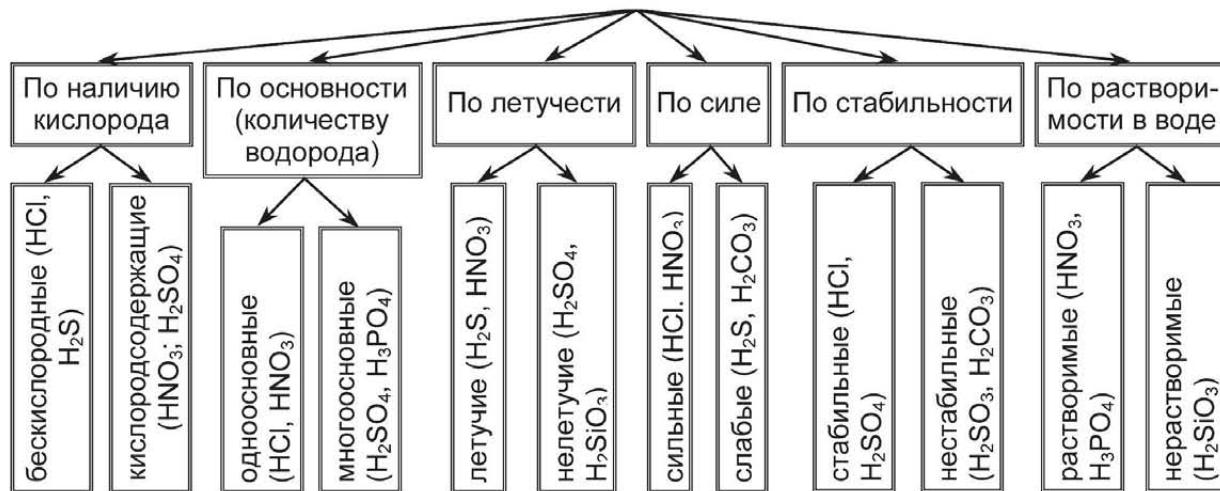
Реакции ионного обмена идут до конца, если образуется

- малодиссоциирующее вещество;
- газ;
- осадок

Кислоты

Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотных остатков.

Классификация кислот



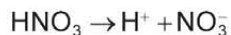
Физические свойства: жидкие или твердые вещества, многие хорошо растворяются в воде, имеют кислый вкус.

Получение

для кислородсодержащих	для бескислородных	общий способ
кислотный оксид + H ₂ O	неметалл + H ₂	соль + кислота
SO ₃ +H ₂ O→H ₂ SO ₄	H ₂ +Cl ₂ →2HCl	K ₂ SiO ₃ +2HCl→2KCl+H ₂ SiO ₃ ↓

Химические свойства кислот

1) Диссоциация



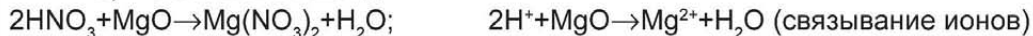
многоосновные диссоциируют ступенчато: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$; $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Образующиеся при диссоциации H^+ изменяют окраску индикаторов и придают кислый вкус растворам кислот.

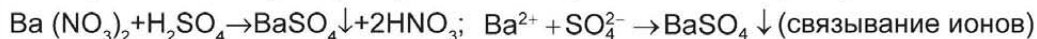
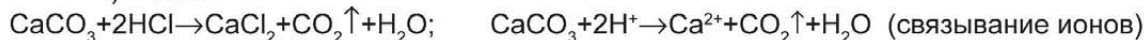
2) + основание – наиболее характерная реакция



3) + основной оксид



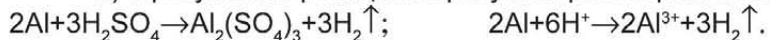
4) + соль



5) + металл, если

а) он находится в ряду напряжений до H_2

б) в результате реакции образуется растворимая соль

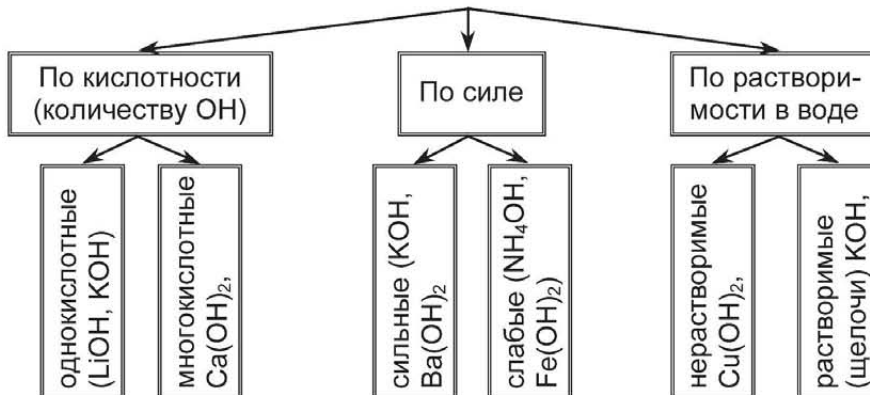


Вывод: практически во всех реакциях принимают участие ионы H^+ (что видно из кратких ионных уравнений). Следовательно, они обуславливают общие химические свойства кислот.

Основания

Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и анионы гидроксогрупп.

Классификация оснований



Физические свойства: все основания (кроме NH₄OH) твердые вещества, имеющие различную окраску.

Получение

Для щелочей	Для нерастворимых оснований
а) H ₂ O+щелочной или щелочно-земельный металл $2\text{Na}+2\text{H}_2\text{O}\rightarrow 2\text{NaOH}+\text{H}_2\uparrow$; $\text{Ba}+2\text{H}_2\text{O}\rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2+\text{H}_2\uparrow$ б) H ₂ O+оксид щелочного или щелочно-земельного металла $\text{Li}_2\text{O}+\text{H}_2\text{O}\rightarrow 2\text{LiOH}$; $\text{CaO}+\text{H}_2\text{O}\rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$	а) щелочь+растворимая соль $\text{CuSO}_4+2\text{KOH}\rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow+\text{K}_2\text{SO}_4$

Химические свойства оснований

1) Наиболее характерная реакция – для всех оснований

+ кислота

Щелочь: $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ (связывание ионов)

Н. основание: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ (связывание ионов)

2) Для щелочей

а) диссоциация

$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

При диссоциации образуются ионы OH^- , которые изменяют окраску индикаторов и придают мылкость растворам щелочей.

б) + кислотный оксид

$2\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $2\text{OH}^- + \text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ (связывание ионов)

в) + растворимая соль

$3\text{LiOH} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{LiCl}$; $3\text{OH}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ (связывание ионов)

Вывод: во всех реакциях участвуют ионы OH^- , (что видно из кратких ионных уравнений), следовательно, они обуславливают общие химические свойства щелочей.

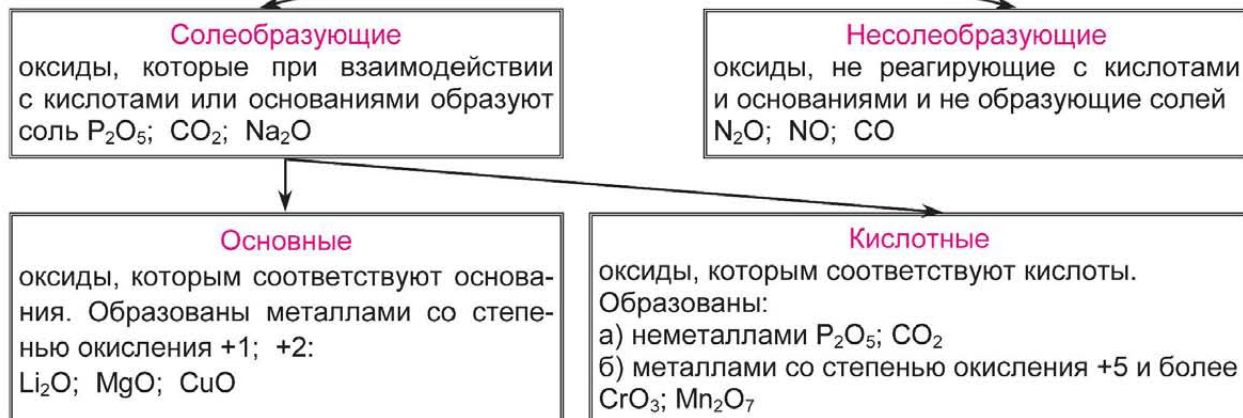
3. Для нерастворимых оснований – при нагревании разлагаются на оксид и воду.

$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Оксиды

Оксиды – сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых кислород, со степенью окисления -2 .

Классификация оксидов



Получение

Горение	Разложение
1) Простых веществ $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$; $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$	1) нерастворимых оснований $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + H_2O$
2) Сложных веществ $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$; $2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$	2) Некоторых кислот $H_2SiO_3 \xrightarrow{t^\circ} H_2O + SiO_2$
	3) Некоторых солей $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2 \uparrow$

Химические свойства

Основные	Кислотные
1. Взаимодействие с водой	
<p>если оксид образован щелочным или щелочно-земельным металлом</p> $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH};$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$	<p>все, кроме SiO_2 (прочная атомная кристаллическая решетка)</p> $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4;$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
2. Взаимодействие с кислотами	
$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	Не реагируют
3. Взаимодействие со щелочами	
Не реагируют	$\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{SiO}_2 + 2\text{OH}^- \xrightarrow{t^\circ} \text{SiO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
4. Взаимодействуют друг с другом	
$\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaSiO}_3$ $3\text{MgO} + \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{t^\circ} \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$	

Соли

Соли – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла и анионы кислотных остатков.

Классификация солей

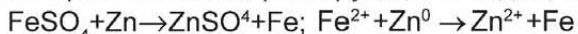
Средние	Кислые	Основные
Продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл $K_2SO_4; Na_3PO_4;$ $K_2SO_4 \rightarrow 2K^+ + SO_4^{2-}$ $Na_3PO_4 \rightarrow 3Na^+ + PO_4^{3-}$	Продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл. Их образуют многоосновные кислоты $Ca(HCO_3)_2; KHSO_4$ $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2HCO_3^-$ $KHSO_4 \rightarrow K^+ + HSO_4^-$	Это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток. Их образуют многокислотные основания $MgOHCl; FeOH(NO_3)_2$ $MgOHCl \rightarrow MgOH^+ + Cl^-$ $FeOH(NO_3)_2 \rightarrow FeOH^{2+} + 2NO_3^-$

Физические свойства: все твердые кристаллические вещества, имеют разную окраску

Химические свойства

1. + металл, если:

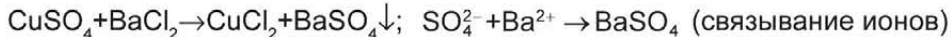
- а) обе соли (реагирующая, и образующаяся) растворимы;
- б) металл с более выраженными восстановительными свойствами вытесняет из соли металл, у которого восстановительные свойства слабее (то есть в ряду напряжений он расположен правее);
- в) нельзя брать металлы, реагирующие с водой, т. е. щелочные и щелочно-земельные.



2. + кислота (см. кислоты, стр. 25)

3. + щелочь (см. основания, стр. 27)

4. + соль, если исходные соли растворимы.



Вывод: свойства солей определяются ионами металлов и кислотных остатков, которые находятся в их растворах.

Получение солей

<i>Из кислот:</i>	кислота + металл кислота + основной оксид кислота + основание кислота + соль	$6\text{HCl} + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$ $2\text{HNO}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
<i>Из оснований</i>	щелочь + кислотный оксид щелочь + соль основание + кислота (см. выше)	$2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{CaSO}_4 \downarrow$
<i>Из солей</i>	соль + металл соль + соль соль + щелочь (см. выше) соль + кислота (см. выше)	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$
<i>Из оксидов</i>	осн. оксид + кисл. оксид осн. оксид + кислота (см. выше) осн. оксид + щелочь (см. выше)	$3\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{t^\circ} \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
<i>Из простых веществ</i>	металл + неметалл	$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuCl}_2$

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

ОВР – реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов или ионов химических элементов.

<p>Окисление – процесс отдачи \bar{e} атомами, ионами или молекулами. Атомы, ионы или молекулы, отдающие \bar{e}, называются восстановителями</p>	<p>Восстановление – процесс присоединения \bar{e} атомами, ионами, молекулами. Атомы, ионы или молекулы, присоединяющие \bar{e}, называются окислителями.</p>
$\left. \begin{array}{l} \text{Fe}^0 - 3\bar{e} \xrightarrow{\text{ок-е}} \text{Fe}^{+3} \\ \text{S}^{-2} - 2\bar{e} \xrightarrow{\text{ок-е}} \text{S}^0 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{у восстановителя степень} \\ \text{окисления повышается} \end{array}$	$\left. \begin{array}{l} \text{Fe}^{+3} + 3\bar{e} \xrightarrow{\text{восст-е}} \text{Fe}^0 \\ \text{S}^0 + 2\bar{e} \xrightarrow{\text{восст-е}} \text{S}^{-2} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{у окислителя степень} \\ \text{окисления понижается} \end{array}$
<p>Типичные восстановители:</p> <ol style="list-style-type: none"> металлы соединения неметаллов в низшей степени окисления: $(\text{H}_2\text{S}^{-2}; \text{N}^{-3}\text{H}_3)$ 	<p>Типичные окислители:</p> <ol style="list-style-type: none"> галогены; N_2; O_2 вещества, содержащие элемент в высшей степени окисления: $\text{HNO}_3^{+5}; \text{H}_2\text{SO}_4^{+6}$

Метод электронного баланса

(число \bar{e} , отданных восстановителем, равно числу \bar{e} , принятых окислителем)

$\begin{array}{l} \overset{+1+5}{\text{H}}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3^{-2} + \overset{+1}{\text{P}}^0 + \text{H}_2\text{O}^{-2} \rightarrow \\ \rightarrow \overset{+1+5}{\text{H}_3}\overset{+5}{\text{P}}\text{O}_4^{-2} + \overset{+2}{\text{N}}\text{O}^{-2} \\ \text{N}^{+5} + 3\bar{e} \xrightarrow{\text{в-е}} \text{N}^{+2} \quad \left \begin{array}{l} 5 \\ 15 \end{array} \right. \\ \text{P}^0 - 5\bar{e} \xrightarrow{\text{о-е}} \text{P}^{+5} \quad \left \begin{array}{l} 3 \\ 3 \end{array} \right. \end{array}$	<ol style="list-style-type: none"> 1. Определить степень окисления атомов элементов до и после реакции. 2. Подчеркнуть знаки химических элементов, изменивших степень окисления. 3. Составить электронные уравнения (показать процессы окисления и восстановления) 4. Сбалансировать заряды: найти наименьшее общее кратное числа отданных и принятых \bar{e}, а затем определить множитель для каждого процесса. 5. Суммировать полуреакции (\bar{e} должны сократиться) 6. Проставить коэффициенты при окислителе и восстановителе. 7. Проверить: может быть необходимы коэффициенты и перед другими веществами. 8. Указать: окисление – восстановление; окислитель-восстановитель.
$5\text{N}^{+5} + 3\text{P}^0 \rightarrow 5\text{N}^{+2} + 3\text{P}^{+5}$	
$5\text{HNO}_3 + 3\text{P} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$	



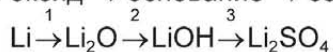
Генетическая связь между классами веществ

Генетической называется связь между веществами разных классов соединений, основанная на их взаимных превращениях и отражающая единство их происхождения.

Генетическая связь может быть отражена в **генетических рядах**.

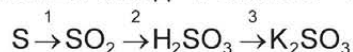
Генетический ряд состоит из веществ, которые образованы одним химическим элементом, принадлежат к разным классам соединений и связаны взаимными превращениями.

Ряд металла: металл → основной оксид → основание → соль



- 1) $4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH}$;
- 3) $2\text{LiOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Ряд неметалла: неметалл → кислотный оксид → кислота → соль



- 1) $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SO}_2$;
- 2) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$;
- 3) $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

9 класс

Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе

1. Положение элемента в П. С. и строение его атомов

Указывается номер периода, группы, подгруппа (главная или побочная), порядковый номер элемента

Рассчитываем число p^+ ; \bar{e} и n^0 в атоме.

Число p^+ равно порядковому номеру элемента; число \bar{e} – числу p^+ , так как атом электронейтрален; чтобы рассчитать количество n^0 , необходимо из A_r вычесть число p^+ , так как масса атома складывается из масс p^+ и n^0 .

Показываем распределение \bar{e} по энергетическим уровням: их количество равно номеру периода, в котором расположен элемент. Число \bar{e} – на последнем энергетическом уровне у элементов главных подгрупп совпадает с номером группы.

2. Характер простого вещества

Зависит от количества \bar{e} на внешнем уровне в атомах элемента: чаще всего $1-2 \bar{e}$ – металл, 4 и более \bar{e} – неметалл.

3. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по подгруппе элементами.

В подгруппе с увеличением порядкового номера радиус атомов увеличивается, поэтому электроотрицательность уменьшается, значит, металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают.

4. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду элементами.

В периоде с увеличением порядкового номера радиус атомов уменьшается, поэтому электроотрицательность увеличивается, значит, металлические свойства ослабевают, а неметаллические усиливаются.

5. Состав высшего оксида, его характер.

В высшем оксиде степень окисления элемента равна номеру группы, в которой он расположен.

Оксид металла со степенью окисления +1, +2 – основной.

Оксид металла со степенью окисления +3, +4 (иногда +2) – амфотерный.

Оксид металла со степенью окисления +5 и более;
Оксид неметалла (если он солеобразующий) – } кислотный

6. Состав высшего гидроксида, его характер.

Характер гидроксида зависит от характера оксида:

оксид	гидроксид
основный	основание
амфотерный	амфотерный гидроксид
кислотный	кислота

7. Состав летучего водородного соединения (для неметаллов)

Как правило, в водородных соединениях неметаллы имеют низшую степень окисления, которая определяется количеством электронов, необходимых для завершения последнего энергетического уровня атома неметалла.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Периодический закон: в основу классификации химических элементов Менделеев положил атомную массу.

Расположив элементы в ряд по увеличению атомных масс:

Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K	Ca
7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	28	31	32	35,5	39	40



он обнаружил, что через определенные интервалы (периоды) встречаются сходные химические элементы.

Формулировка (1869 г.): свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов, находятся в периодической зависимости от атомных весов элементов.

В связи с открытием изотопов (атомы одного элемента с одинаковым зарядом ядра, но разными массовыми числами) и закона Мозли (заряд ядра атома равен порядковому номеру элемента) формулировка Периодического закона была изменена: свойства химических элементов, а также форма и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

Периодическая система химических элементов является графическим изображением Периодического закона.

Периодическая система состоит из:

1) периодов; 2) групп; 3) подгрупп; 4) химических элементов.

1. **Период** – ряд элементов, расположенных по увеличению порядкового номера, с одинаковым количеством энергетических уровней, равным номеру периода.

2. **Группа** – ряд элементов, расположенных по увеличению порядкового номера, с одинаковой высшей степенью окисления, равной номеру группы.

3. Группа делится на главную и побочную подгруппы. **Подгруппа** – ряд элементов с одинаковым строением валентных энергетических уровней. У элементов главных подгрупп электронами заполняется последний энергетический уровень, а у элементов побочных – один из предпоследних.

4. **Порядковый номер** элемента численно равен заряду ядра его атома.

Изменение свойств элементов в Периодической системе

1. В периоде свойства элементов изменяются плавно, так как у каждого следующего элемента заряд ядра увеличивается на 1, и добавляется 1 электрон.

2. При переходе к следующему периоду свойства изменяются скачкообразно, так как появляется новый энергетический уровень.

3. Периодичность в изменении свойств объясняется повторяемостью в заполнении энергетических уровней атомов элементов.

4. В периоде с увеличением зарядов атомных ядер происходит заполнение одного энергетического уровня, что приводит к увеличению притяжения e^- к ядру и уменьшению радиуса атома. Поэтому неметаллические свойства усиливаются, а металлические ослабевают.

5. В подгруппе с увеличением зарядов атомных ядер увеличивается число энергетических уровней, что приводит к росту R атомов. Поэтому неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются.



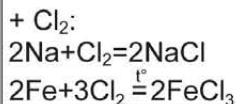
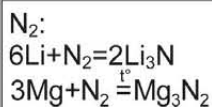
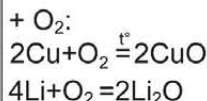
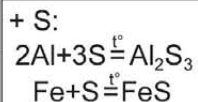
ХИМИЯ

Металлы

С простыми веществами-
неметаллами

Химические свойства –
только восстановительные

Со сложными веществами



+ Раствор соли:

а) металл с более выраженными восстановительными свойствами вытесняет из соли металл с меньшими восстановительными свойствами
б) исходная соль и образующаяся – растворимы
в) щелочные, щелочно-земельные металлы в водном растворе реагируют с водой, а не с солью
 $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

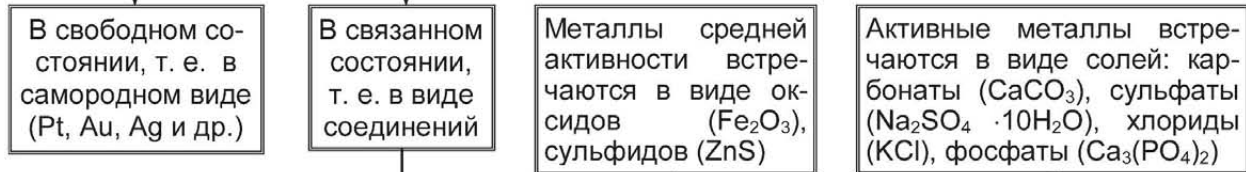
+ H₂O:

металлы, стоящие в ряду напряжений до H₂
а) щелочные и щелочно-земельные с образованием основания при комнатной t°
 $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$
 $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$
б) остальные – при t° с образованием оксида
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} = \text{ZnO} + \text{H}_2\uparrow$

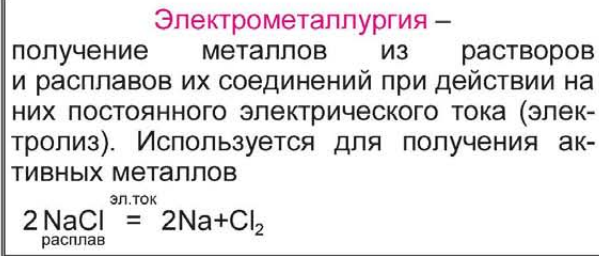
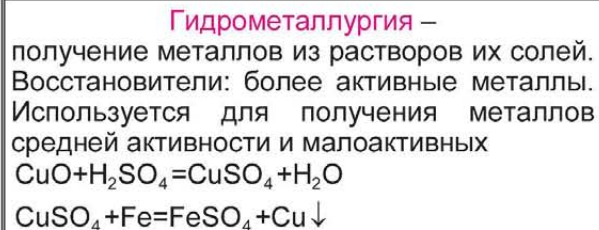
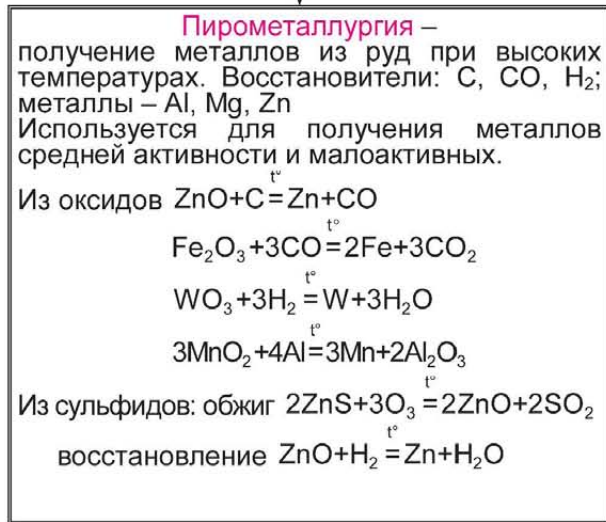
+ Раствор кислоты:

а) металлы, стоящие в ряду напряжений до H₂
2) образующая соль – растворима
 $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$

Нахождение металлов в природе



Общие способы получения металлов
являются процессами восстановления и зависят от формы нахождения металла в природе и окислительной активности его ионов





Коррозия металлов

Способы защиты от коррозии

Изоляция от окружающей среды – нанесение защитных покрытий:

- а) неметаллических – лаки, краски, эмали
- б) металлических – Cr, Ni, Zn, Sn и др.

Использование сплавов, устойчивых к воздействию коррозии, т. е. содержащих Cr, Ni, Al, Ti и т. п.

Изменение состава среды:

- а) введение ингибиторов коррозии (веществ, уменьшающих скорость коррозии)
- б) удаление растворенного в воде воздуха

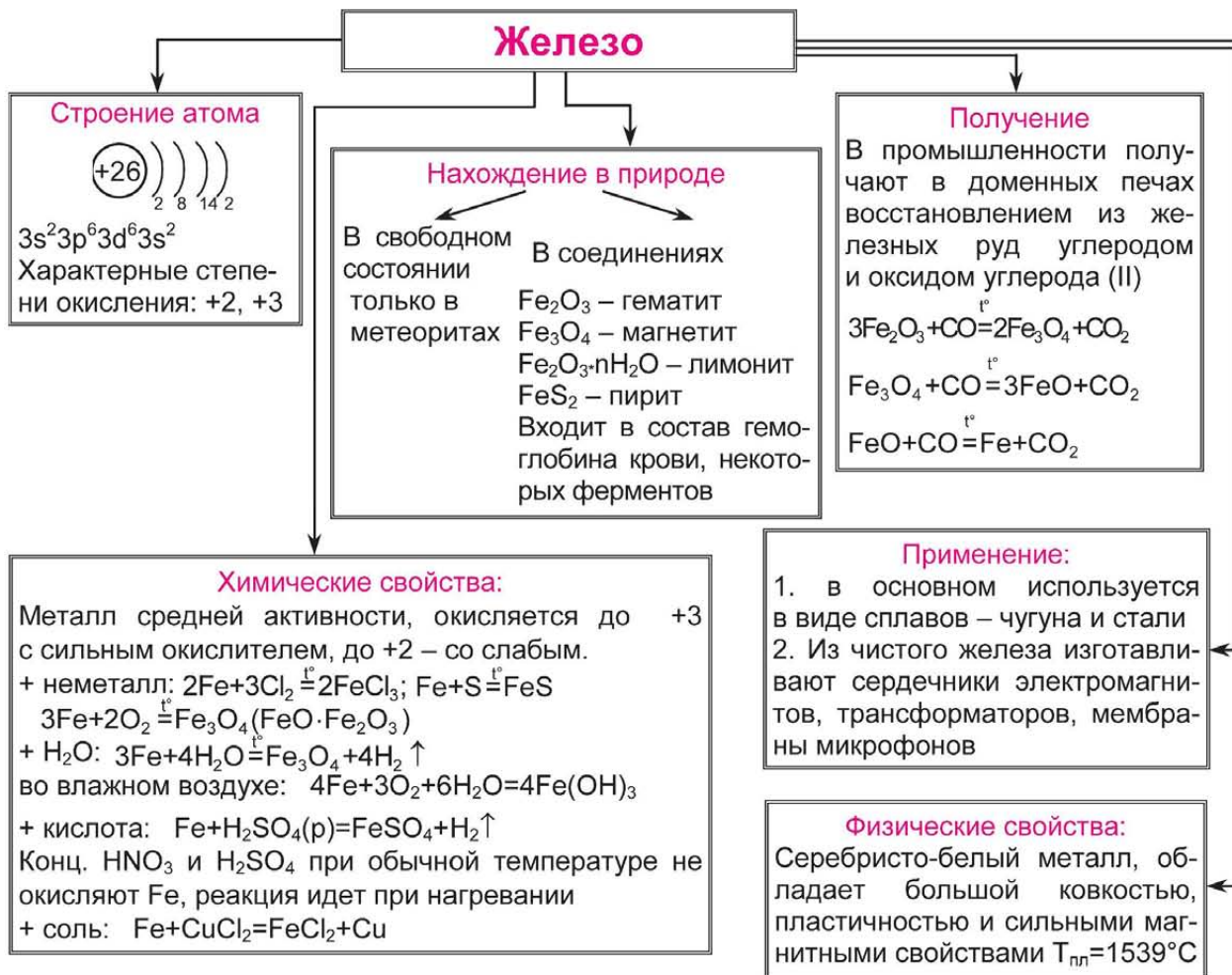
Электрохимические методы защиты:

- а) протекторная защита – к защищаемому металлу присоединяют кусок более активного металла (протектор), который и будет корродировать (для защиты подземных и подводных конструкций);
- б) катодная защита – металлоконструкция подсоединяется к катоду внешнего источника, поэтому на ней идет процесс восстановления, а не окисления

Металлы I-III групп главных подгрупп

1) Строение валентного слоя	$ns^1 \uparrow$ степень окисления +1	$ns^2 \downarrow \uparrow$ степень окисления +2	$np^1 \uparrow \square \square \square$ $ns^2 \downarrow \uparrow$ степень окисления +3
2) Изменение металлических свойств	В подгруппе Rат увеличивается \Rightarrow восстановительные свойства усиливаются	В подгруппе Rат увеличивается \Rightarrow восп. свойства усиливаются	В подгруппе Rат увеличивается \Rightarrow восстановительные свойства усиливаются
	При переходе от I к III группе Rат уменьшается \Rightarrow восстановительные свойства ослабевают \rightarrow		
3) Нахождение в природе	Только в соединениях $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – глауберова соль, $NaCl$ – поваренная соль, $NaCl \cdot KCl$ – сильвинит Ионы Na^+ содержатся в крови и лимфе, K^+ – внутриклеточный ион	Только в соединениях $CaCO_3$ – мел, мрамор, известняк $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – гипс $Ca_3(PO_4)_2$ – фосфорит, апатит Соединения Ca содержатся в костях, зубах, регулируют работу сердца, участвуют в процессах свертывания крови. Соединения Mg содержатся в печени, костях, нервной ткани, у растений входят в состав хлорофилла	Только в соединениях Al_2O_3 – корунд, глинозем, рубины, сапфиры Алюмосиликаты: каолинит, полевошпат, нефелин. Al – самый распространенный металл в природе
4) Физические свойства простых веществ	Серебристо-белые металлы с различными оттенками. Легкие, мягкие, легкоплавкие. С увеличением атомной массы твердость и $T_{пл}$ понижаются	Серебристо-белые металлы с различными оттенками. Легкие, более твердые, чем щелочные, имеют более высокие $T_{пл}$. С увеличением атомной массы твердость и $T_{пл}$ понижаются	Серебристо-белый легкий металл, $T_{пл}=660^\circ$, очень пластичный, имеет хорошую тепло- и электропроводность
	При переходе от I к III группе увеличиваются $T_{пл}$ и твердость металлов \rightarrow		

5) Химические свойства + неметалл	$4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\overset{+1}{\text{Li}}\overset{-2}{\text{O}}$, остальные щелочные металлы образуют пероксиды $2\text{Na} + \text{O}_2 = 2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{O}}_2$ $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$; $2\text{Na} + \text{S} = \overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{-2}{\text{S}}$; $6\text{Na} + \text{N}_2 = 2\overset{+1}{\text{Na}}_3\overset{-3}{\text{N}}$; $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$	$2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{O}}$ $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{Cl}}_2$; $\text{Ca} + \text{S} = \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{S}}$ $3\text{Ca} + \text{N}_2 = \overset{+2}{\text{Ca}}_3\overset{-3}{\text{N}}_2$; $\text{Ca} + \text{H}_2 = \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}}_2$	$4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\overset{+3}{\text{Al}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$ $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\overset{+3}{\text{Al}}\overset{-1}{\text{Cl}}_3$; $2\text{Al} + 3\text{S} = \overset{+3}{\text{Al}}_2\overset{-2}{\text{S}}_3$ $2\text{Al} + \text{N}_2 = \overset{+3}{\text{Al}}_2\overset{-3}{\text{N}}$; $\text{Al} + \text{H}_2 \not\rightarrow$
+ H ₂ O	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$	$\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$	$2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\uparrow$ если удалить оксидную пленку
+ к-та (HCl)	$2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$	$\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	$2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
+ соль (FeCl ₃)	$\text{Na} + \text{FeCl}_3, \not\rightarrow$ т. к. реагирует с водой	$\text{Ca} + \text{FeCl}_3, \not\rightarrow$ т. к. реагирует с водой	$\text{Al} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{Fe}\uparrow$
+ щелочь (KOH)	$\text{Na} + \text{KOH}, \not\rightarrow$ т. к. типичный металл	$\text{Ca} + \text{KOH}, \not\rightarrow$ т. к. типичный металл	$2\text{Al} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$ т.к. образ. амфотерные оксид и гидроксид
6) Получение	Электролиз расплавов: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$	Электролиз расплавов: $\text{CaCl}_2 \xrightarrow{\text{эл.ток}} \text{Ca} + \text{Cl}_2$	Электролиз расплавов: $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{Na}_3\text{AlF}_6; \text{эл.ток}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2$
7) Применение	Производство фотоэлементов, теплоносители в ядерных реакциях, восстановители при производстве металлов, катализаторы в органической химии	Восстановители при производстве металлов, производство сплавов	Получение сплавов и использование их в авиа-, судо-, авто-, приборостроении, ракетной технике, строительстве. Изготовление проводов, посуды, химической аппаратуры, сварка, получение металлов



Химические свойства:

Металл средней активности, окисляется до +3 с сильным окислителем, до +2 – со слабым.

+ неметалл: $2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} 2FeCl_3$; $Fe + S \xrightarrow{t^\circ} FeS$

$3Fe + 2O_2 \xrightarrow{t^\circ} Fe_3O_4 (FeO \cdot Fe_2O_3)$

+ H_2O : $3Fe + 4H_2O \xrightarrow{t^\circ} Fe_3O_4 + 4H_2 \uparrow$

во влажном воздухе: $4Fe + 3O_2 + 6H_2O = 4Fe(OH)_3$

+ кислота: $Fe + H_2SO_4(p) = FeSO_4 + H_2 \uparrow$

Конц. HNO_3 и H_2SO_4 при обычной температуре не окисляют Fe, реакция идет при нагревании

+ соль: $Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu$

Применение:

- в основном используется в виде сплавов – чугуна и стали
- Из чистого железа изготавливают сердечники электромагнитов, трансформаторов, мембраны микрофонов

Физические свойства:

Серебристо-белый металл, обладает большой ковкостью, пластичностью и сильными магнитными свойствами $T_{пл} = 1539^\circ C$

Соединения железа

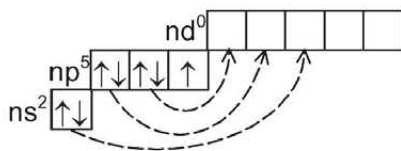
+2	+3
<p>FeO; Fe(OH)₂ – основной характер</p> <p>FeO+2HCl=FeCl₂+H₂O;</p> <p>Fe(OH)₂+2HCl=FeCl₂+2H₂O</p> <p>Соединения Fe⁺² обладают ярко выраженными восстановительными свойствами:</p> <p>4Fe(OH)₂+O₂+2H₂O=4Fe(OH)₃</p> <p>2FeCl₂+Cl₂ → 2FeCl₃</p>	<p>Fe₂O₃, Fe(OH)₃ – амфотерный характер</p> <p>Fe₂O₃+6HCl=2FeCl₃+3H₂O</p> <p>Fe₂O₃+2NaOH^{t°}=2NaFeO₂+H₂O</p> <p>Fe(OH)₃+3HCl= FeCl₃+3H₂O</p> <p>Fe(OH)₃+NaOH^{t°}=NaFeO₂+2H₂O</p>
<p>Качественные реакции</p>	
<p>Fe²⁺ – красная кровяная соль K₃[Fe(CN)₆]</p> <p>3Fe²⁺+2[Fe(CN)₆]³⁻= Fe₃[Fe(CN)₆]₂↓ темно-синий</p>	<p>Fe³⁺</p> <p>1. Желтая кровяная соль K₄[Fe(CN)₆]</p> <p>4Fe³⁺+3[Fe(CN)₆]⁴⁻= =Fe₄[Fe(CN)₆]₃↓ темно-синий</p> <p>2. Роданид калия KNCS или аммония NH₄NCS</p> <p>Fe³⁺+NCS⁻ ⇌ FeNCS²⁺ кроваво-красный</p>



Галогены – VII группа, главная подгруппа

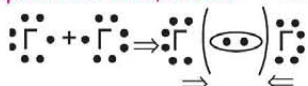
1) Строение атомов

F | Рат увеличивается ⇒
 Cl | неметаллические
 Br | свойства
 J | ↓ уменьшаются



(у F нет d-подуровня)
 Возможные степени окисления:
 -1; 0; +1; +3; +5; +7
 (у F только -1; 0)

2) Простые вещества – Гал₂:



Ковалентная неполярная связь,
 молекулярная кристаллическая решетка

F₂ – газ
 Cl₂ – газ
 Br₂ – жидкость
 J₂ – твердый

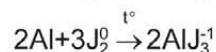
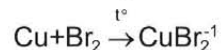
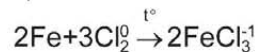
Сила межмолекулярного
 взаимодействия увеличивается ⇒
 растет прочность кристаллической
 решетки ⇒ увеличивается T_{кип}, T_{пл}.

Химические свойства – сильные окислители

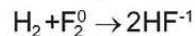
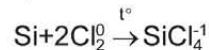
$\xrightarrow{\text{F}_2} \quad \xrightarrow{\text{Cl}_2} \quad \xrightarrow{\text{Br}_2} \quad \xrightarrow{\text{J}_2}$
 Окислительные свойства уменьшаются
 (предыдущий вытесняет последующий из солей
 и водородных соединений)

+ простые вещества

а) металлы

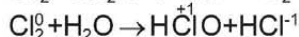
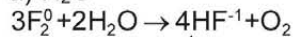


б) неметаллы

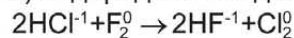


+ сложные вещества

а) H₂O

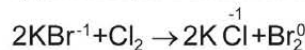


б) водородные соединения других галогенов



но HF + Cl₂ ⇏

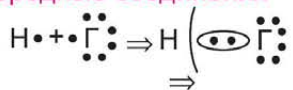
в) растворы солей-галогенидов



но KCl + Br₂ ⇏

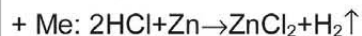
кроме F₂, так как он активно реагирует с H₂O
 в растворе

3) водородные соединения – HГал

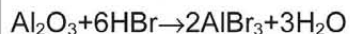


Ковалентная полярная связь;
молекулярная решетка

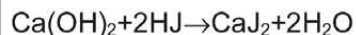
Все общие свойства кислот:



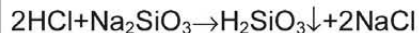
+ осн. и амф. оксид:



+ основание:



+ соль:



газы, растворы в H_2O – кислоты:

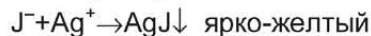
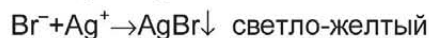


Сила кислот увеличивается, так как Rat.

увеличивается и прочность связи уменьшается ⇒

⇒ легче отрывается H^+

Качественные реакции на ионы Гал⁻:



4) Галогены в природе – только в связанном состоянии

F – CaF_2 – флюорит

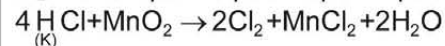
Cl – NaCl – галит; $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ – сильвинит

Br, J – морская вода, водоросли

5) Получение галогенов

F_2 – электролиз расплавов фторидов

Cl_2 – электролиз растворов и расплавов хлоридов,



Br_2, J_2 – вытеснение из солей более активным галогеном

ХИМИЯ

Сера

Аллотропия серы

Ромбическая S_8 Моноклинная – Пластическая
 молекулярная темно-желтые коричневая
 крист. решетка. игольчатые резинообразная
 крист. вещество кристаллы масса
 желтого цвета $T_{пл}=119^\circ C$
 $T_{тп}=113^\circ C$ превращается превращается

Нахождение в природе

В свободном состоянии
 Ромбическая сера

В связанном состоянии

Сульфиды
 ZnS
 PbS
 FeS_2

Сульфаты
 $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
 $CaSO_4 \cdot 2H_2O$

Белки

Применение

При производстве резины, бумаги, спичек, пороха, серной кислоты, мазей от кожных болезней

Химические свойства

$+2\bar{e}$ Окислитель S^0 $-4\bar{e} - 6\bar{e}$ Восстановитель

+ металл:

$$Fe + S^0 \xrightarrow{t^\circ} FeS^{-2}$$

$$2Al + 3S^0 \xrightarrow{t^\circ} Al_2S_3^{-2}$$

+ неметалл

$$H_2 + S^0 \xrightarrow{t^\circ} H_2S^{-2}$$

$$C + 2S^0 \xrightarrow{t^\circ} CS_2^{-2}$$

+ неметалл

$$S^0 + O_2 \xrightarrow{t^\circ + 4} SO_2^{+4}$$

$$S^0 + 3F_2 \xrightarrow{+6} SF_6^{+6}$$

+ сложные вещества

$$S^0 + 2H_2SO_4 \xrightarrow{t^\circ + 4} 3SO_2 + 2H_2O$$

КОНЦ

Соединения серы

-2	+4	+6
<p>H_2S – сероводород, газ без цвета, с резким запахом, ядовит, так как соединяется с железом гемоглобина крови. Образуется при гниении белковых веществ</p>	<p>SO_2 – сернистый газ, бесцветный с резким запахом, хорошо растворяется в H_2O, ядовит</p>	<p>SO_3 – оксид серы (VI), бесцветная дымящая жидкость, хорошо поглощает влагу (гигроскопичен) Раствор SO_3 в H_2SO_4 – олеум.</p>
<p style="text-align: center; color: #e91e63;">Получение:</p> $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow + \text{FeCl}_2$	<p style="text-align: center; color: #e91e63;">Получение:</p> <p>В промышленности – обжиг пирита:</p> $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ <p>в лаборатории:</p> $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{конц}]{t^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	<p style="text-align: center; color: #e91e63;">Получение:</p> $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons[t^\circ; \text{кат.}]{} 2\text{SO}_3$

	-2	+4	+6
Окислительно-восстановительные свойства	<p>Химические свойства: а) Сильный восстановитель, так как S в низшей степени окисления</p> $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{S} \downarrow$ <p>– недостаток O_2</p> $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2 \uparrow$ <p>– избыток O_2</p>	<p>Химические свойства: а) S^{+4} – в промежуточной степени окисления \Rightarrow окисл.-восст. двойственность:</p> <ol style="list-style-type: none"> Окислитель $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S}^0 + 2\text{H}_2\text{O}$ <ol style="list-style-type: none"> Восстановитель $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$	<p>Химические свойства: а) S^{+6} – в высшей степени окисления \Rightarrow окислительные свойства:</p> $3\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} = 4\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Кислотно-восстановительные свойства	<p>б) Раствор H_2S – слабая кислота, имеет все общие свойства кислот. Например:</p> $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- = \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Соли – сульфиды</p>	<p>б) Кислотные свойства – все свойства, характерные для кислотных оксидов</p> $+\text{H}_2\text{O}: \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ <p style="text-align: right; margin-right: 50px;"><small>слабая кислота</small></p> <p>+щелочь:</p> $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center; margin-left: 50px;"><small>сульфит</small></p> $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center; margin-left: 50px;"><small>гидросульфит</small></p> <p>+осн. оксид:</p> $\text{SO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_3$	<p>б) кислотные свойства – все свойства кислотных оксидов</p> $+\text{H}_2\text{O}: \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ <p>+щелочь:</p> $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center; margin-left: 50px;"><small>сульфат</small></p> $\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center; margin-left: 50px;"><small>гидросульфат</small></p> <p>+ осн. оксид:</p> $\text{SO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4$
	<p>Применение: H_2S – составная часть минеральных вод</p>	<p>Применение: 1. Отбеливание тканей, бумаги 2. Получение H_2SO_4</p>	<p>Применение: Практического значения не имеет</p>

Серная кислота $\text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4$

Физические свойства:

Тяжелая маслянистая жидкость без цвета и запаха, гигроскопична, хорошо растворяется в H_2O : при разбавлении кислоту приливают к воде!

Применение

- 1) используется для получения: красителей, минеральных удобрений, взрывчатых веществ, др. кислот, металлов, искусственного шелка, глюкозы
- 2) как электролит в аккумуляторах
- 3) как водоотнимающее средство в органическом синтезе

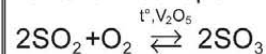
Получение

В промышленности – контактным способом

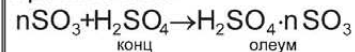
- 1) обжиг пирита

$$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 \uparrow$$
 в печи для обжига в «кипящем слое»

- 2) очищенный газ – в контактный аппарат, где SO_2 окисляется до SO_3 на катализаторе



Поглощение SO_3 конц. H_2SO_4 в поглотительной башне методом противотока

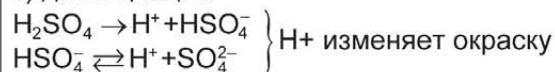


Серная кислота $\text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4$

Химические свойства серной кислоты

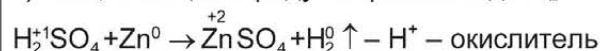
Разбавленная H_2SO_4 – все общие свойства кислоты

1) диссоциация

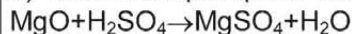


индикатора

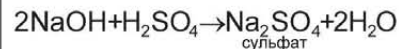
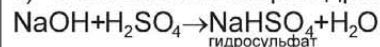
2) +Me, стоящий в ряду напряжений до H_2



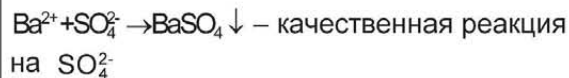
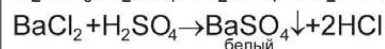
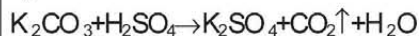
3) +осн. и амфотерный оксид



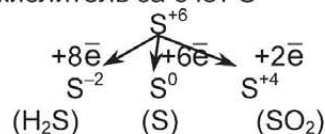
4) +основание и амф. гидроксид



5) +соль

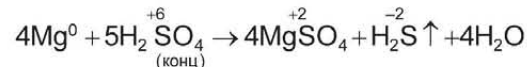
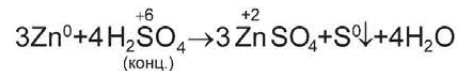
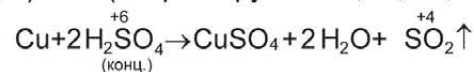


Концентрированная H_2SO_4 – особые свойства, сильный окислитель за счет S^{+6}

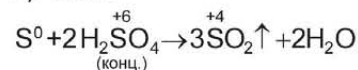


Продукты восстановления зависят от концентрации кислоты и силы восстановителя.

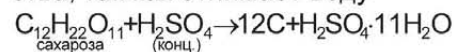
1) +Me (не реагирует с Au, Pt, Fe, Cr, Al)



2) +неMe



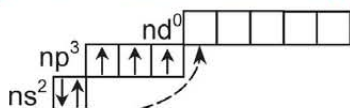
3) обугливает некоторые органические вещества, так как отнимает воду



V группа главная подгруппа

N
P
As
Sb
Bi

Rат увеличивается ⇒
 неметаллические свой-
 ства уменьшаются



кроме N – у
 него d-
 подуровень
 отсутствует

степени окисления:
 -3; 0; +3; +5

Нахождение в природе

В свободном состоянии N_2 – 78% в воздухе
 В связанном состоянии
 а) в земной коре $NaNO_3$
 б) в составе

Строение молекулы

$:N \equiv N:$ тройная ковалентная неполярная связь, очень прочная, чем объясняется низкая реакционная способность

Физические свойства

Газ без цвета, запаха, плохо растворяется в воде, легче воздуха.
 $T_{кип} = -196^\circ C$

Азот

Получение

а) в промышленности: из жидкого воздуха за счет разницы в $T_{кип}$ O_2 и N_2
 б) в лаборатории – из нитрита аммония
 $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$

Использование

1) получение NH_3 и HNO_3 , азотных удобрений
 2) жидкий азот в охлаждающих системах, в медицине при лечении суставов, позвоночника, в косметологии

Химические свойства

N_2^0 в промежуточной степени окисления:

окислитель (N^{-3})
+ акт. Me

$$6Li^0 + N_2^0 \xrightarrow{+2 \ -3} 2Li_3N$$

нитрид

+неMe

$$N_2^0 + 3H_2 \xrightarrow{-3 \ +1} 2NH_3$$

аммиак

в присутствии катализатора, при повышенном давлении, $t = 450^\circ C$

восстановитель ($N^{+1; +2; +3; +4; +5}$)
+неMe

$$N_2^0 + O_2^0 \xrightleftharpoons{+2 \ -2} 2NO$$

при $t=2000^\circ C$ или под действием электрического разряда, что происходит при грозах

$$N_2^0 + 3F_2^0 \xrightarrow{+3 \ -1} 2NF_3$$



Физические свойства

Газ без цвета с характерным запахом, легче воздуха, хорошо растворим в воде, $T_{\text{кип}} = -33^\circ \text{C}$, ядовит

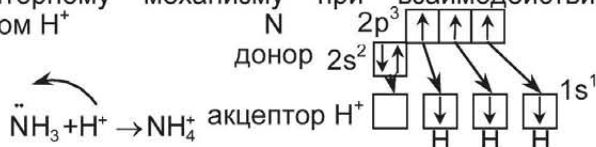
Получение NH_3

а) в промышленности:
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ $T = 450\text{--}500^\circ \text{C}$, кат. – Fe, высокое давление
 б) в лаборатории – соль аммония + щелочь:
 $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Аммиак NH_3

Образование иона аммония NH_4^+

В молекуле NH_3 у атома N остается неподеленная пара электронов, за счет которой может образоваться ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму при взаимодействии с ионом H^+

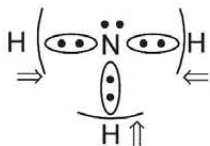


Применение NH_3

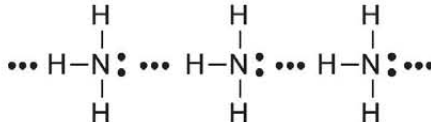
- 1) получение HNO_3
- 2) жидкий NH_3 в холодильных установках
- 3) в медицине – 10% раствор – нашатырный спирт
- 4) получение азотных удобрений

Строение молекулы аммиака NH_3

Ковалентная полярная связь



Общие электронные пары смещены к N (более электроотрицательный), на нем образуется отрицательный заряд, а на атомах H – положительный заряд из-за этого между молекулами образуются водородные связи



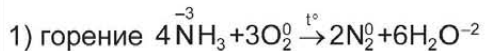
Аммиак NH₃

Химические свойства NH₃

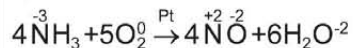
Окислительно-восстановительные

⁻³NH₃ – N⁻³ в низшей степени окисления

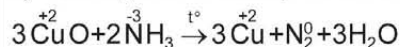
⇒ восстановительные свойства



2) каталитическое окисление



3) с оксидами некоторых металлов



Кислотно-основные свойства

Атом азота в NH₃ способен присоединять ион водорода H⁺ по донорно-акцепторному механизму. Следовательно, NH₃ проявляет основные свойства (вещества, молекулы которых отщепляют H⁺, называются кислотами).

1) +кислота: NH₃+HCl→NH₄Cl – хлорид аммония;

2NH₃+H₂SO₄→(NH₄)₂SO₄ – сульфат аммония;

NH₃+H₂SO₄→NH₄HSO₄ – гидросульфат аммония

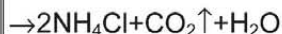
2) +H₂O: NH₃+HOH⇌NH₄OH⇌NH₄⁺+OH⁻ –
гидроксид аммония

OH⁻ изменяют окраску индикатора; NH₄OH слабое основание и непрочное вещество

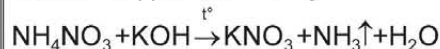
Соли аммония

Имеют общие свойства солей:

1) + кислота: (NH₄)₂CO₃+2HCl→



2) + щелочь – качественная реакция на NH₄⁺, так как выделяется NH₃

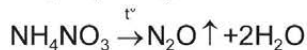
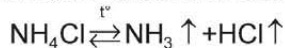


3) + соль: (NH₄)₂SO₄+BaCl₂→BaSO₄↓+2NH₄Cl

Особые свойства солей аммония

1) не реагируют с металлами

2) при нагревании разлагаются, но в зависимости от аниона, по-разному:



Азотная кислота HNO_3

Химические свойства

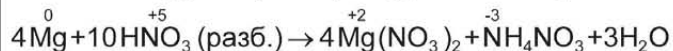
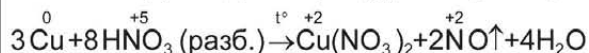
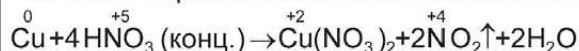
Общие с другими кислотами

- 1) HNO_3 – сильная кислота. Диссоциация $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
- 2) +осн. и амф. оксид: $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) +основание и амф. гидроксид: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 4) +соль: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$

Особые свойства HNO_3

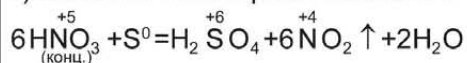
- 1) конц. HNO_3 при t° или на свету разлагается: $4\text{HNO}_3 \rightleftharpoons 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$
бурый газ
- 2) взаимодействие с белками \Rightarrow ярко-желтое окрашивание при попадании на кожу
- 3) особые свойства проявляет в ОВР – сильный окислитель из-за N^{+5} (высшая степень окисления), окислительные свойства NO_3^- сильнее, чем H^+ , поэтому при взаимодействии с Me не выделяется H_2 . $\text{HNO}_3 + \text{Me} \rightarrow$ нитрат + H_2O + продукт восстановления NO_3^- (NO_2 ; NO ; N_2O ; N_2 ; N_2H_4 ; NH_4NO_3)

Чем больше разбавлена кислота и активнее Me , тем полнее идет восстановление.



Конц. HNO_3 не реагирует с Fe , Al , Cr , Au , Pt ; разб. – с Au , Pt .

4) окисляет некоторые неметаллы



Азотная кислота HNO₃

Физические свойства

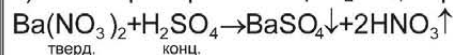
Бесцветная дымящая жидкость с резким запахом. T_{кип}=83° С. Концентрированная HNO₃ может иметь желтую окраску. При попадании на кожу вызывает сильные ожоги и оставляет желтые пятна

Применение

Получение азотных удобрений, взрывчатых веществ, красителей, лекарств, фотопленки, целлулоида, лаков

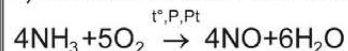
Получение

а) в лаборатории: конц. H₂SO₄+ кристаллический нитрат

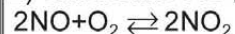


б) в промышленности

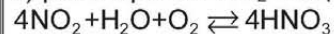
1) каталитическое окисление NH₃:



2) окисление NO до NO₂:



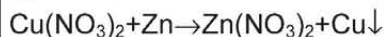
3) растворение NO₂ в воде с избытком O₂:



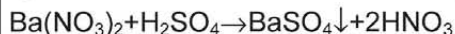
Нитраты

Свойства, общие с другими солями

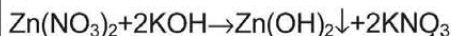
1) + Me



2) + кислота



3) + щелочь

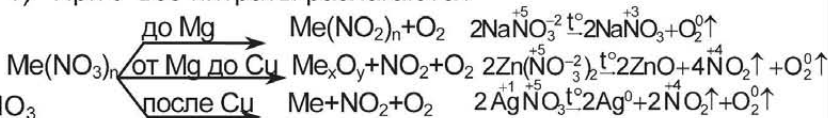


4) + соль



Особые свойства

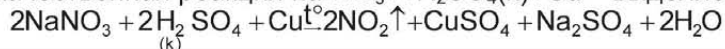
1) При t° все нитраты разлагаются

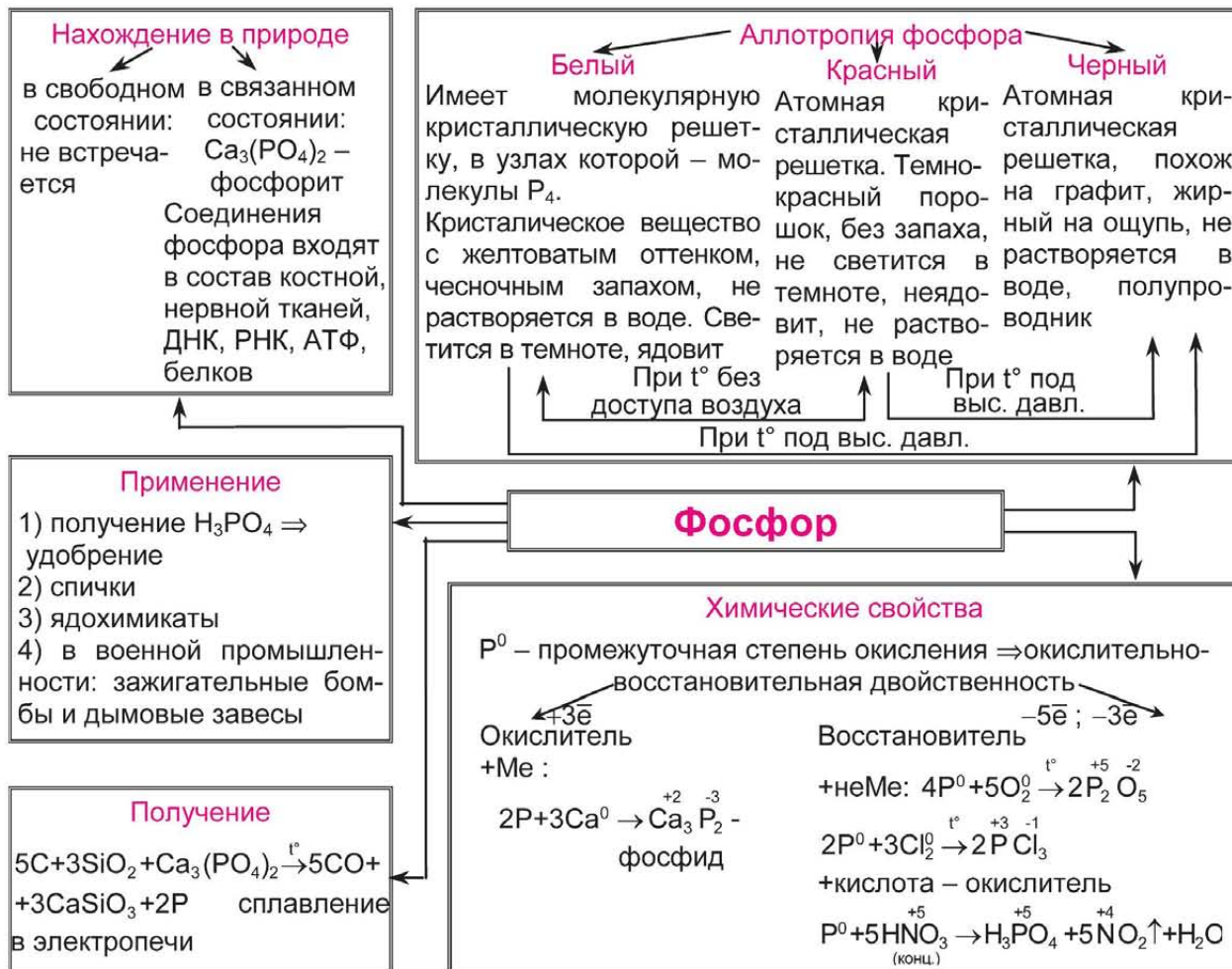


Применение нитратов

- 1) Селитры (KNO₃; NaNO₃; NH₄NO₃; Ca(NO₃)₂) – удобрения
- 2) KNO₃ для изготовления пороха; NH₄NO₃ – взрывчатых веществ;

Качественная реакция на NO₃⁻: +H₂SO₄(к)+Cu – выделяется NO₂↑(бурый)





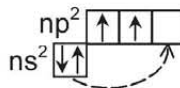
Соединения фосфора

$\overset{+5}{\text{P}_2\text{O}_5}$ – белый порошок, очень гигроскопичный, типичный кислотный оксид	H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, все общие свойств кислот	Соли		
		Средние	Кислые	
1) $+\text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{H}_3\text{PO}_4$ – ортофосфорная $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HPO}_3$ – метафосфорная 2) +щелочь $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH} \rightarrow 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na}_3\text{PO}_4$ – фосфат $\text{P}_2\text{O}_5 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 2\text{Na}_2\text{HPO}_4$ – гидрофосфат $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaH}_2\text{PO}_4$ – дигидрофосфат 3) +основный оксид $3\text{BaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	1) кислота средней силы $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ 2) +Me $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Mg} \rightarrow \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 3\text{H}_2 \uparrow$ 3) +основный оксид $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaO} \rightarrow \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ 4) +основание $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{LiOH} \rightarrow \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ 5) +соль $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaCl}_2 \rightarrow \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{HCl}$	Фосфаты Na_3PO_4 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Гидрофосфаты Na_2HPO_4 CaHPO_4	Дигидрофосфаты NaH_2PO_4 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
		Качественная реакция на PO_4^{3-} $\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ <div style="text-align: center; font-size: small;">желтый</div>		

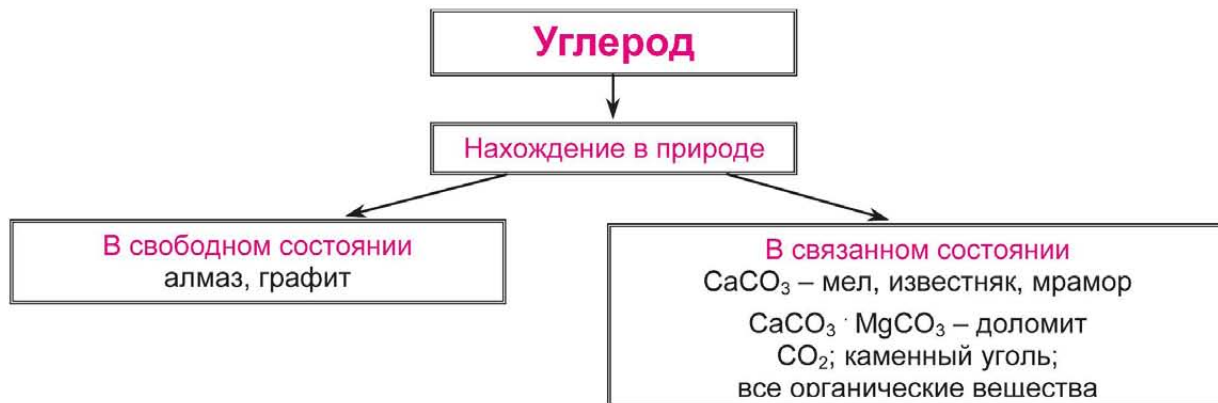
IV группа главная подгруппа

C
Si
Ge
Sn
Pb

Рад увеличивается →
неметаллические свойства
ослабевают, а металлические
усиливаются



Степени окисления
-4; 0; +2; +4



Аллотропия углерода –

основные аллотропные модификации – алмаз и графит

	Алмаз	Графит
Строение	Ковалентная неполярная связь, атомная кристаллическая решетка, имеет тетраэдрическое строение, расстояние между всеми атомами углерода – одинаковое	Кристаллическая решетка имеет слоистое строение. Каждый атом углерода образует три прочные ковалентные неполярные связи с атомами углерода в том же слое. Расстояние между слоями большое, поэтому связь между атомами в одном слое прочнее, чем в различных слоях
Физические свойства	Кристаллическое вещество, прозрачное, бесцветное, высокая лучепреломляющая способность, очень твердое, не проводит эл. ток	Слоистое кристаллическое вещество темно-серого цвета, обладает металлическим блеском, мягкий, проводит электрический ток и тепло
Применение	Для обработки особо твердых материалов (буры, сверла, шлифовальный инструмент, стеклорезы); после огранки – ювелирные изделия	Электроды, твердые смазки, стержни для карандашей, замедлители нейтронов в ядерных реакторах, получение искусственных алмазов
Химические свойства	<p style="text-align: center;">C^0 – в промежуточной степени окисления \Rightarrow окислительно-восстановительная двойственность</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>$+4\bar{e}$ окислитель</p> <p>1) + Me: $4Al^0 + 3C^0 \xrightarrow{t^\circ} Al_4 C_3$</p> <p>2) + H₂: $C^0 + 2H_2^0 \xrightleftharpoons{t^\circ; P, Ni} CH_4$</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>$-2\bar{e}; -4\bar{e}$ восстановитель</p> <p>1) + неМе: $C^0 + O_2^0 \xrightarrow{t^\circ} CO_2$; $2C^0 + O_2^0 \xrightarrow{t^\circ} 2CO$; <small>недост.</small></p> <p>$C^0 + 2F_2^0 \xrightarrow{t^\circ} CF_4$; $C^0 + 2S^0 \xrightarrow{t^\circ} CS_2$</p> <p>3) + H₂O (пар): $C^0 + H_2O \xrightarrow{t^\circ} CO + H_2$</p> </div> </div>	

Оксиды углерода

Физические свойства	CO – оксид углерода (II), угарный газ	CO ₂ – оксид углерода (IV), углекислый газ
	Газ, без цвета и запаха, малорастворим в воде, легче воздуха. Ядовит, так как соединяется с гемоглобином крови	Газ, без цвета и запаха, хорошо растворяется в воде, тяжелее воздуха. Под давлением сжимается, при испарении жидкого CO ₂ поглощается большое количество теплоты и образуется снеговая масса, из которой получают «сухой лед»
Химические свойства	а) кислотно-основные	
	несолеобразующий оксид	кислотный оксид +H ₂ O: CO ₂ +H ₂ O ⇌ H ₂ CO ₃ +щелочь: CO ₂ +Ca(OH) ₂ → CaCO ₃ ↓ +H ₂ O качественная реакция на CO ₂ – помутнение известковой воды +основный оксид: CO ₂ +CaO → CaCO ₃
	б) окислительно-восстановительные	
	Хороший восстановитель C ⁺² → C ⁺⁴ +неМе: $2\overset{+2}{\text{C}}\overset{0}{\text{O}} + \overset{0}{\text{O}}\overset{+4}{\text{O}}\overset{-1}{\text{O}} \rightarrow 2\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{-2}{\text{O}}$ <small>горючий газ</small> $\overset{+2}{\text{C}}\overset{0}{\text{O}} + \overset{0}{\text{Cl}}\overset{+4}{\text{Cl}}\overset{-1}{\text{Cl}} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{O}}\overset{-1}{\text{Cl}}\overset{-1}{\text{Cl}}$ - фосген, яд +оксид Ме: $\overset{+2}{\text{Cu}}\overset{+2}{\text{O}} + \overset{+2}{\text{C}}\overset{0}{\text{O}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}\overset{0}{\text{O}} + \overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{-2}{\text{O}}$	Слабо выраженные окислительные свойства C ⁺⁴ – высшая степень окисления +акт Ме: $2\overset{+4}{\text{Mg}}\overset{0}{\text{O}} + \overset{+4}{\text{C}}\overset{0}{\text{O}}\overset{+2}{\text{O}} \rightarrow 2\overset{+2}{\text{Mg}}\overset{0}{\text{O}} + \overset{0}{\text{C}}$ +некоторые неМе: $\overset{+4}{\text{C}}\overset{0}{\text{O}}\overset{+2}{\text{O}} + \overset{0}{\text{C}} \rightarrow 2\overset{+2}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{-2}{\text{O}}$

	CO – оксид углерода (II), угарный газ	CO ₂ – оксид углерода (IV), углекислый газ
Получение	В лаборатории: $\text{HCOOH} \xrightarrow{t^{\circ}; \text{H}_2\text{SO}_4 \leftarrow (k)} \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ муравьиная кислота в промышленности: $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{1000^{\circ}} 2\text{CO}$ в газогенераторе	В лаборатории: карбонат+кислота $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ в промышленности: $\text{CaCO}_3 \xrightleftharpoons{t^{\circ}} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
Применение	1) восстановитель в металлургии 2) как топливо 3) для синтеза органических веществ	1) получение соды 2) получение «сухого льда» 3) изготовление газированных напитков 4) в огнетушителях

Угольная кислота и ее соли

H₂CO₃ – слабая неустойчивая, существует только в водном растворе.

Соли

Средние: карбонаты Na ₂ CO ₃ ; CaCO ₃	Кислые: гидрокарбонаты NaHCO ₃ ; Ca(HCO ₃) ₂
Общие свойства	
+ Me	
Не реагируют, так как растворимы только карбонаты щелочных металлов	Pb(HCO ₃) ₂ + Fe → Fe(HCO ₃) ₂ + Pb↓
+щелочь	
Na ₂ CO ₃ + Ca(OH) ₂ → CaCO ₃ ↓ + 2NaOH	Pb(HCO ₃) ₂ + 2NaOH → Pb(OH) ₂ ↓ + 2NaHCO ₃
+кислота – качественная реакция	
K ₂ CO ₃ + 2HCl → 2KCl + CO ₂ ↑ + H ₂ O	Ca(HCO ₃) ₂ + 2HCl → CaCl ₂ + 2CO ₂ ↑ + 2H ₂ O
+ соль	
Na ₂ CO ₃ + CaCl ₂ → 2NaCl + CaCO ₃ ↓	Ba(HCO ₃) ₂ + Na ₂ SO ₄ → BaSO ₄ ↓ + 2NaHCO ₃
Особые свойства – все при нагревании разлагаются, кроме карбонатов щелочных металлов	
CaCO ₃ $\xrightarrow{t^{\circ}}$ CO ₂ ↑ + CaO	Ca(HCO ₃) ₂ $\xrightarrow{t^{\circ}}$ CaCO ₃ ↓ + H ₂ O + CO ₂ ↑
Взаимные превращения карбонат $\xrightleftharpoons[2) + \text{щелочь}]{1) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}}$ гидрокарбонат	
1) CaCO ₃ + H ₂ O + CO ₂ → Ca(HCO ₃) ₂	2) Ca(HCO ₃) ₂ + Ca(OH) ₂ → 2CaCO ₃ ↓ + 2H ₂ O
	3) Ca(HCO ₃) ₂ $\xrightarrow{t^{\circ}}$ CaCO ₃ ↓ + H ₂ O + CO ₂ ↑



Кремний и его соединения

Si – химический элемент	
По распространенности II место в природе и I место в земной коре. Только в виде соединений	
Входит в состав животных и растительных организмов	
Si – простое вещество	
<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> ← Si → </div>	
Аморфный – бурый порошок $T_{пл} = 1000^\circ \text{C}$	Кристаллический – твердое вещество с металлическим блеском, тепло- и электропроводность, полупроводник, строение аналогично строению алмаза $T_{пл} = 1420^\circ \text{C}$
Получение:	$\text{SiO}_2 + \text{восстановитель:}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Si} + 2\text{CO} \uparrow$; $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t^\circ} \text{Si} + 2\text{MgO} \uparrow$
Химические свойства	а) восстановительные + неМе: $\text{Si}^0 + 2\text{F}_2^0 \rightarrow \text{SiF}_4^{+4, -1}$; $\text{Si}^0 + \text{O}_2^0 \rightarrow \text{SiO}_2^{t^\circ, +4, -2}$; $\text{Si}^0 + \text{C}^0 \rightarrow \text{SiC}^{t^\circ, +4, -4}$ + щелочь: $\text{Si}^0 + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3^{+1, +1} + \text{H}_2 \uparrow$ б) окислительные– $\text{Si}^0 + 2\text{Mg}^0 \xrightarrow{t^\circ} \text{Mg}_2\text{Si}^{+2, -4}$ силицид
Применение	1) в полупроводниковой технике (фотоэлементы, солнечные батареи) 2) в металлургии (изготовление кислотоустойчивых сталей)

SiO_2	
Физические свойства	Твердое тугоплавкое ($T_{\text{пл}} = 1728^\circ \text{C}$) вещество, нерастворимое в воде. Атомная кристаллическая решетка
Химические свойства	<p>а) кислотно-основные – кислотный оксид +щелочь: $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ </p> <p>+осн. оксид: $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaSiO}_3$ </p> <p>+соль: $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$ </p> <p>+H_2O: не реагирует, так как прочная кристаллическая решетка</p> <p>б) окислительно-восстановительные Si^{+4} – окисл. свойства, так как высшая степень окисления $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Si} + 2\text{CO} \uparrow$ </p>
Применение	<p>1) кварцевое стекло 2) производство стекла, керамики, цемента, бетона 3) для травления стекла используется реакция: $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ </p>

H_2SiO_3	
Физические свойства	бесцветное студенистое вещество, нерастворимо в воде
Химические свойства:	<p>Очень слабая кислота, практически не образует H^+, поэтому реагирует только со щелочами</p> $H_2SiO_3 + 2KOH \rightarrow K_2SiO_3 + 2H_2O$ $H_2SiO_3 \xrightarrow{t^\circ} SiO_2 + H_2O \text{ нестабильная}$
Получение	<p>Растворимый силикат + сильная кислота</p> $Na_2SiO_3 + 2HCl \rightarrow H_2SiO_3 \downarrow + 2NaCl$ <p>Практического значения не имеет</p>
Силикаты	
Химические свойства	<p>– общие свойства солей</p> <p>а) + Me – не реагирует, так как растворимы только K_2SiO_3 и Na_2SiO_3</p> <p>б) + щелочь</p> $K_2SiO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSiO_3 \downarrow + 2KOH$ <p>в) + кислота</p> $K_2SiO_3 + 2HCl \rightarrow H_2SiO_3 \downarrow + 2KCl$ <p>кач. реакция на SiO_3^{2-}</p> <p>г) + соль:</p> $K_2SiO_3 + CaCl_2 \rightarrow 2KCl + CaSiO_3 \downarrow$
Применение	<p>1) цемент, бетон</p> <p>2) Na_2SiO_3 – силикатный клей</p>

Органическая химия



Основные положения теории химического строения органических веществ

1) Атомы и молекулы реально существуют. Атомы соединяются в молекулы согласно их валентности.

Валентность	Степень окисления
Определяется числом образованных ковалентных связей	Определяется количеством смещенных электронов
Используется для характеристики веществ с ковалентными связями	Используется для характеристики веществ с ионными связями
Не может быть равна 0, иметь положительное или отрицательное значение	Может быть равна 0; иметь положительное или отрицательное значение

2) Свойства веществ зависят не только от их состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле, то есть от химического строения.

Химическое строение отображается с помощью структурных формул, в которых каждая валентность обозначается черточкой.

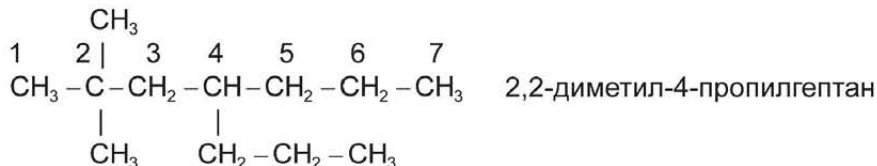
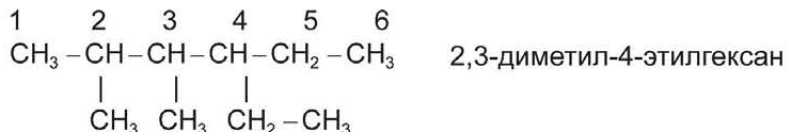
Вещества, имеющие одинаковый состав, но разное строение, называются изомерами. Не путать изомеры и гомологи!

Признаки сравнения	Изомеры	Гомологи
Состав	Одинаковый	Сходный
Строение	Разное	Сходное
Свойства	Разные	Сходные

Предельные углеводороды (алканы)

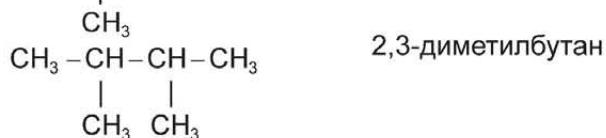
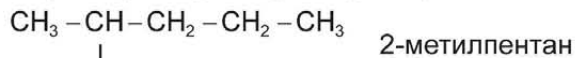
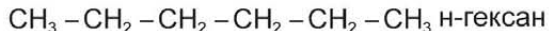
I. Номенклатура алканов

- 1) Выбрать главную цепь – самая длинная неразветвленная
- 2) Пронумеровать атомы углерода, начиная с того конца, к которому ближе находится боковое ответвление
- 3) Даем название: название радикалов с указанием их положения в цепи цифрами и количества греческими числительными, затем – название главной цепи



II. Изомерия алканов – изомерия углеродного скелета

Составить структурные формулы трех изомеров состава C_6H_{14}



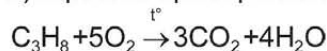
III. Физические свойства алканов

$C_1 - C_4$ – газы $C_5 - C_{15}$ – жидкости $C_{16} - \dots$ – твердые вещества	}	С увеличение Мг увеличивается межмолекулярное взаимодействие, поэтому растет плотность веществ, $T_{\text{кип}}$ и меняется агрегатное состояние
--	---	--

IV. Химические свойства алканов

1) ОВР

а) горение: при горении всех углеводородов образуются CO_2 и H_2O



б) разложение $C_2H_6 \xrightarrow{t^\circ} 2C + 3H_2 \uparrow$

в) только для метана: $2CH_4 \xrightarrow{1500^\circ} 3H_2 \uparrow + C_2H_2$ – ацетилен

2) реакции замещения, так как алканы – насыщенные углеводороды

галогенирование: $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{\text{свет}} \underset{\text{хлорметан}}{CH_3 - Cl} + HCl \uparrow$

$CH_3 - CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{\text{свет}} \underset{\text{хлорэтан}}{CH_3 - CH_2Cl} + HCl \uparrow$ $CH_3 - CH_2 - Cl + Cl_2 \xrightarrow{\text{свет}} \underset{1,1\text{-дихлорэтан}}{CH_3 - CHCl_2} + HCl \uparrow$

3) Реакции отщепления – дегидрирования

$CH_3 - CH_2 - CH_3 \xrightarrow{t^\circ; Ni} \underset{\text{пропен}}{CH_3 - CH = CH_2} + H_2$

V. Применение алканов

1) алканы – топливо: бытовой газ, бензин, керосин, мазут и т. д.

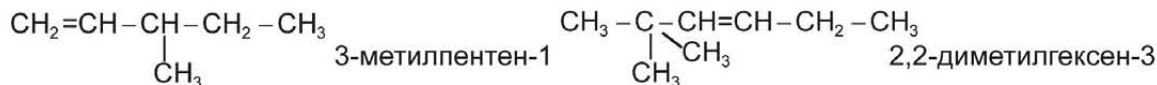
2) галогенпроизводные алканов – растворители

3) CH_4 – получение H_2 , C_2H_2

Алкены

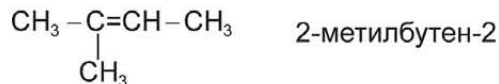
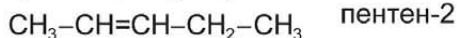
I. Номенклатура алкенов

Название радикалов и их местоположение + название главной цепи с заменой суффикса -ан на -ен (указывает на наличие двойной связи) + цифра, указывающая местоположение двойной связи. Нумерация начинается с того конца, к которому ближе расположена двойная связь.

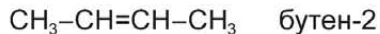


II. Изомерия алкенов

а) изомерия углеродного скелета

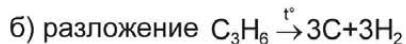
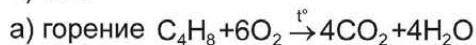


б) изомерия положения кратной связи

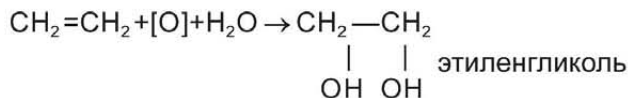


III. Химические свойства алкенов

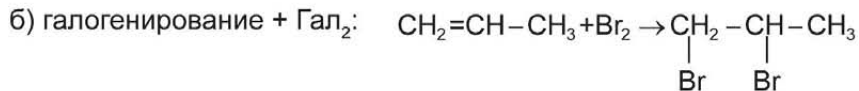
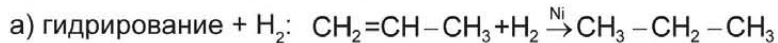
1) ОВР



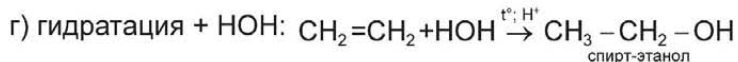
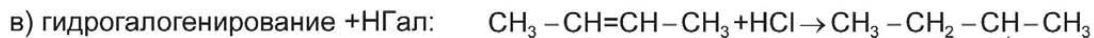
в) + водный раствор KMnO_4 – раствор обесцвечивается – качественная реакция на наличие кратных связей



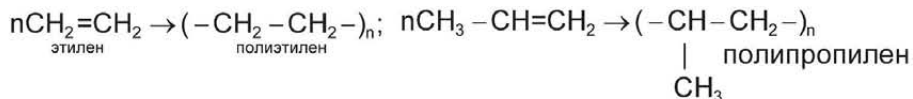
2) реакции присоединения, так как алкены – непредельные углеводороды.



качественная реакция на кратную связь, так как раствор обесцвечивается.



3) Реакция полимеризации – реакция, в результате которой образуется высокомолекулярное вещество



IV. Получение алкенов



V. Применение этилена

- 1) получение пластмасс – изготовление посуды, труб, пленки;
- 2) получение этанола – растворитель, используется в органическом синтезе;
- 3) получение этиленгликоля – антифриз – понижает T_{замерз.}

Алкины

I. Номенклатура алкинов

Аналогично алкенам. Суффикс -ин указывает на наличие тройной связи.

$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ бутин-1; $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ 4-метилпентин-2

II. Изомерия алкинов

а) изомерия углеродного скелета.

$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ пентин-1; $\text{CH}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ 3-метилбутин-1

б) изомерия положения кратной связи.

$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ бутин-1; $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}$ бутин-2

III. Химические свойства алкинов (ацетилена)

1) ОВР горение: $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2) реакции присоединения:

а) гидрирование: $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ; \text{Ni}} \text{CH}_2=\text{CH}_2$

б) галогенирование: $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{Br}_2 \rightarrow \underset{\text{Br}}{\text{CH}}=\underset{\text{Br}}{\text{CH}}$

в) гидрогалогенирование: $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \rightarrow \underset{\text{Cl}}{\text{CH}_2}=\underset{\text{H}}{\text{CH}}$

г) гидратация: $\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{HOH} \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{H}}{\text{C}}=\overset{\text{O}}{\text{C}}$ уксусный альдегид

3) Полимеризация (тримеризация) $3\text{C}_2\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ; \text{кат}} \text{C}_6\text{H}_6$ – бензол

IV. Получение ацетилена

В лаборатории: $\text{Ca} \begin{array}{c} \nearrow \text{C} \\ \text{|||} \\ \searrow \text{C} \end{array} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$

карбид кальция

В промышленности: $2\text{CH}_4 \xrightarrow{1500^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$

V. Применение ацетилена

1) При горении выделяется много теплоты – для сварки и резки металлов.

2) Получение уксусного альдегида, бензола – в органическом синтезе.

Бензол – ароматический углеводород

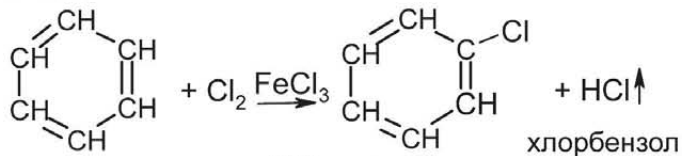
I. Физические свойства бензола

Бесцветная жидкость со сладковатым запахом, нерастворим в воде, легче воды, $T_{\text{кип}} = 80^\circ \text{C}$.

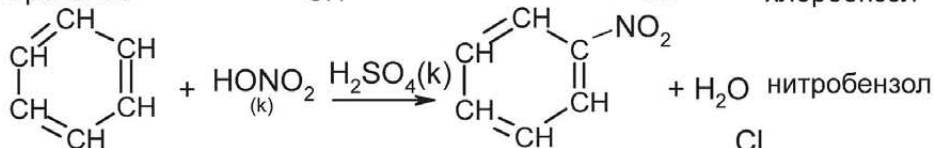
II. Химические свойства бензола

Реакция замещения

а) галогенирование

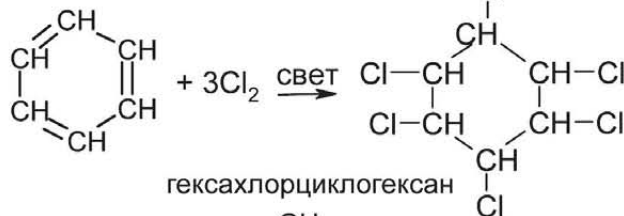


б) нитрование

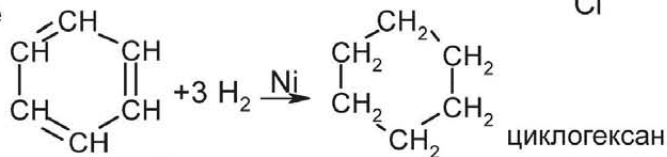


Реакция присоединения

а) галогенирование



б) гидрирование



III. Получение бензола $3\text{C}_2\text{H}_2 \xrightarrow[\text{кат}]{t^\circ} \text{C}_6\text{H}_6$

IV. Применение бензола

Используется как исходное вещество при получении красителей, взрывчатых веществ, лекарств, пестицидов.

Спирты

Спирты – производные углеводородов, в которых один или несколько атомов -H замещены на -OH.

I. Классификация:

Одна OH – одноатомные; несколько OH – многоатомные

II. Номенклатура спиртов

Название алкана + суффикс -ол

Одноатомные: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ – этанол; $\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{OH}$ – бутанол-2.

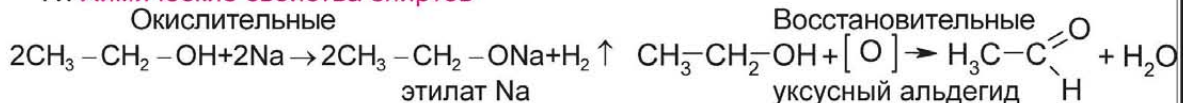
Многоатомные: $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ – этандиол-1,2 (этиленгликоль) $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ | \quad | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ – пропантриол-1,2,3 (глицерин)

III. Физические свойства спиртов

Простейшие спирты – бесцветные жидкости с характерным запахом, высокими $T_{\text{кип}}$, хорошо растворимые в воде.

IV. Химические свойства спиртов

Окислительные



Восстановительные



V. Получение спиртов

Гидратация алкенов: $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HON} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

VI. Применение спиртов

CH_3OH – растворитель;

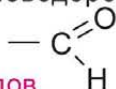
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ – растворитель, в медицине, для получения алкогольных напитков;

$\text{HO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ – антифриз;

$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ | \quad | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ – в кожевенной промышленности, парфюмерии, медицине, антифриз.

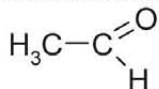
Альдегиды

Альдегиды – производные углеводородов, в которых углеводородный радикал связан с альдегидной группой

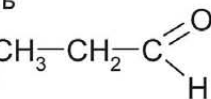
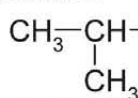


I. Номенклатура альдегидов

Название алкана + суффикс -аль



этаналь



пропаналь

2-метилпропаналь

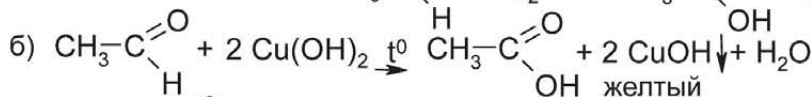
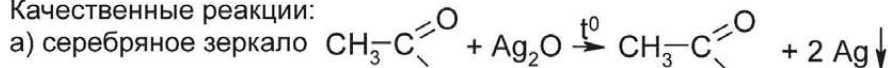
II. Физические свойства

Метаналь – бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворяется в H_2O , яд.

Этаналь – бесцветная легколетучая жидкость с запахом прелых яблок, хорошо растворяется в H_2O .

III. **Химические свойства** – восстановительные.

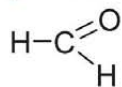
Качественные реакции:



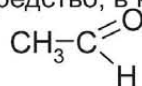
В этих реакциях альдегиды окисляются до кислот

IV. **Получение альдегидов** – окисление спиртов.

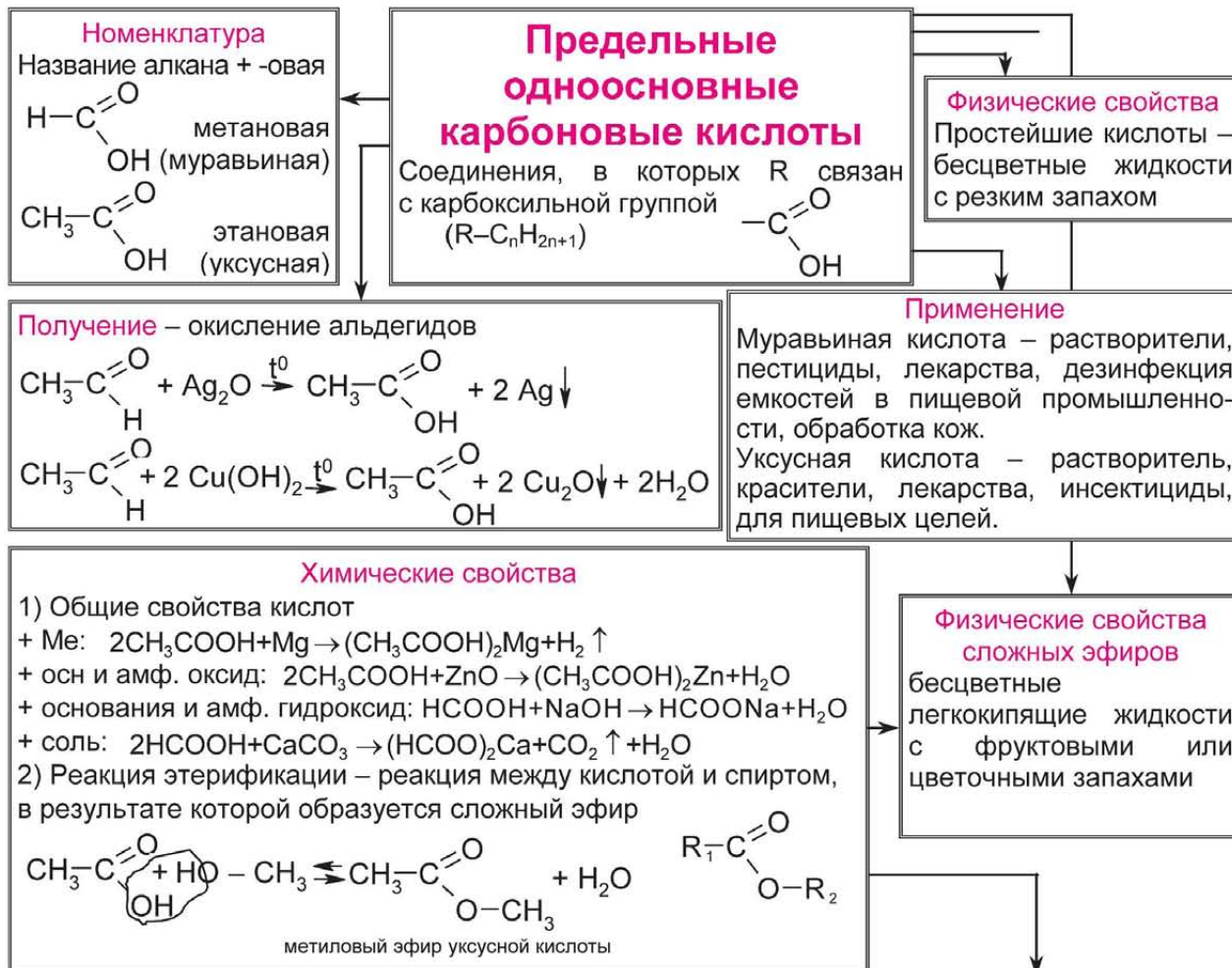
V. **Применение альдегидов.**

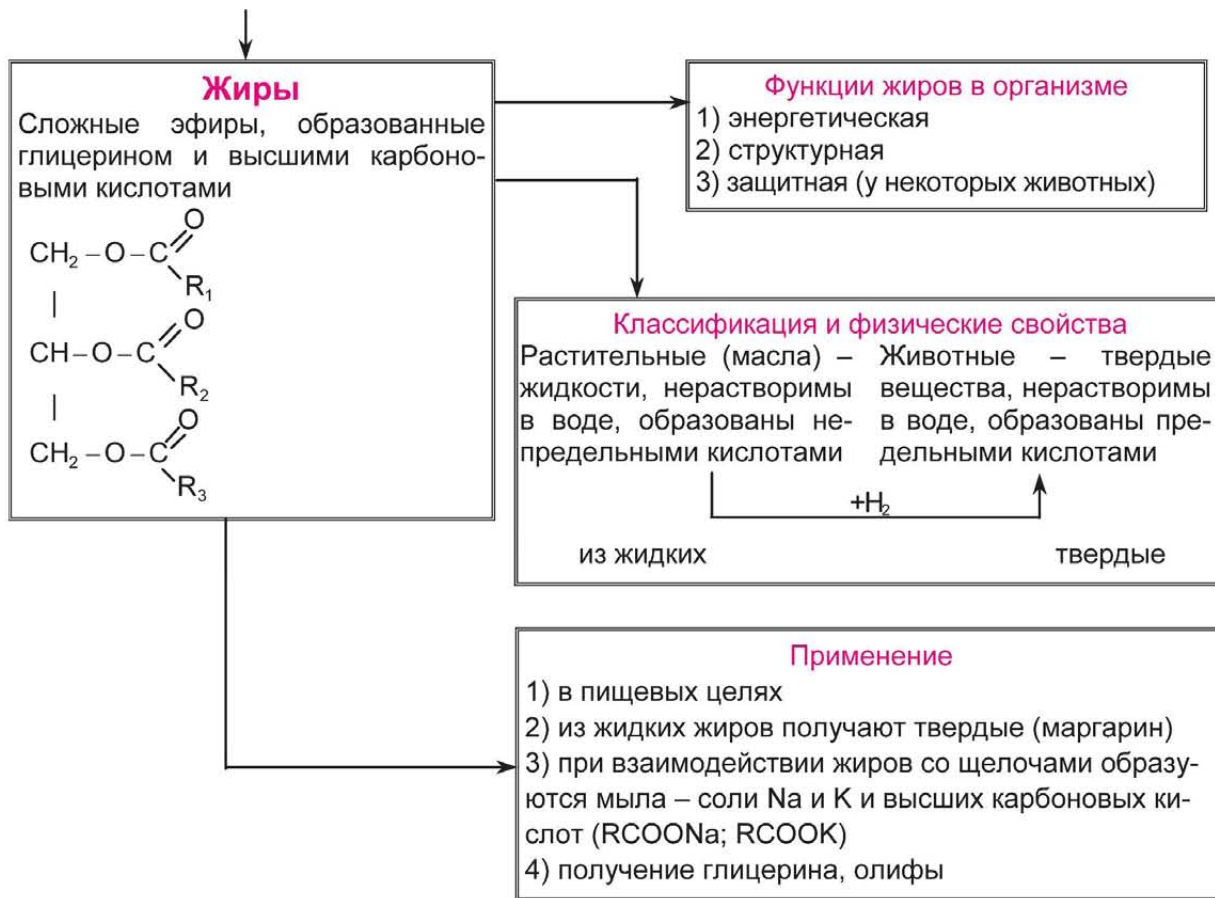


– дезинфицирующее средство, в кожевенной промышленности, получение пластмасс;



– получение уксусной кислоты





АМИНОКИСЛОТЫ

Органические вещества, содержащие и amino- (NH_2), и карбоксильную ($-\text{COOH}$) группы.

Номенклатура

Приставка amino- + название карбоновой кислоты



Физические свойства

Бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворяются в воде, многие имеют сладкий вкус.

Применение

- 1) Лекарства
- 2) Получение синтетических волокон – капрон.

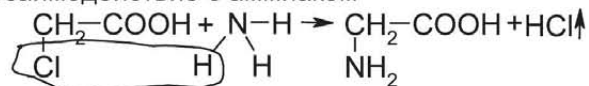
Значение

Образуют белки

Получение

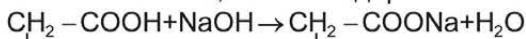
Галогенирование карбоновой кислоты
 $\text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2 - \text{COOH} + \text{HCl} \uparrow$

Взаимодействие с аммиаком

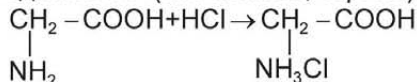


Химические свойства

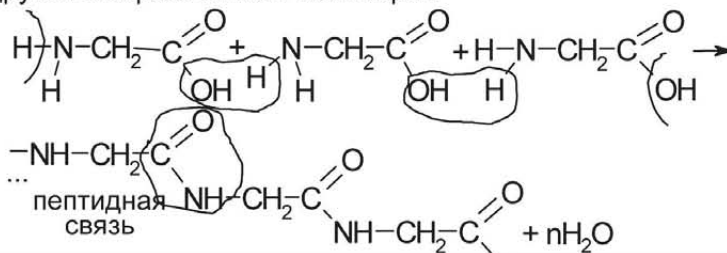
Кислотные свойства, так как содержится $-\text{COOH}$



Основные свойства, так как содержится $-\text{NH}_2$ – способна присоединять H^+ (см. аммиак, стр. 57)



То есть аминокислоты проявляют амфотерные свойства. По этой причине молекулы аминокислоты реагируют друг с другом с образованием полимеров.



Биополимеры, образованные аминокислотами – белки

Свойства белков

- 1) Гидролиз – разложение в кислой или щелочной среде с образованием аминокислот. Это свойство лежит в основе пищеварения
- 2) Денатурация – свертывание белка (при нагревании, под действием радиации, солей тяжелых металлов, концентрированных растворов кислот и щелочей).
- 3) Качественные реакции:
 - а) ксантопротеиновая – белок + HNO_3 → желтое окрашивание;
 - б) биуретовая – белок + NaOH + CuSO_4 → красно-фиолетовое окрашивание.

Функции белков

- 1) Строительная – входят в состав клеточных мембран.
- 2) Каталитическая – все ферменты являются белками.
- 3) Защитная – антитела-белки.
- 4) Транспортная – гемоглобин переносит O_2 .
- 5) Двигательная – миозин – белок мышц.
- 6) Регуляторная – гормоны-белки.
- 7) Энергетическая – при расщеплении белков выделяется энергия.

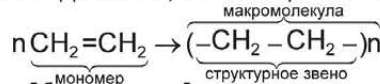
Углеводы

По способности подвергаться гидролизу					
		Не гидролизуются – моносахариды (глюкоза, фруктоза)	При гидролизе образуется из каждой молекулы две молекулы моносахаридов – дисахариды (сахароза)	При гидролизе из каждой молекулы образуется множество молекул моносахаридов – полисахариды (крахмал, целлюлоза)	
		Глюкоза C₆H₁₂O₆	Сахароза	Крахмал	Целлюлоза
В природе	Во фруктах, особенно много в винограде. У животных и человека – в крови	В растениях, особенно в сахарной свекле и тростнике	Во всех растениях, особенно в зернах и клубнях	Во всех растениях: входит в состав клеточных оболочек, особенно много во льне и хлопке	
Физические свойства	Бесцветное кристаллическое вещество, сладкое, хорошо растворяется в воде	Бесцветное кристаллическое вещество, сладкое, хорошо растворяется в воде	Белый аморфный порошок, в горячей воде набухает	Белое волокнистое вещество, не растворяется в воде	
Химические свойства	Альдегидоспирт 1) как альдегид а) $C_6H_{12}O_6 + Ag_2O \xrightarrow{t^o} Ag \downarrow$ <small>раствор</small> – серебряное зеркало б) $C_6H_{12}O_6 + Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^o} Cu_2O \downarrow$ <small>осадок</small> кирпичного цвета 2) как многоатомный спирт $C_6H_{12}O_6 + Cu(OH)_2 \xrightarrow{раствор}$ ярко-синее окрашивание	$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{t^o}$ $\xrightarrow{t^o} C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$ <small>глюкоза</small> <small>фруктоза</small>	1) крахмал + H ₂ O → → глюкоза 2) крахмал + J ₂ → → синее окрашивание	Целлюлоза + H ₂ O → → глюкоза	

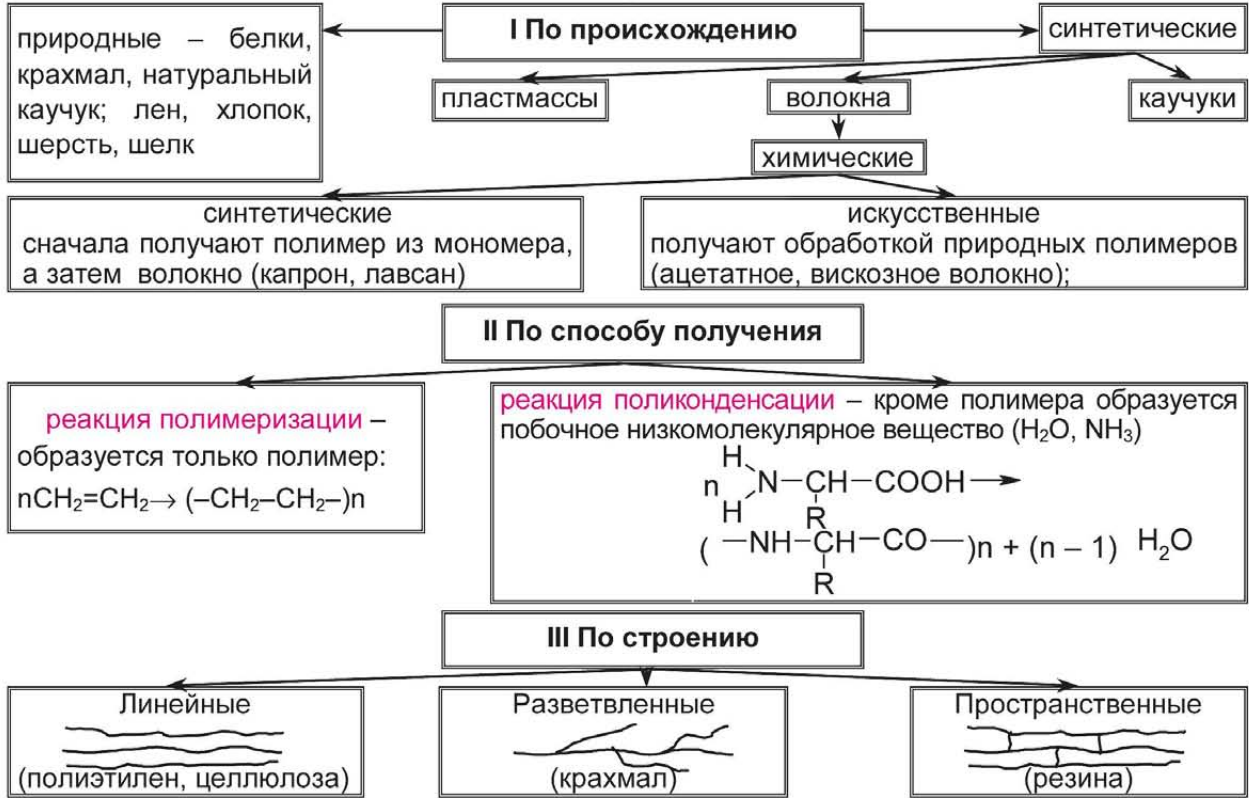
Применение	1) как источник энергии в организме 2) получение этанола, молочной кислоты, витамина С, сорбита (заменителя сахара)	1) в пищевой промышленности 2) в пищу	1) получение глюкозы и патоки, спирта, лимонной кислоты 2) для изготовления лекарств 3) в парфюмерной, пищевой промышленности	1) в строительстве 2) топливо 3) натуральные и искусственные волокна 4) бумага, картон 5) этанол 6) нитролаки 7) киноплёнка 8) бездымный порох 9) пластмассы
------------	--	--	---	--

Полимеры

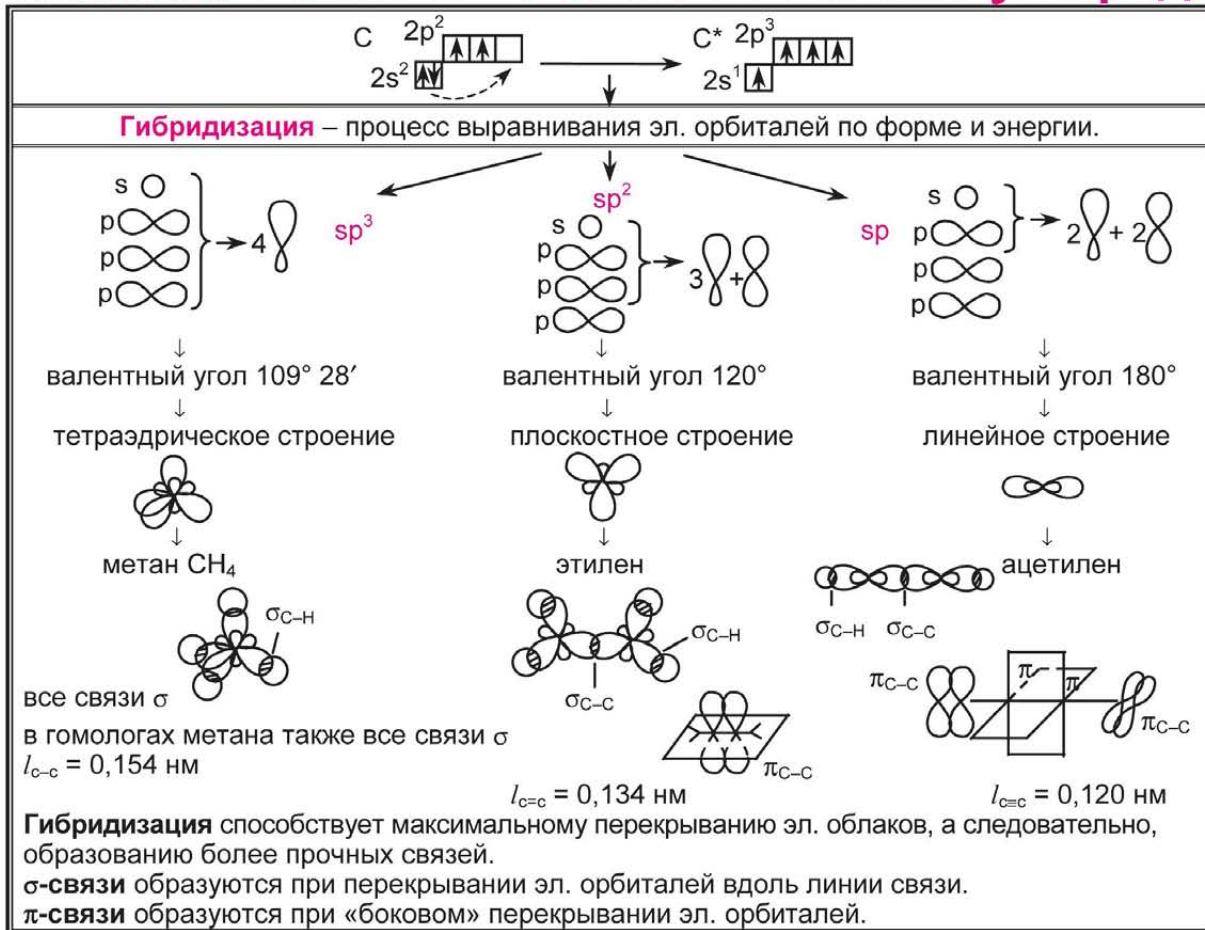
Полимеры – высокомолекулярные соединения, состоящие из множества повторяющихся одинаковых структурных звеньев.



Классификация



10 класс. Валентные состояния атома углерода



Теория химического строения органических веществ А. М. Бутлерова – см. стр. 71, стр. 140, 141. Классификация органических веществ – см. стр. 155–157. Изомерия органических веществ – см. 142, 143.

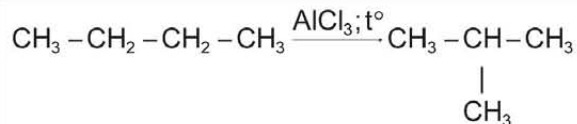
Типы химических реакций в органической химии

1. Реакции замещения – реакции, при которых атом или группа атомов заменяется на другой атом или группу атомов	
реакция галогенирования (+Гал ₂) $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{уф. свет.}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{Cl} + \text{HCl} \uparrow$	реакция нитрования (+HNO ₃ – HONO ₂) $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HONO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">(к)</p>
2. Реакции присоединения – реакции, при которых из двух или более молекул образуется одна. Только для веществ, молекулы которых имеют π-связи.	
<p style="text-align: center;">р. гидрирования (+H₂)</p> $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	<p style="text-align: center;">р. галогенирования (+Гал₂)</p> $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \underset{\text{Br}}{\text{CH}} - \underset{\text{Br}}{\text{CH}_2}$
<p style="text-align: center;">р. гидрогалогенирования (+HГал)</p> $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$	<p style="text-align: center;">р. гидратации (+H₂O)</p> $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HOH} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$
р. образования полимеров	
<p>р. полимеризации – процесс, при котором из мономера (низкомолекулярного вещества) образуется полимер (высокомолекулярное вещество)</p> $n\text{CH}_2 = \text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)_n$	
<p>р. поликонденсации – процесс, при котором из мономера, кроме полимера, образуется еще побочный низкомолекулярный продукт (например H₂O)</p> $n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + (n-1)\text{H}_2\text{O}$	

3. Реакции отщепления (элиминирования) – реакции, при которых из одной молекулы вещества образуется несколько молекул других веществ.

<p>р. дегидрирования (–H₂)</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \xrightarrow{t^\circ; \text{Al}_2\text{O}_3} \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2$	<p>р. дегалогенирования (–Гал₂)</p> $\text{CH}_3 - \underset{\text{Cl}}{\text{CH}} - \underset{\text{Cl}}{\text{CH}_2} + \text{Zn} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{ZnCl}_2$
<p>р. дегидрогалогенирования (–HГал)</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Br} + \underset{\text{спирт}}{\text{KOH}} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$	<p>р. дегидратации (–H₂O)</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} \xrightarrow{t^\circ > 170^\circ; \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})}} \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
<p>р. деполимеризации (р. деполиконденсации)</p>	
$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + (n-1)\text{H}_2\text{O} \rightarrow n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	

4. Реакции изомеризации – реакции, в результате которых из молекул одного вещества образуются молекулы другого вещества с тем же качественным и количественным составом, но другим строением.



Природные источники углеводородов



ХИМИЯ



Алканы (C_nH_{2n+2})

Номенклатура, изомерия, физические свойства – см. стр. 72.

Строение молекулы метана – см. стр. 87 (валентные состояния углерода).

Химические свойства	
разрыв связи C–H	разрыв связи C–C
<p>1) р. замещения по свободно-радикальному механизму</p> <p>а) галогенирование</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{УФ}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Cl} + \text{HCl}$ <p style="text-align: center;">хлорэтан 2-хлорпропан</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{УФ}} \begin{cases} \text{CH}_3 - \overset{\text{Cl}}{\text{CH}} - \text{CH}_3 \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{Cl} \end{cases} + \text{HCl}$ <p style="text-align: center;">1-хлорпропан</p> <p>б) нитрование</p> $\text{CH}_4 + \text{HONO}_2 \xrightarrow[\text{(p)}]{t^\circ} \text{CH}_3 - \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">нитрометан</p> <p>2) р. отщепления (дегидрирования)</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 \xrightarrow[\text{кат}]{t^\circ} \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2$ <p style="text-align: center;">этен</p>	<p>1) р. горения $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$</p> <p>2) крекинг</p> $\text{C}_{10}\text{H}_{22} \xrightarrow{400^\circ - 500^\circ \text{C}} \text{C}_5\text{H}_{10} + \text{C}_5\text{H}_{12}$ <p style="text-align: center;">пептен пептан</p> <p>3) пиролиз $\text{C}_2\text{H}_6 \xrightarrow{1000^\circ \text{C}} 2\text{C} + 3\text{H}_2$</p> $2\text{CH}_4 \xrightarrow{1500^\circ \text{C}} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$ <p style="text-align: center;">(только для метана)</p> <p>4) р. изомеризации</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \xrightarrow{t^\circ, \text{AlCl}_3} \begin{matrix} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{matrix}$ <p style="text-align: center;">изобутан</p>

Применение

1) Топливо – бытовой газ, керосин, мазут, бензин

2) Галогенпроизводные алканов – растворители, например, CH_3Cl ; CCl_4

3) В органическом синтезе, например:

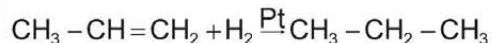
$2\text{CH}_4 \xrightarrow{1500^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$, образовавшийся ацетилен применяется для получения спиртов и альдегидов;

$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ; \text{кат.}} \text{CO} + 3\text{H}_2$, образовавшийся синтез-газ используется для получения кислородосодержащих органических веществ

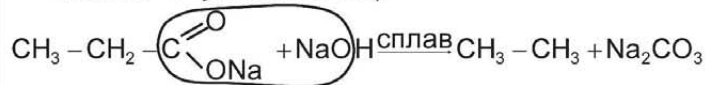
Получение

1) выделяют из природных источников углеводородов;

2) гидрирование алкенов (число атомов "С" не изменяется)



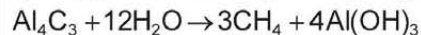
3) декарбоксилирование солей карбоновых кислот или щелочное плавление (число атомов "С" уменьшается)



4) синтез Вюрца (число атомов "С" увеличивается)

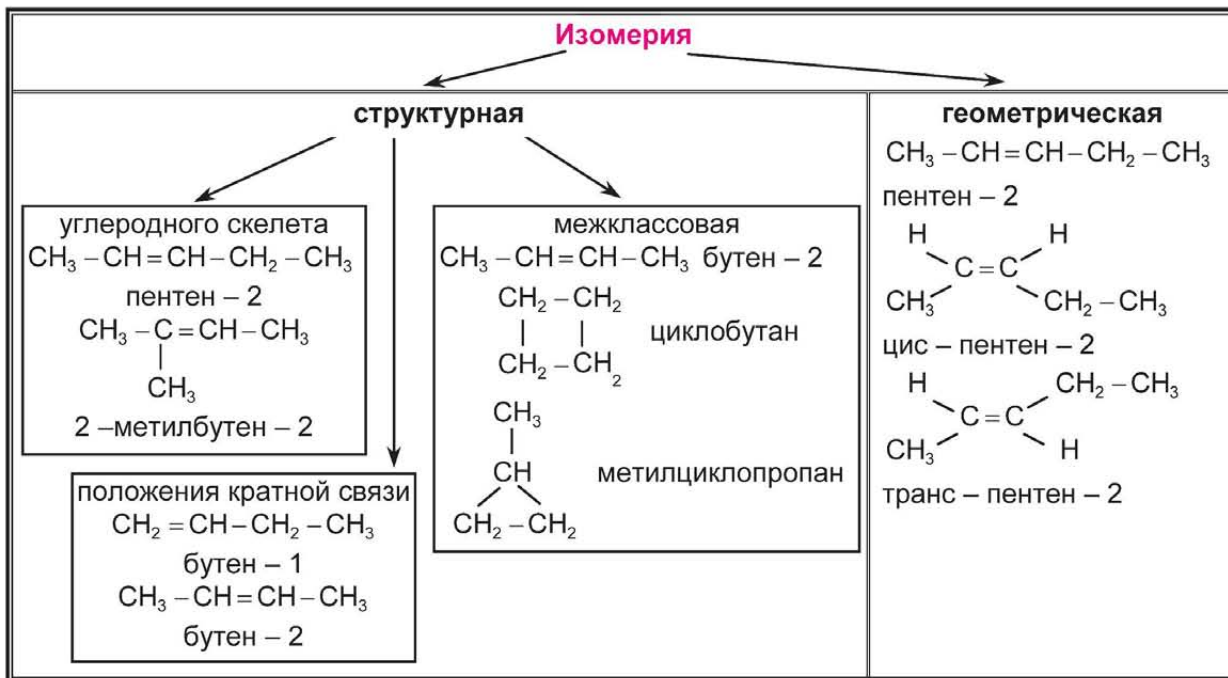


5) гидролиз некоторых карбидов, например:



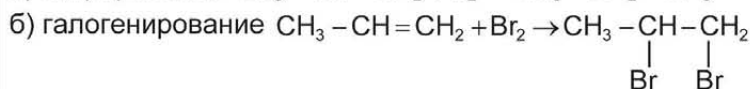
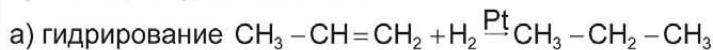
Алкены ($C_n H_{2n}$)

Строение молекулы этилена – см. стр. 87 (валентные состояния углерода).
Номенклатура алкенов – см. стр. 74.



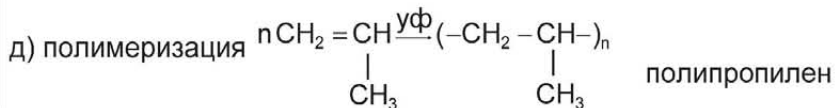
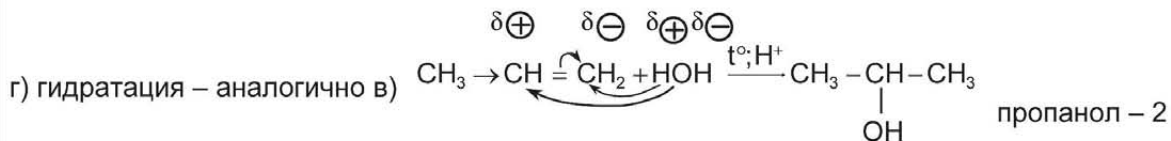
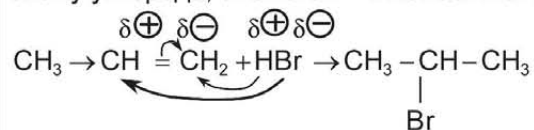
Химические свойства

1) Реакции присоединения



реакция с бромной водой – качественная, т. к. происходит обесцвечивание раствора

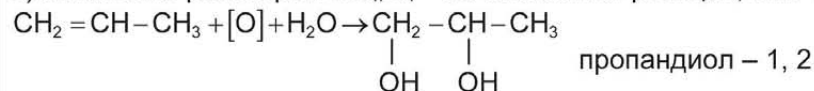
в) гидрогалогенирование: если НГал присоединяется к несимметричному алкену, то реакция происходит по правилу Марковникова – водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, а галоген – к менее. Можно показать смещение эл. плотности



2) Реакции окисления



б) окисление раствором KMnO_4 – качественная реакция, т. к. раствор обесцвечивается

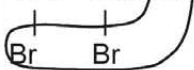
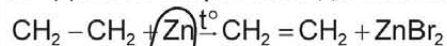


Получение

1. Крекинг нефтепродуктов $C_{10}H_{22} \xrightarrow{t^\circ} C_5H_{10} + C_5H_{12}$

2. Дегидрирование алканов $CH_3 - CH_2 - CH_3 \xrightarrow{t^\circ, Pt} CH_2 = CH - CH_3 + H_2$

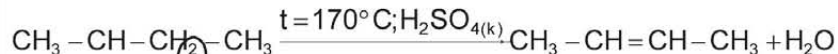
3. Дегалогенирование дигалогенпроизводных алканов



4. Дегидрогалогенирование моногалогенпроизводных алканов – реакция происходит по правилу Зайцева: водород отщепляется от менее гидрированного атома углерода



5. Дегидратация спиртов – по правилу Зайцева

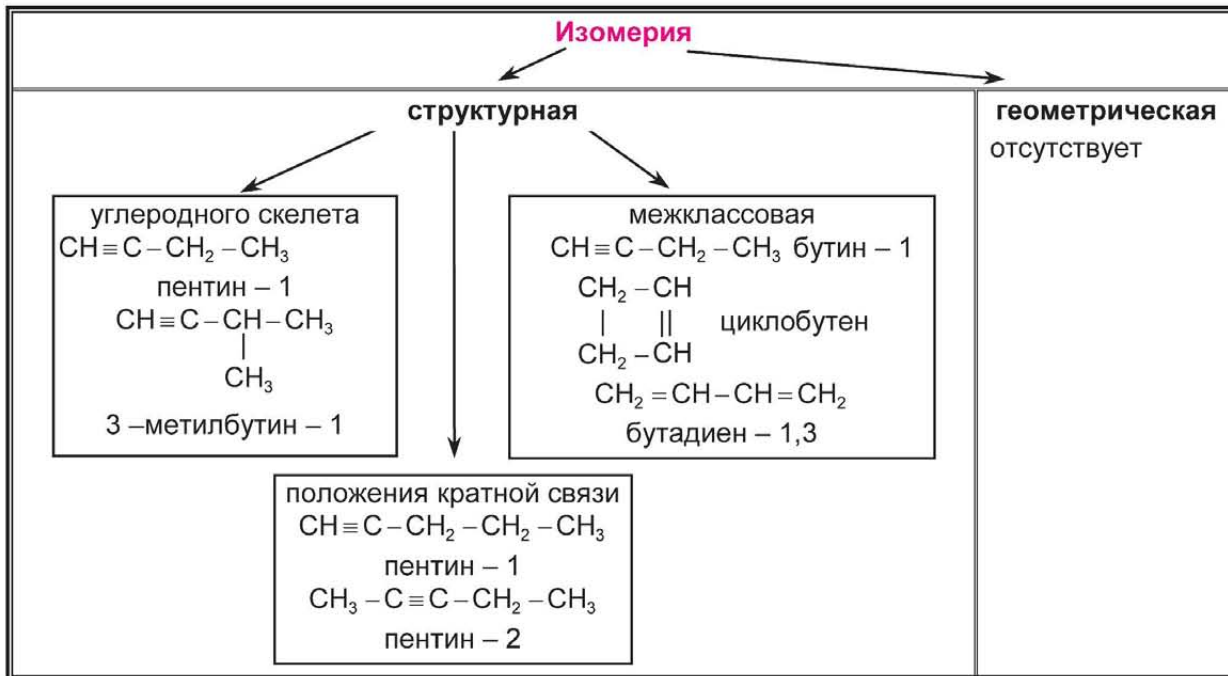


Применение

1. Получение пластмасс.
2. Получение спиртов, альдегидов, кислот.
3. Получение этанола, этиленгликоля.

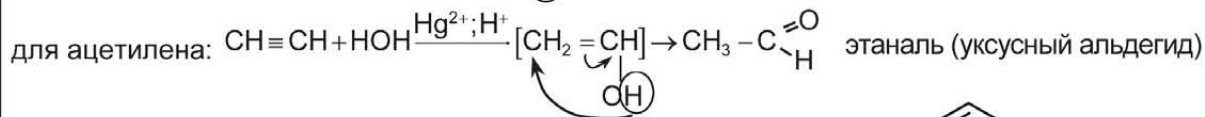
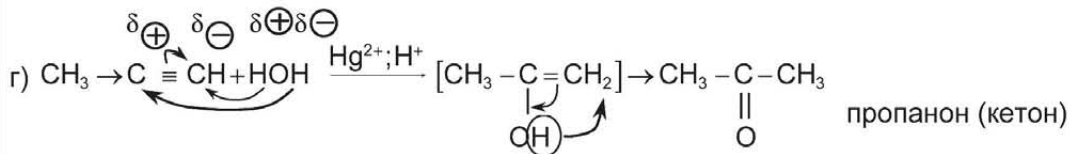
Алкины ($C_n H_{2n-2}$)

Строение молекулы ацетилена – см. стр. 87 (валентные состояния углерода).
Номенклатура алкинов – см. стр. 76.



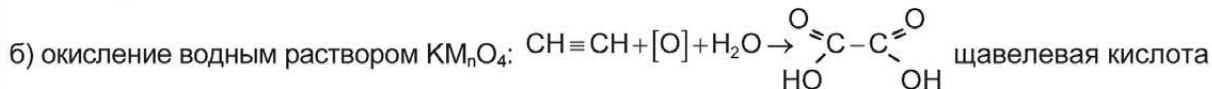
Химические свойства

1) **Реакции присоединения** – аналогично алкенам а) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$



д) полимеризация – наиболее важна тримеризация: $3\text{CH}\equiv\text{CH} \xrightarrow{\text{Сакт.}; t^\circ} \text{C}_6\text{H}_6$ бензол

2) **Реакции окисления** а) горение $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$



2) **Реакции замещения** – для алкинов, содержащих тройную связь на конце молекулы

а) со щелочными металлами: $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{Na} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CNa} + 1/2\text{H}_2$

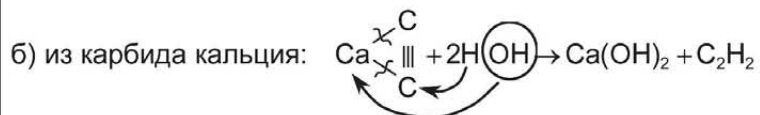
б) с амидами щелочных металлов (производные NH_3): $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{NaNH}_2 \rightarrow \text{CH}\equiv\text{C}-\text{Na} + \text{NH}_3$

в) с аммиачным раствором Ag_2O : $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \underset{\text{ам. р-р}}{\text{Ag}-\text{C}\equiv\text{CAg}} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$

Замещение водорода на металл – свойство, характерное для кислот \Rightarrow алкины проявляют слабые кислотные свойства.

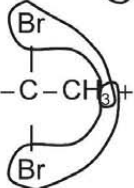
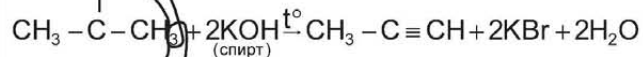
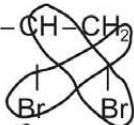
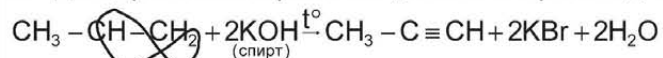
Получение

1. Для ацетилена



2. Дегидрирование алканов или алкенов $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Ni}; t^\circ} \text{CH} \equiv \text{CH} + 2\text{H}_2$

3. Дегидрогалогенирование дигалогенпроизводных алканов



Применение

Наибольшее практическое значение имеет ацетилен:

получение альдегидов, каучуков, пластмасс, ароматических углеводов, для сварки и резки металлов.

Алкадиены $C_n H_{2n-2}$

Определение

Углеводороды, в молекулах которых между атомами углерода имеются две двойные связи.

Классификация

По взаимному расположению двойных связей

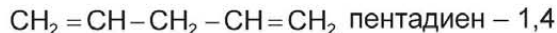
а) двойные связи находятся у одного атома углерода – **кумулярованные**

б) двойные связи разделены одной одинарной – **сопряженные**

в) двойные связи разделены несколькими одинарными – **изолированные**

Номенклатура

Корень слова (число атомов «С») + -ди + -ен – цифры, указывающие положение двойных связей



Строение

Наиболее важны сопряженные диены. p-Орбитали, образующие π -связи, перекрываются между собой, создавая единую электронную систему (π -систему) – эффект сопряжения.



Наиболее характерны реакции присоединения по положениям 1 и 4.

Изомерия

структурная

- 1) углеродного скелета
 $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$ пентадиен – 1,4
 $\text{H}_2\text{C} = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2$ 2-метилбутадиен – 1,3
- 2) положения кратных связей
 $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ бутадиен – 1,3
 $\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH} - \text{CH}_3$ бутадиен – 1,2
- 3) межклассовая с алкинами
 $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ бутадиен – 1,3
 $\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ бутин – 1

пространственная

- $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ пентадиен – 1,3
- $$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \quad \quad \backslash \quad / \\ \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{C} = \text{C} \\ \quad \quad / \quad \backslash \\ \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$$
- цис-пентадиен – 1,3
- $$\begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{CH} \quad \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \backslash \quad / \\ \quad \quad \quad \quad \quad \text{C} = \text{C} \\ \quad \quad \quad \quad \quad / \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \quad \quad \text{H} \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$$
- транс-пентадиен – 1,3

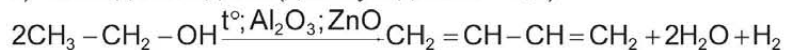
Химические свойства

Для сопряженных алкадиенов – реакции присоединения 1,4 (на 1-й стадии)

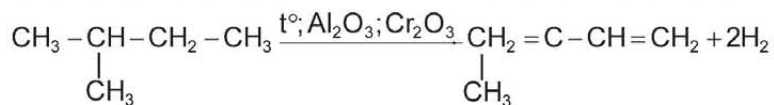
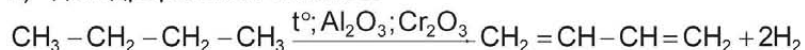
- Гидрирование:** $\text{H}_2\text{C} = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- Галогенирование:** $\text{CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{C}}(\text{Br}) - \text{CH}(\text{Br}) - \text{CH}_2$
- Гидрогалогенирование:** $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \underset{\text{Cl}}{\text{CH}_2}$
- Полимеризация:** $n\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} (-\text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 -)_n$
 $n\text{CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} (-\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} = \text{CH} - \text{CH}_2 -)_n$

Получение

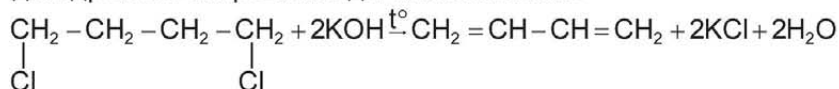
1) метод Лебедева (для бутадиена – 1,3)



2) дегидрирование алканов



3) дегидрогалогенирование дигалогеналканов

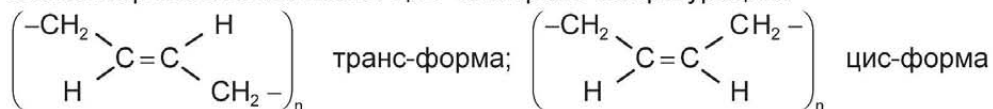


Применение

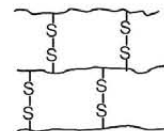
Используются для получения синтетических каучуков, а из них – резины.

Каучук. Резина

Наибольшей эластичностью обладают каучуки стереорегулярного строения – все элементарные звенья имеют цис- или транс-конфигурацию.

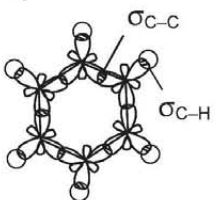
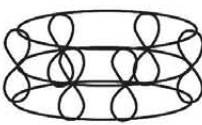
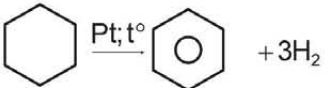
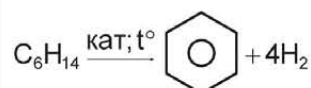
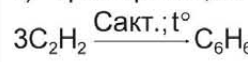


каучук + S^{t° резина – процесс вулканизации, образуются дисульфидные мостики между макромолекулами каучука по месту разрыва π -связей, что увеличивает его прочность.



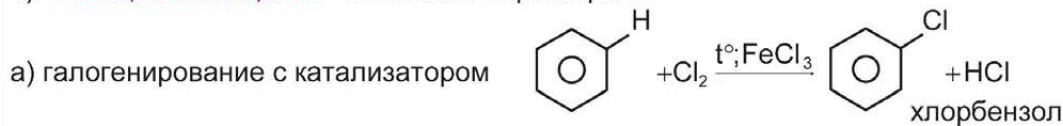
Ароматические углеводороды (арены)

(C_nH_{2n-6})

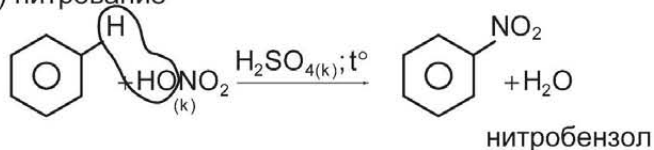
Бензол – C ₆ H ₆ – простейший из ароматических соединений		
Строение молекулы бензола	Получение	Физические свойства
<p>Атомы С в sp² – гибридизации ⇒ каждый из них образует по 3 σ-связи (2 с соседними атомами С и 1 с атомом Н) под углом 120° ⇒ молекула имеет плоскостное строение.</p>  <p>У каждого атома С остается по 1 р-электрону, не участвовавшему в гибридизации, они перекрываются, образуя единую прочную π-систему.</p>  <p>$l_{C=C} = 0,140 \text{ нм}$</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1) выделяют из нефти, при коксовании каменного угля 2) дегидрирование циклогексана  3) ароматизация алканов  4) тримеризация ацетилена  	<p>Бесцветная жидкость со сладковатым запахом, нерастворим в воде, T_{кип.} = 80° С.</p>
Применение		
<p>Получение красителей, взрывчатых веществ, лекарств, инсектицидов</p>		

Химические свойства

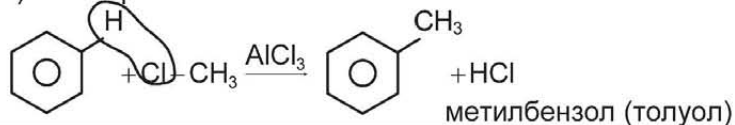
1) *Реакции замещения* – наиболее характерны



б) нитрование

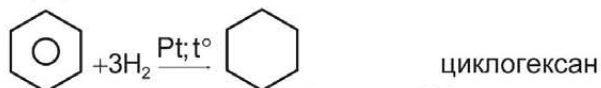


в) алкилирование

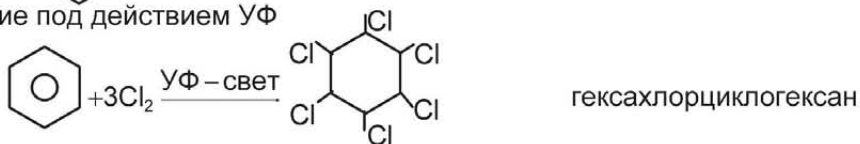


2) *Реакции присоединения* – идут сложнее, чем у алкенов, т. к. прочная π-система

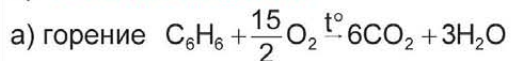
а) гидрирование



б) галогенирование под действием УФ




3) *Реакции окисления*



б) раствором KMnO_4 не окисляется, т. к. устойчивая π-система

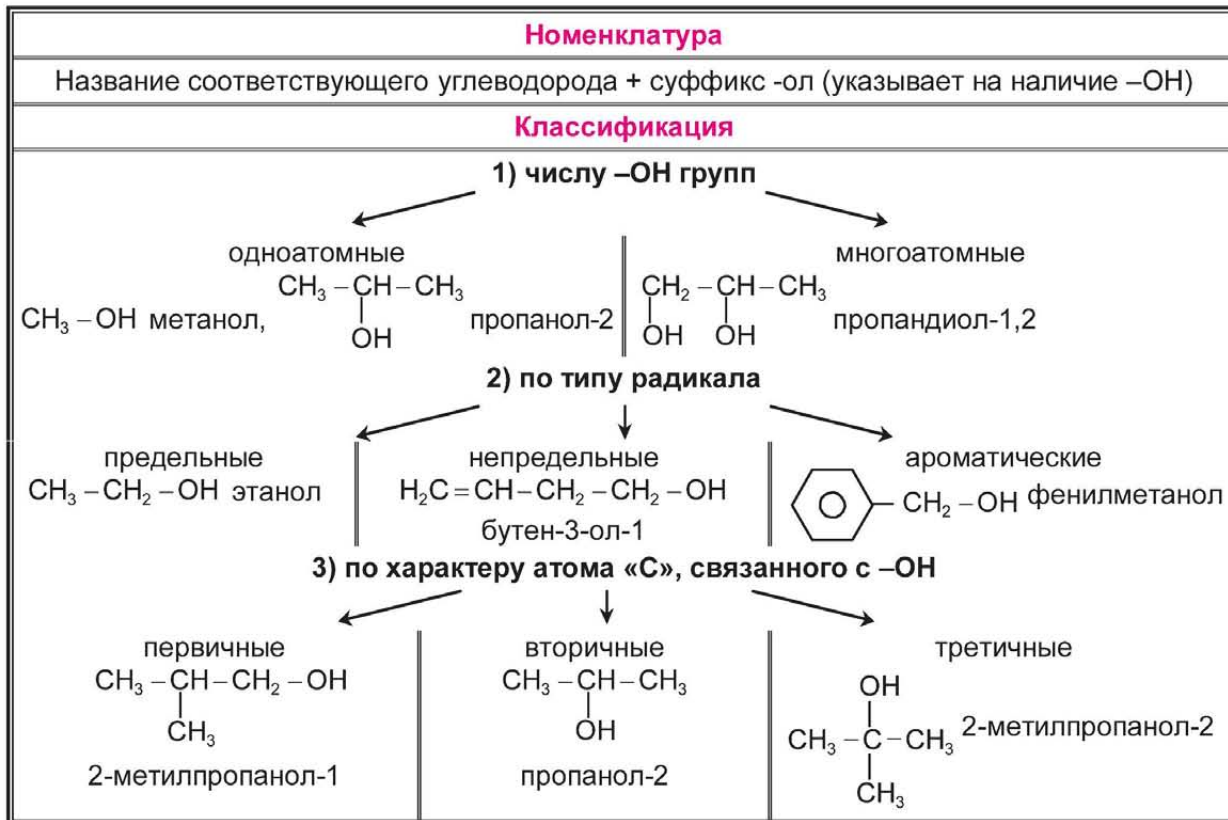
Ароматические углеводороды – гомологи бензола (толуол)

Взаимное влияние в молекуле толуола	Химические свойства толуола
<p>а) влияние $-\text{CH}_3$ на $-\text{C}_6\text{H}_5$ $-\text{CH}_3$ – донор электронной плотности.</p> <p></p> <p>В результате перераспределения \bar{e} плотности в бензольном кольце она повышается в положениях 2, 4, 6 (орто- и пара-) \Rightarrow реакции замещения происходят легко и идут по 2, 4, 6 атомам углерода.</p>	<p>I. Свойства, аналогичные свойствам бензола – по $-\text{C}_6\text{H}_5$</p> <p>1) реакции замещения – в зависимости от количества реагентов происходят по одному, двум или трем положениям с повышенной \bar{e} плотностью</p> <p>а) галогенирование</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{FeCl}_3} \text{C}_6\text{H}_2\text{Cl}_3\text{CH}_3 + 3\text{HCl}$ <p style="text-align: center;">2, 4, 6-трихлортолуол</p> <p>б) нитрирование</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{HONO}_2 \xrightarrow[\text{(к)}]{\text{H}_2\text{SO}_4\text{(к)}} \text{C}_6\text{H}_2\text{NO}_2\text{CH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">2, 4, 6-тринитротолуол</p> <p>в) алкилирование</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{CH}_3\text{Cl} \xrightarrow{\text{AlCl}_3} \text{C}_6\text{H}_2\text{CH}_3\text{CH}_3 + 3\text{HCl}$ <p style="text-align: center;">1, 2, 3, 5-тетраметилбензол</p> <p>2) Реакции присоединения</p> <p>а) гидрирование</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt, t}^\circ} \text{C}_6\text{H}_{10}\text{CH}_3 \text{ метилциклогексан}$

Взаимное влияние в молекуле толуола	Химические свойства толуола
<p>б) влияние $-\text{C}_6\text{H}_5$ на $-\text{CH}_3$: $-\text{C}_6\text{H}_5$ – акцептор электронной плотности $-\text{C}_6\text{H}_5$ оттягивает \bar{e} плотность от метильного радикала, поэтому связи $\text{C}-\text{H}$ в нем становятся более полярными \Rightarrow легче рвутся</p>	<p>II. Свойства, аналогичные свойствам алканов – по CH_3 Замещение происходит легче, чем у алканов, так как связи $\text{C}-\text{H}$ поляризованы</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{УФ}} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{Cl} + \text{HCl}$ <p style="text-align: center;">хлорметилбензол</p> <p>III. Свойства, обусловленные влиянием радикалов 1) окисление раствором KMnO_4 (для бензола и алканов не характерно)</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + [\text{O}] + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ <p style="text-align: right;">бензойная кислота</p>
Получение	
<p>1) из каменноугольной смолы 2) ароматизация алканов</p> $\text{C}_7\text{H}_{16} \xrightarrow[\text{н-гептан}]{\text{кат.}; t^\circ} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 4\text{H}_2$ <p>Алкилирование бензола (см. свойства бензола)</p> <p>3) реакция Вюрца-Фиттига</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br} + 2\text{Na} + \text{Br}-\text{CH}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 2\text{NaBr}$	
Применение	
<p>1) толуол – растворитель 2) 2,4,6 – тринитротолуол (тол, тротил) – взрывчатое вещество 3) получение бензойной кислоты, лекарств.</p>	

Кислородсодержащие соединения

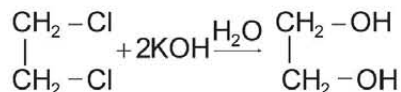
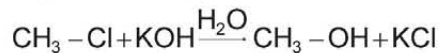
Спирты ($R-(OH)_n$) (определение см. стр. 78)



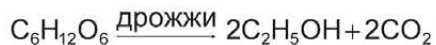
Изомерия		
<p>1) углеродного скелета</p> <p>$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ бутанол-1</p> <p>$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2-метилпропанол-1</p>	<p>2) положения функциональной группы</p> <p>$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ пропанол-1</p> <p>$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ пропанол-2</p>	<p>3) межклассовая с простыми эфирами</p> <p>$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ пропанол-1</p> <p>$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ метилэтиловый эфир</p>
Электронное строение		
	<p>Молекулы спиртов содержат полярные связи: C–H; C–O; O–H. Химические реакции идут с разрывом этих связей.</p> <p>Из-за δ[⊖] на «O» и δ[⊕] на «H» между молекулами спиртов образуются водородные связи (см. стр. 137 «Химическая связь»).</p>	
Физические свойства		
<p>Из-за водородных связей молекулы спиртов ассоциируются, поэтому:</p> <p>а) среди спиртов нет газов, низшие спирты – жидкости, высшие – твердые вещества.</p> <p>б) спирты имеют более высокие $T_{\text{кип.}}$, чем углеводороды.</p> <p>Образованием водородных связей между молекулами спирта и воды объясняется хорошая растворимость низших спиртов в воде.</p>		

Получение

- 1) Щелочной гидролиз галогеналканов



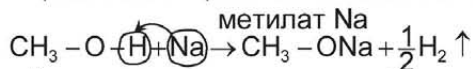
- 2) Гидратация алкенов – см. химические свойства алкенов – для одноатомных спиртов (см. стр. 95).
- 3) Окисление алкенов – см. химические свойства алкенов – для двухатомных спиртов (см. стр. 95).
- 4) Восстановление альдегидов и кетонов – см. химические свойства альдегидов и кетонов (см. стр. 115).
- 5) Для этанола – брожение глюкозы.



Химические свойства спиртов

I. Разрыв связи $\text{O}-\text{H}$:

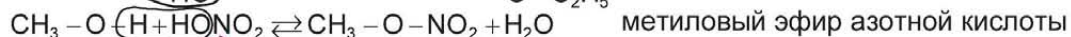
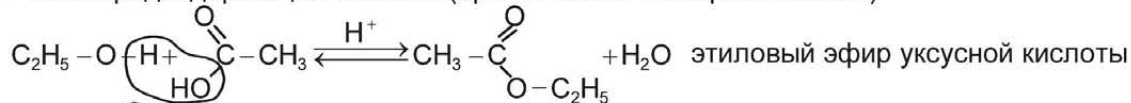
- 1) +щелочной и щелочно-земельный металл



в этой реакции проявляются слабые кислотные свойства.

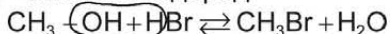
С ростом R они уменьшаются, так как полярность связи $\text{O}-\text{H}$ уменьшается ($\text{R} \rightarrow \text{O} \leftarrow \text{H}$)

- 2) +кислородсодержащие кислоты (органические и неорганические)

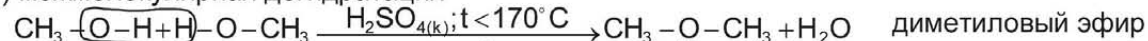


II. Разрыв связи $\text{C}-\text{O}$:

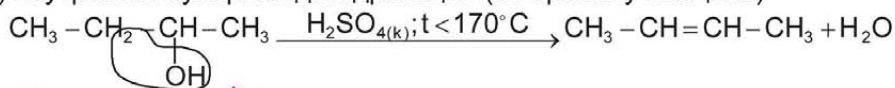
- 1) +галогеноводород



- 2) межмолекулярная дегидратация



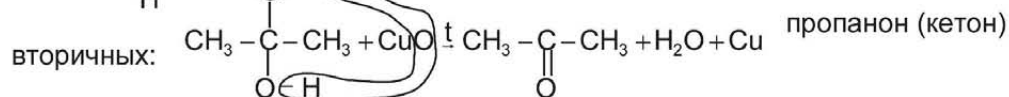
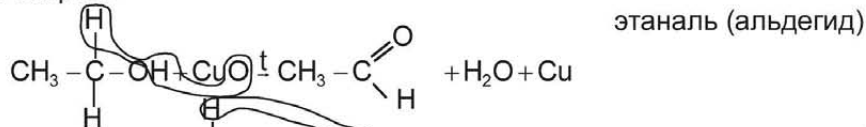
- 3) внутримолекулярная дегидратация (по правилу Зайцева)



III. Разрыв связи $\text{C}-\text{H}$:

- 1) окисление спиртов

первичных:



Применение

Метанол – растворитель, пластмассы, метаналь.

Этанол – растворитель, в медицине, каучук, пищевая промышленность, парфюмерия, уксусная кислота, топливо.

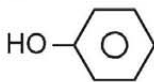
Этиленгликоль – антифриз.

Глицерин – антифриз, в косметике и парфюмерии, в кожевенной промышленности, нитроглицерин – в медицине и взрывчатые вещества.

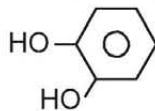
Фенолы

Определение

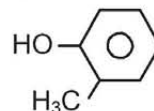
Органические вещества, в молекулах которых фенил радикал непосредственно связан с гидроксильными группами.



фенол (гидроксибензол)



1,2-дигидроксибензол



o-гидрокситолуол

Физические свойства

Фенол – бесцветное кристаллическое вещество с характерным запахом. $T_{пл.}=43^{\circ}$. В холодной воде растворяется плохо, в горячей – хорошо.

Электронное строение

I. Влияние $-OH$ на $-C_6H_5$:



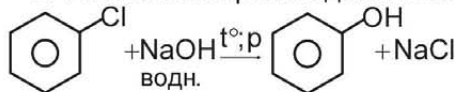
неподеленная пара $p-\bar{e}$ атома кислорода вступает в сопряжение с π -системой бензольного кольца, за счет чего повышается электронная плотность в положениях 2, 4, 6 \Rightarrow свойства фенола (по бензольному кольцу) аналогичны свойствам толуола.

II. Влияние $-C_6H_5$ на $-OH$

Из-за эффекта сопряжения понижается электронная плотность на атоме O, что приводит к большей поляризации связи O–H \Rightarrow кислотные свойства больше, чем у спиртов.

Получение

1. Выделяют из каменноугольной смолы.
2. Из галогенопроизводных бензола.



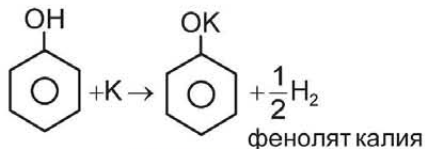
Применение

Синтетические волокна и пластмассы; красители; лекарства; 3–5% раствор (карболовая кислота) – антисептик; взрывчатые вещества.

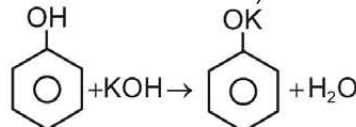
Химические свойства фенола

I. Кислотные свойства

1) + активный металл (сходство со спиртами)



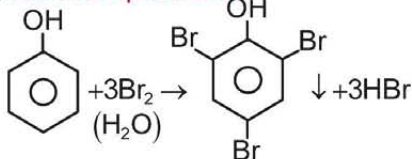
2) + щелочь (отличие от спиртов, так как кислотные свойства больше)



II. Реакции бензольного кольца – сходство с толуолом

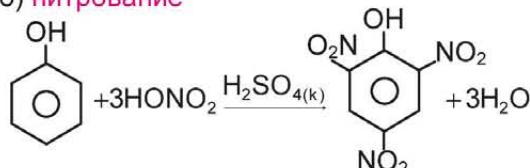
1) реакции замещения

a) галогенирование



2,4,6-трибромфенол (белый осадок)

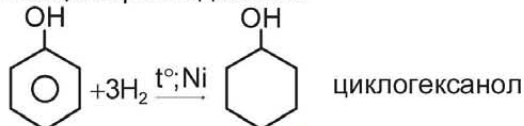
б) нитрование



2,4,6-тринитрофенол (пикриновая кислота)

2) реакции присоединения

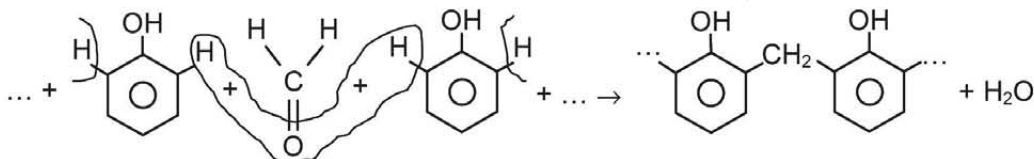
a) гидрирование



III. Качественная реакция на фенол

+ раствор $\text{FeCl}_3 \rightarrow$ образуются соединения фиолетового цвета

IV. Реакция поликонденсации с альдегидами – для получения пластмасс

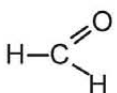


Альдегиды $\left(R-C \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} \right)$

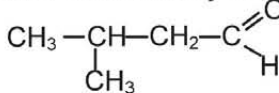
Определение см. стр. 79.

Номенклатура

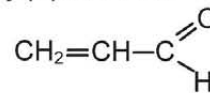
Название соответствующего углеводорода + суффикс -аль



метаналь



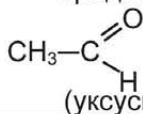
3-метилбутаналь



пропеналь

Классификация – по типу радикала

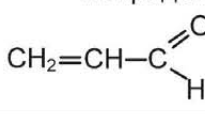
предельные



этаналь

(уксусный альдегид)

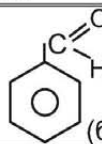
непредельные



пропеналь

(акролеин)

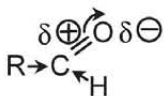
ароматические



бензальдегид

(бензойный альдегид)

Электронное строение



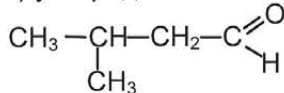
Электроны π -связи смещены к более электроотрицательному «O» \Rightarrow на нем образуется $\delta \ominus$, а на «C» – $\delta \oplus$. На «H» образуется незначительный \oplus заряд, поэтому между молекулами альдегидов нет водородной связи.

Физические свойства

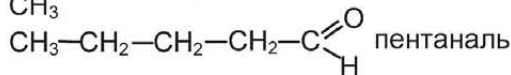
Так как нет водородных связей, метаналь – газ (далее – жидкости, высшие альдегиды – твердые), $T_{\text{кип}}$ альдегидов ниже, чем у спиртов. Низшие альдегиды хорошо растворяются в воде, так как образуются водородные связи между «H» воды и «O» альдегида, с ростом R растворимость падает.

Изомерия

1) углеродного скелета

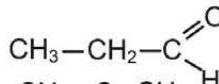
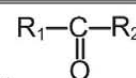


3-метилбутаналь

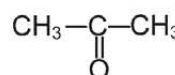


пентаналь

2) межклассовая с кетонами



пропаналь

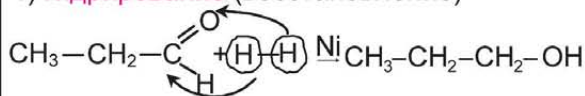


пропанон (ацетон)

Химические свойства

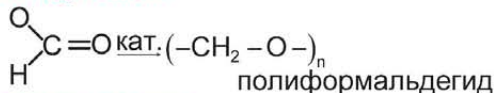
Реакции присоединения, так как имеется π-связь.

1) гидрирование (восстановление)



При восстановлении альдегидов образуются первичные спирты, кетонов – вторичные.

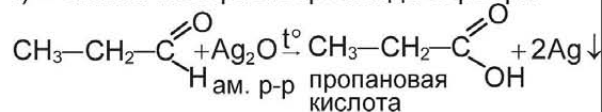
2) полимеризация



3) поликонденсация с фенолом см. химические свойства фенола (стр. 113).

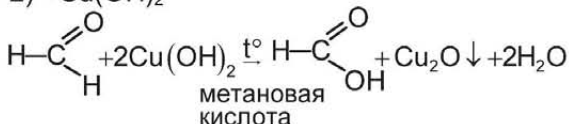
Реакции окисления, так как атом «Н» альдегидной группы приобретает реакционную способность из-за смещения электронной плотности.

1) + аммиачный раствор оксида серебра



реакция «серебряного зеркала» – качественная реакция для альдегидов

2) + Cu(OH)₂

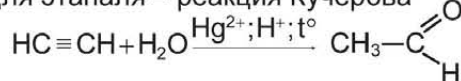


Образуется осадок кирпично-красного цвета – качественная реакция для альдегидов.

Получение

1) окисление и каталитическое окисление первичных спиртов – см. химические свойства спиртов (стр. 110)

2) для этанала – реакция Кучерова



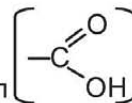
Применение

1) метаналь (муравьиный альдегид; формальдегид) – полимеры; 40% раствор (формалин) для хранения анатомических препаратов; в кожевенной промышленности; лекарства.

2) этаналь (уксусный альдегид) – этанол, уксусная кислота; ацетатное волокно.

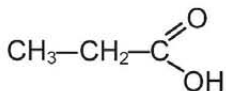
Карбоновые кислоты

Органические вещества, в молекулах которых содержится одна или несколько карбоксильных групп

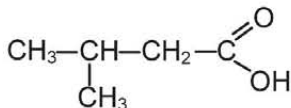


Номенклатура

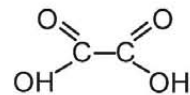
Название углеводорода + -овая + кислота



пропановая кислота



3-метилбутановая кислота

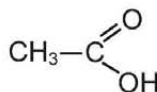


этандиновая кислота
(щавелевая)

Классификация

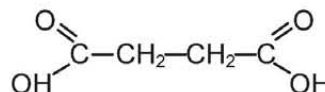
1) по числу $-\text{COOH}$

одноосновные



этановая кислота (уксусная)

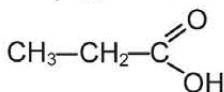
многоосновные



бутандиновая кислота (янтарная)

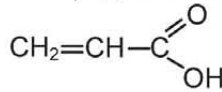
2) по типу радикала

предельные



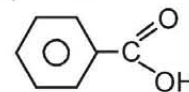
пропановая кислота
(пропионовая)

непредельные



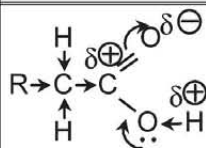
пропенная кислота
(акриловая)

ароматические



бензойная кислота

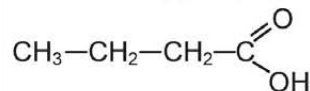
Электронное строение



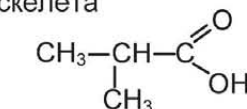
–R донор электронной плотности для –COOH, –COOH – акцептор для –R.
 Неподеленная пара \bar{e} атома O взаимодействует с \bar{e} π -связи карбонильной группы, поэтому связь O–H сильно поляризуется. Так как имеется O δ^- и H δ^+ , \Rightarrow между молекулами – водородные связи.

Изомерия

1) углеродного скелета

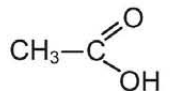


бутановая кислота

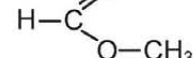
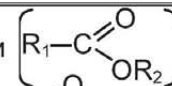


метилпропановая кислота

2) межклассовая со сложными эфирами



этановая кислота



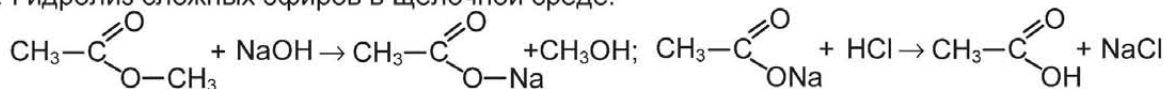
метилвый эфир муравьиной кислоты

Физические свойства

Из-за образования водородных связей происходит ассоциация молекул (димеры), поэтому C_1 – C_9 – жидкости, далее твердые вещества; высокие $T_{\text{кип}}$. Так как образуются водородные связи с молекулами H_2O – простейшие кислоты очень хорошо растворяются, с ростом R растворимость падает.

Получение

1. Окисление альдегидов – см. химические свойства альдегидов (стр. 115).
2. Гидролиз сложных эфиров в щелочной среде.



Применение

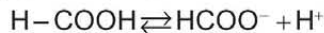
1. Муравьиная кислота – дезинфицирующие свойства: обработка кож, емкостей в пищевой промышленности, консервирование; лекарственные вещества, крашение тканей и бумаги.
2. Уксусная кислота – растворитель, красители, лекарства, искусственные волокна, для пищевых целей.
3. Пальмитовая и стеариновая кислоты – мыло.
4. Бензойная кислота – консервант.

Химические свойства

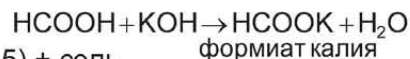
I. **С разрывом связи O–H** – кислотные свойства. Связь O–H более полярная, чем в спиртах \Rightarrow кислотные свойства у карбоновых кислот больше. Так как R является донором электронной плотности, то он уменьшает полярность связи O–H \Rightarrow с ростом R кислотные свойства уменьшаются.

Все общие свойства кислот

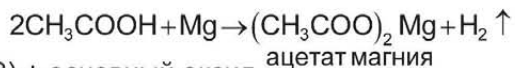
1) диссоциация



4) + основание



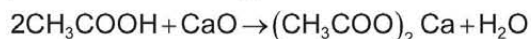
2) + металл



5) + соль

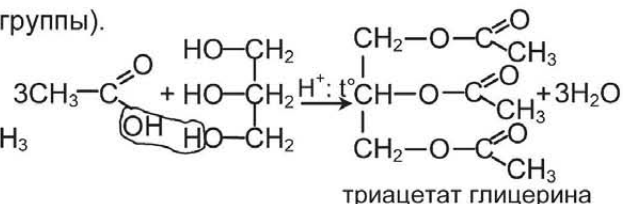
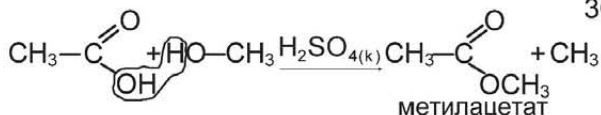


3) + основной оксид

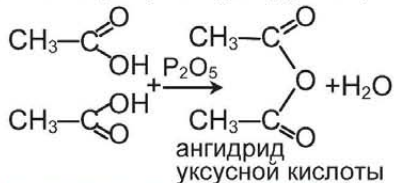


II. **С разрывом связи C–O** (замещение –OH группы).

1) + спирт – реакции этерификации



2) межмолекулярная дегидратация



III. **С разрывом связей C–H** у α -углеродного атома

1) + галоген – реакция замещения



IV. **Для непредельных кислот** – реакции присоединения для –R.

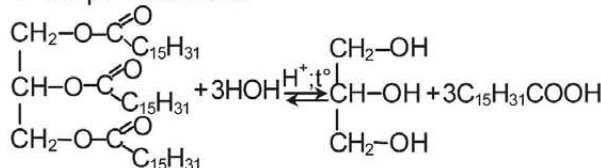
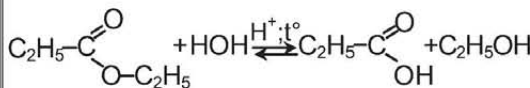
Сложные эфиры		Жиры	
Определение	<p>Вещества, образующиеся при взаимодействии органических и кислородсодержащих неорганических кислот со спиртами.</p> $R_1-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ \text{O}-R_2 \end{array}$	<p>Сложные эфиры, образованные глицерином и высшими карбоновыми кислотами.</p> $\begin{array}{c} CH_2-O-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ R_1 \end{array} \\ \\ CH-O-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ R_2 \end{array} \\ \\ CH_2-O-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ R_3 \end{array} \end{array}$	
Номенклатура	<p>Название –R + эфир + название кислоты (в родительном падеже) или кислотного остатка.</p> $CH_3-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ \text{O}-CH_3 \end{array}$ метиловый эфир уксусной кислоты (ацетат) $H-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ \text{O}-C_5H_{11} \end{array}$ амиловый эфир муравьиной кислоты (амилформат)	<p>Приставка, указывающая на число замещенных –ОН в глицерине, + название кислоты + -ин.</p> $\begin{array}{c} CH_2-O-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ C_{15}H_{31} \end{array} \\ \\ CH-O-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ C_{15}H_{31} \end{array} \\ \\ CH_2-O-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ C_{15}H_{31} \end{array} \end{array}$ трипальмитин (эфир глицерина и пальмитиновой кислоты)	
Физические свойства	<p>Простейшие – бесцветные легкокипящие жидкости с фруктовым или цветочными запахами; высшие – воскообразные вещества (воски). В воде все растворяются плохо.</p>	<div style="text-align: center;"> <p>жиры</p> </div> <p style="text-align: center;">В воде все не растворяются.</p>	

Сложные эфиры

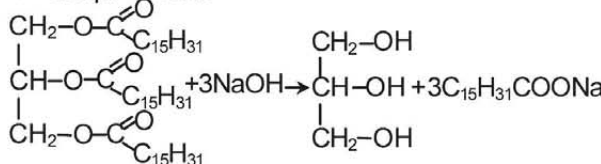
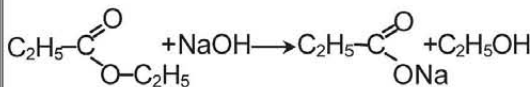
Жиры

химические свойства

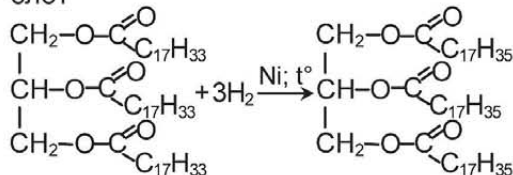
1) Гидролиз → спирт + кислота



2) Щелочной гидролиз → спирт + соль



3) Реакции присоединения для жиров, содержащих остатки непредельных кислот



Получение

В реакциях этерификации (спирт + кислота)

Применение

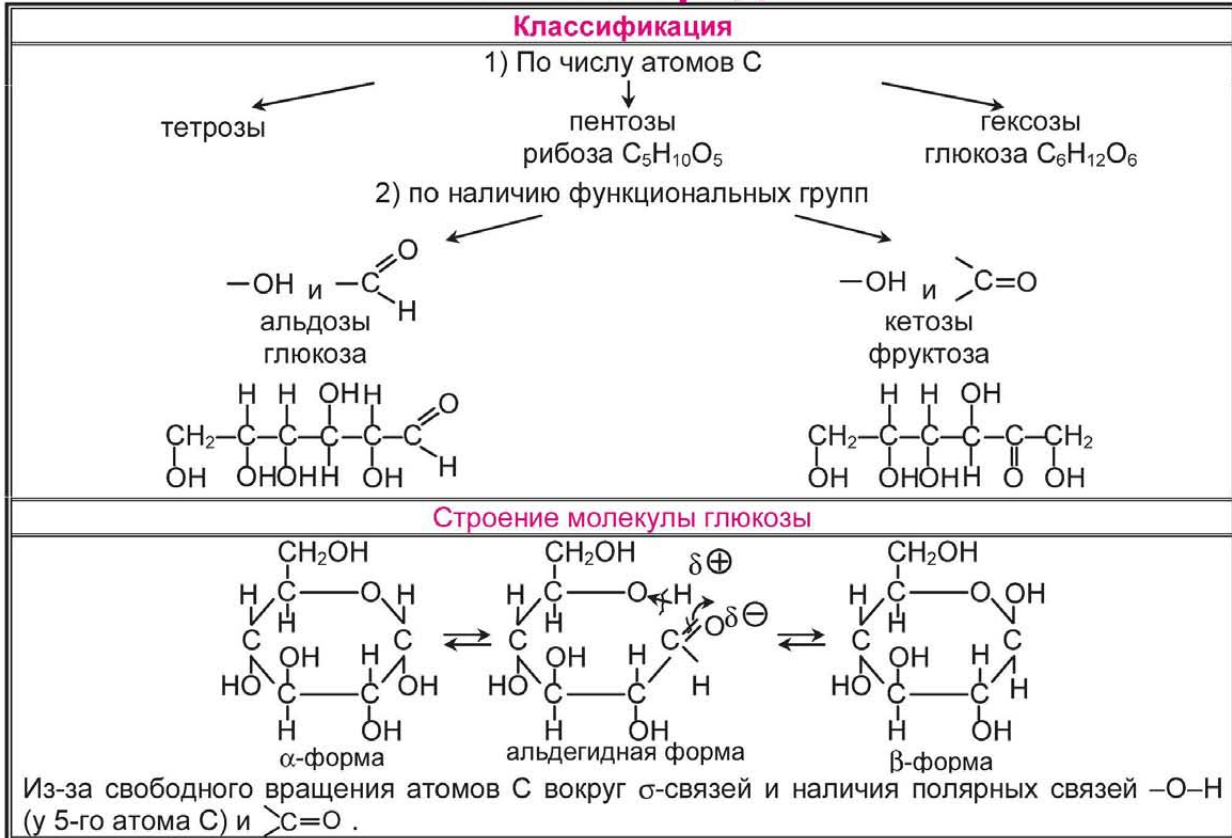
Парфюмерия, пищевая промышленность, лекарства, растворители.

Получение мыла, из жидких жиров → твердые (маргарин); в живых организмах – энергетическая, защитная, структурная функции.

Углеводы

Классификация, физические свойства, нахождение в природе, значение – см. стр. 84.

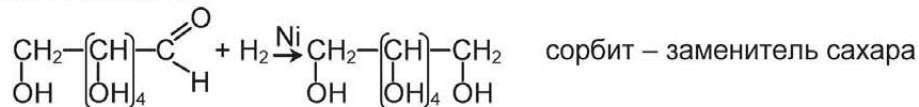
Моносахариды



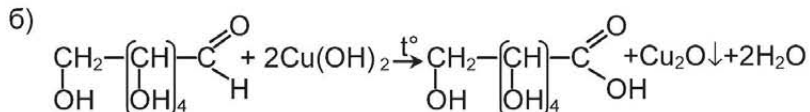
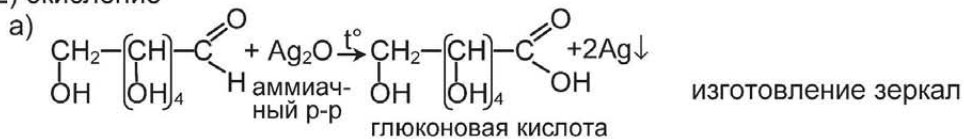
Химические свойства глюкозы

I. Реакции с участием альдегидной группы.

1) восстановление



2) окисление

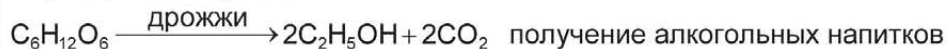


II. Реакции с участием гидроксильных групп

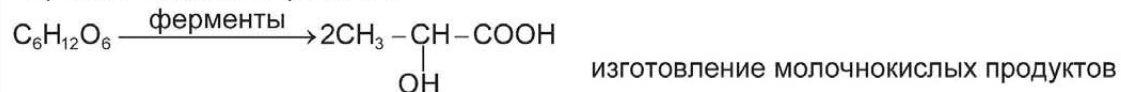
глюкоза + $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow$ глюконат $\text{Cu}(\text{II})$ – раствор ярко-синего цвета.

III. Особые свойства глюкозы – реакции брожения.

1) спиртовое брожение

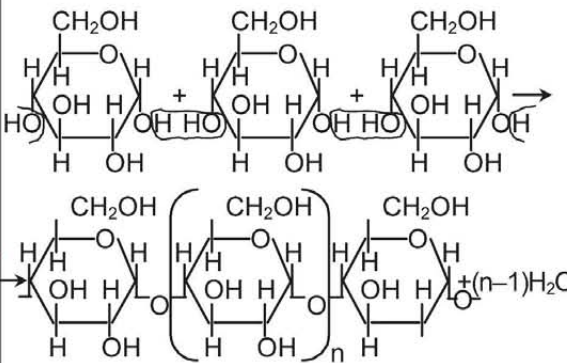
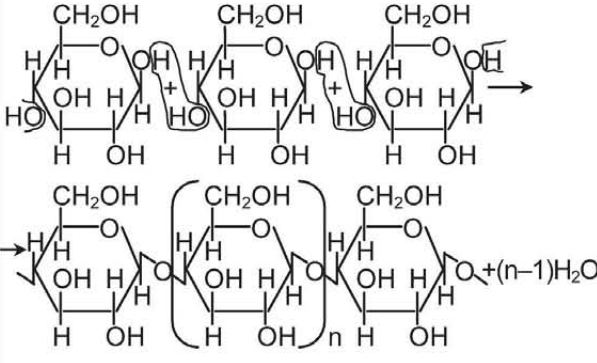


2) молочнокислое брожение



молочная кислота

Полисахариды

	<h3>Крахмал</h3>	<h3>Целлюлоза (клетчатка)</h3>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Состав и строение</p>	<p>1) макромолекулы состоят из остатков α-глюкозы</p>  <p>2) n – до нескольких тысяч; M_r – до 1 млн.</p> <p>3) макромолекулы имеют линейное строение (амилоза) и разветвленное (амилопектин).</p> <p>4) макромолекулы имеют компактную форму, водородные связи между ними почти не образуются.</p>	<p>1) макромолекулы состоят из остатков β-глюкозы</p>  <p>2) n – до 40 тысяч; M_r – до 20 млн.</p> <p>3) макромолекулы имеют линейное строение.</p> <p>4) между вытянутыми макромолекулами образуются водородные связи \Rightarrow волокнистая структура.</p>

	Крахмал	Целлюлоза (клетчатка)
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">химические свойства</p>	<p>1) гидролиз</p> $(C_6H_{10}O_5)_n + (n-1)H_2O \xrightarrow{H_2SO_4; t^\circ} nC_6H_{12}O_6$ <p style="text-align: center;">α-глюкоза</p> <p>В организме ступенчато: крахмал → декстрины → мальтоза → глюкоза</p>	<p>1) гидролиз</p> $(C_6H_{10}O_5)_n + (n-1)H_2O \xrightarrow{H_2SO_4; t^\circ} nC_6H_{12}O_6$ <p style="text-align: center;">β-глюкоза</p> <p>В организме человека гидролизу не подвергается (отсутствуют необходимые ферменты)</p>
	<p>2) Реакция этерификации</p> <p>Реакция возможна, но полученные эфиры не имеют практического значения</p> $\left[C_6H_7O_2 \begin{array}{l} \diagup OH \\ OH \\ \diagdown OH \end{array} \right]_n + 3nHONO_2 \xrightarrow{H_2SO_4}$ $\xrightarrow{H_2SO_4} \left[C_6H_7O_2 \begin{array}{l} \diagup O-NO_2 \\ O-NO_2 \\ \diagdown O-NO_2 \end{array} \right]_n + 3nH_2O$ <p style="text-align: center;">тринитроцеллюлоза</p> <p>нитропроизводные целлюлозы – пластмассы, нитролаки, нитрокраски, взрывчатые вещества</p> $\left[C_6H_7O_2 \begin{array}{l} \diagup OH \\ OH \\ \diagdown OH \end{array} \right]_n + 3nCH_3COOH \xrightarrow{H_2SO_4}$ $\xrightarrow{H_2SO_4} \left[C_6H_7O_2 \begin{array}{l} \diagup O-C(=O)CH_3 \\ O-C(=O)CH_3 \\ \diagdown O-C(=O)CH_3 \end{array} \right]_n + 3nH_2O$ <p style="text-align: center;">триацетилцеллюлоза – искусственные волокна, лаки, краски.</p>	
<p>3) + I₂</p> <p>I₂ + крахмал → синее окрашивание (при t° обесцвечивается, при охлаждении вновь появляется) – качественная реакция на крахмал.</p>		

Азотсодержащие органические соединения

Амины

Определение

Это производные аммиака (NH_3), в молекуле которого один, два или три атома водорода замещены на углеводородные радикалы.

Номенклатура

1) название R + амин	2) amino- + название углеводорода
$\text{CH}_3\text{-NH}_2$ метиламин	$\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}\text{-CH}_3$ 2-аминопропан
$\text{CH}_3\text{-NH-C}_2\text{H}_5$ метилэтиламин	

Классификация

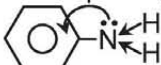
1) по числу замещенных атомов Н	2) по типу -R
первичные $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ метиламин	предельные $\text{C}_2\text{H}_5\text{-NH}_2$ этиламин
вторичные $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$ диметиламин	ароматические $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$ фениламин
третичные $\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{N}}\text{-CH}_3$ диметилэтиламин	(анилин)

Изомерия – структурная

1) углеродного скелета	2) положения функциональ- ной группы	3) между типами аминов
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-NH}_2$	$\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}\text{-NH}_2$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$
	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_3$
	$\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}\text{-CH}_3$	

Строение

Аналогично молекуле аммиака – имеется неподеленная пара \bar{e} на атоме N, за счет которой проявляются основные свойства (способность присоединять H^+).

Предельный: $\text{CH}_3\text{-}\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}}\text{-}\overset{\text{H}}{\text{C}}\text{-}\overset{\text{H}}{\text{H}}$; ароматический 

В предельных R повышает электронную плотность на атоме N, а в ароматических – понижает \Rightarrow основные свойства у предельных аминов больше, чем у ароматических.

Предельные амины $\text{CH}_3\text{-NH}_2$		Ароматические амины $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$	
Физические свойства	Простейшие амины – газы, остальные низшие амины – жидкости. Имеют запах, схожий с запахом аммиака. Хорошо растворяются в воде. Первичные и вторичные амины образуют водородные связи, поэтому имеют высокие $T_{\text{кип}}$.	Анилин – бесцветная маслянистая жидкость, малорастворимая в воде, $T_{\text{кип.}} = 184^\circ \text{C}$.	
Химические свойства	I. Основные свойства		
	<p>Проявляются в способности присоединять H^+ за счет неподеленной пары \bar{e} на атоме N и образовывать ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму.</p> <p style="text-align: center;">1) + кислота</p> $\text{CH}_3\text{-}\ddot{\text{N}}\text{H}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{CH}_3\text{-NH}_3]\text{Cl}$ <p style="text-align: center;">хлорид метиламмония</p> $2\text{CH}_3\text{-NH}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow [\text{CH}_3\text{-NH}_3]_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">сульфат метиламмония</p>	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-}\ddot{\text{N}}\text{H}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3]\text{Cl}$ <p style="text-align: center;">хлорид фениламмония</p> $2\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3]_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">сульфат фениламмония</p>	
	2) + H_2O		
	$\text{CH}_3\text{-}\ddot{\text{N}}\text{H}_2 + \text{HON} \rightleftharpoons [\text{CH}_3\text{-NH}_3]\text{OH} \rightleftharpoons [\text{CH}_3\text{-NH}_3]^+ + \text{OH}^-$ <p style="text-align: center;">гидроксид метиламмония</p> <p>Раствор CH_3NH_2 изменяет окраску индикатора</p>	Практически не идет, так как основные свойства выражены очень слабо (влияние $-\text{C}_6\text{H}_5$ на $-\text{NH}_2$)	
	II. Восстановительные свойства		
	1) реакция горения		
	$2\text{CH}_3\text{NH}_2 + \frac{9}{2}\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$	$2\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \frac{31}{2}\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 12\text{CO}_2 + 7\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$	
	III. Ароматические свойства – реакция замещения. $-\text{NH}_2$ – донор электронной плотности \Rightarrow замещение по положениям 2, 4, 6 (аналогично толуолу и фенолу)		
	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2 + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br-C}_6\text{H}_2(\text{NH}_2)\text{Br}_2 + 3\text{HBr}$ <p style="text-align: center;">2, 4, 6-триброманилин</p>		

	Предельные амины $\text{CH}_3\text{-NH}_2$	Ароматические амины $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$
Получение	Восстановление нитросоединений атомарным H ($\text{Fe}+\text{HCl} \rightarrow \text{H}$ «в момент выделения») $\text{CH}_3\text{-NO}_2 + 6 [\text{H}] \xrightarrow{\text{Fe}+\text{HCl}} \text{CH}_3\text{-NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-NO}_2 + 6 [\text{H}] \xrightarrow{\text{Fe}+\text{HCl}} \text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ реакция Зинина
Применение	Практического значения не имеет	Получение красителей, лекарств, фотореактивов, пластмасс, взрывчатых веществ.

АМИНОКИСЛОТЫ

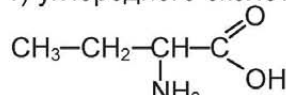
Определение см. стр. 82.

Номенклатура см. стр. 82.

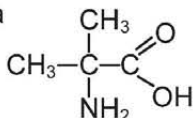
Физические свойства см. стр. 82.

Изомерия

1) углеродного скелета

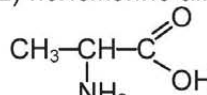


2-аминобу-
тановая кислота

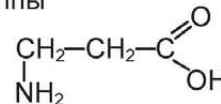


2-амино-
пропановая кислота

2) положение аминогруппы



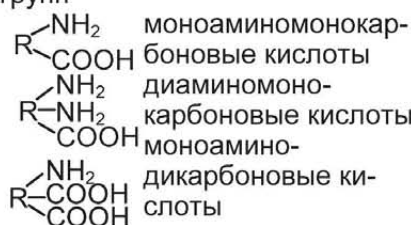
2-аминопропановая
кислота



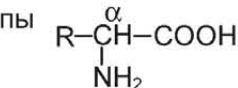
3-амино-
пропановая кислота

Классификация

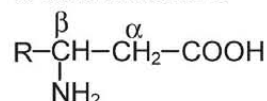
1) по числу функциональных групп



2) по положению аминогруппы



α -аминокислоты



β -аминокислоты

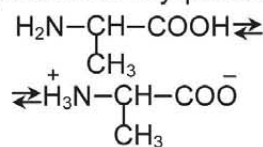
3) все природные аминокислоты, участвующие в синтезе белков, делятся на:

← заменимые – синтезируются в организме человека →
← незаменимые – не синтезируются в организме человека, поступают с пищей →

Химические свойства

1) $\text{H}_2\text{N}-\text{R}-\text{COOH}$ – см. стр. 82.
основные свойства (свойства аминов) + кислота
кислотные свойства (свойства карбоновых кислот) + щелочь
амфотерные свойства

2) образование внутренней соли



3) реакции поликонденсации – см. стр. 82.

Применение см. стр. 82.

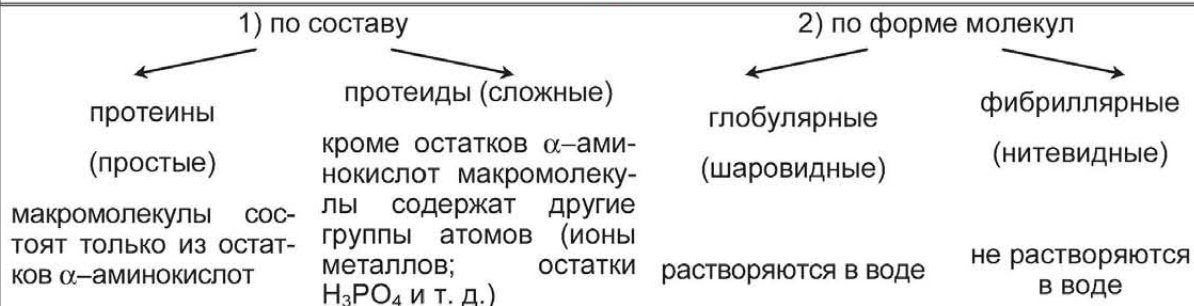
Получение см. стр. 82.

Белки

Определение

Это биополимеры, макромолекулы которых состоят из остатков α -аминокислот, соединенных пептидной связью.

Классификация



Строение молекул

- 1) **первичная структура** – это число и последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи.
- 2) **вторичная структура** – это спираль, которая образуется в результате скручивания полипептидной цепи. Это происходит за счет водородных связей между группами >C=O и >N-H
- 3) **третичная структура** – пространственная конфигурация спирали – глобула (для большинства белков). Эта структура поддерживается за счет гидрофобных взаимодействий, водородных, дисульфидных, ионных связей.
- 4) **четвертичная структура** – способ совместной укладки нескольких глобул. Есть не у всех белков. Биологическая активность белков определяется третичной и четвертичной структурами.

Химические свойства

1) гидролиз → смесь α -аминокислот. В организме происходит ступенчато.

2) денатурация – разрушение четвертичной, третичной и вторичной структур, в результате чего белок сворачивается. Вызывается растворами кислот, щелочей, солей тяжелых металлов, высокой t° , γ -лучами.

3) цветные (качественные) реакции на белки:

а) ксантопротеиновая (на остатки аминокислот, содержащих бензольные кольца)

белок + $\text{HNO}_{3(\text{k})}$ → желтое окрашивание.

б) биуретовая (на пептидные связи)

белок + $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{k})}$ → сине-фиолетовое окрашивание.

4) горение → $\text{N}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ сопровождается запахом жженных перьев.

Функции белков в организме см. стр. 83.

Нуклеиновые кислоты

Это биополимеры, макромолекулы которых состоят из нуклеотидов.

	ДНК – дезоксирибонуклеиновые кислоты	РНК – рибонуклеиновые кислоты
Нахождение в организме	Хромосомы клеточного ядра (99%), митохондрии, хлоропласты	Ядрышки, рибосомы, митохондрии, пластиды, цитоплазма
Функции	Хранение и передача генетической информации	Копирование генетической информации; перенос ее к месту синтеза белка; участие в процессе синтеза белка
Состав – полинуклеотид, состоящий из мононуклеотидов	дезоксирибоза ($C_5H_{10}O_4$) аденин } пуриновые гуанин } основания остаток H_3PO_4	рибоза ($C_5H_{10}O_5$) аденин } пуриновые гуанин } основания остаток H_3PO_4
Строение		
первичная структура	последовательность мононуклеотидов	последовательность мононуклеотидов
вторичная структура	двойная спираль, образующаяся за счет водородных связей между комплементарными парами азотистых оснований (такими являются пуриновые и пиримидиновые основания, образующие одинаковое число водородных связей $A=T, G \equiv C$)	полинуклеотидная цепь, принимающая различные формы, в т. ч. и спиралеобразные
третичная структура	пространственная компактная структура – суперспираль	пространственная компактная структура (клубок, палочка)

ДНК состоит из генов. **Ген** – участок ДНК, в котором содержится информация о строении одного белка. Ген состоит из триплетов. **Триплет** – последовательность трех нуклеотидов, кодирующих одну аминокислоту.

11 класс.

Строение атома

Этапы в изучении строения атома

1	V в. до н. э. древнегреческие философы – «атом» – неделимый.
2	1889 г. А. Г. Столетов – явление фотоэффекта – испускание металлом e^- под действием света.
3	1895 г. К. Рентген – открытие рентгеновских лучей.
4	1896 г. А. Беккерель – открытие явления радиоактивности \Rightarrow существование α -частиц.
5	1897 г. Дж. Томсон – прохождение тока через газоразрядную трубку – катодные лучи – поток e^- .
6	1897–1903 гг. М. Складовская-Кюри и П. Кюри – изучение явления радиоактивности.
7	1899–1903 гг. Э. Резерфорд – опыты по установлению природы α -, β - и γ -лучей, образующихся при радиоактивном распаде; 1909–1911 гг. – обнаружение ядер атомов; 1920 г. – открытие протонов.
8	1909 г. Р. Милликен – определение заряда e^- .
9	1913 г. Г. Мозли – установление заряда ядер атомов.
10	1924 г. Л. де Бройль – корпускулярно-волновая двойственность микрочастиц.
11	1932 г. Дж. Чедвик – открытие нейтронов.

Модели строения атома

1	1902–1904 гг. В. Кельвин и Дж. Томсон: атом состоит \oplus заряда, равномерно распределенного по всему объему атома, и электронов, колеблющихся внутри этого заряда.
2	1911 г. Э. Резерфорд – планетарная модель: атом состоит из \oplus заряженного ядра, в котором сосредоточена основная часть массы атома, и \ominus заряженных электронов, вращающихся вокруг ядра по замкнутым орбитам; атом в целом электронейтрален.
3	1913 г. Н. Бор – дополнил планетарную модель квантовыми представлениями. Постулаты Бора: <ul style="list-style-type: none">▪ Электрон вращается вокруг ядра по строго определенным (стационарным) орбитам – при движении по ним не излучает энергию;▪ Энергия излучается и поглощается при переходе с орбиты на орбиту.

Современные представления о строении атома

1	Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение \bar{e} – орбиталь .																				
2	Электроны, движущиеся в орбиталях близкого размера и имеющие близкие значения энергии, образуют один энергетический уровень .																				
3	Размер эл. орбитали зависит от главного квантового числа (n) , которое соответствует N периода в периодической системе.																				
4	<p>Уровни расщепляются на подуровни, характеризующиеся побочным квантовым числом (l), которое определяет форму орбитали $l = \text{от } 0 \text{ до } (n-1)$</p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <thead> <tr> <th>Значения n</th> <th>Уровень</th> <th>Значения l</th> <th>Подуровень</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>1</td> <td>0</td> <td><i>s</i></td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>2</td> <td>0; 1</td> <td><i>s</i>; <i>p</i></td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>3</td> <td>0; 1; 2</td> <td><i>s</i>; <i>p</i>; <i>d</i></td> </tr> <tr> <td>4</td> <td>4</td> <td>0; 1; 2; 3</td> <td><i>s</i>; <i>p</i>; <i>d</i>; <i>f</i></td> </tr> </tbody> </table>	Значения n	Уровень	Значения l	Подуровень	1	1	0	<i>s</i>	2	2	0; 1	<i>s</i> ; <i>p</i>	3	3	0; 1; 2	<i>s</i> ; <i>p</i> ; <i>d</i>	4	4	0; 1; 2; 3	<i>s</i> ; <i>p</i> ; <i>d</i> ; <i>f</i>
Значения n	Уровень	Значения l	Подуровень																		
1	1	0	<i>s</i>																		
2	2	0; 1	<i>s</i> ; <i>p</i>																		
3	3	0; 1; 2	<i>s</i> ; <i>p</i> ; <i>d</i>																		
4	4	0; 1; 2; 3	<i>s</i> ; <i>p</i> ; <i>d</i> ; <i>f</i>																		
5	<p>Подуровень состоит из орбиталей, характеризующихся магнитным квантовым числом (m). $m = \text{от } -l \text{ до } +l$. m указывает на число возможных ориентаций орбиталей</p> <p>$l = 0 \Rightarrow m = 0 \Rightarrow s \quad \square$ $l = 2 \Rightarrow m = -2; -1; 0; +1; +2 \Rightarrow d \quad \square \square \square \square$</p> <p>$l = 1 \Rightarrow m = -1; 0; +1 \Rightarrow p \quad \square \square \square$ $l = 3 \Rightarrow m = -3; -2; -1; 0; +1; +2; +3 \Rightarrow f \quad \square \square \square \square \square \square$</p>																				
6	<p>Электрон имеет собственный магнитный момент – спин, характеризующийся спиновым квантовым числом (m_s). $m_s = -1/2$ и $+1/2$</p> <p style="text-align: center;">Порядок заполнения орбиталей электронами</p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>1</td> <td>2</td> <td>3</td> <td>4</td> <td>5</td> <td>6</td> <td>7</td> </tr> <tr> <td colspan="7">1s / 2s; 2p / 3s; 3p / 4s; 3d; 4p / 5s; 4d; 5p / 6s; 4f; 5d; 6p / 7s; 5f; 6d; 7p /</td> </tr> </table> <ol style="list-style-type: none"> Принцип минимума энергии Принцип Паули: в атоме не может быть 2-х \bar{e} с 4-мя одинаковыми квантовыми числами. Правило Гунда: суммарное спиновое число \bar{e} – максимально. Правило Клечковского: $n + l$ – наименьшая; при одинаковой сумме в первую очередь состояния с меньшим n. 	1	2	3	4	5	6	7	1s / 2s; 2p / 3s; 3p / 4s; 3d; 4p / 5s; 4d; 5p / 6s; 4f; 5d; 6p / 7s; 5f; 6d; 7p /												
1	2	3	4	5	6	7															
1s / 2s; 2p / 3s; 3p / 4s; 3d; 4p / 5s; 4d; 5p / 6s; 4f; 5d; 6p / 7s; 5f; 6d; 7p /																					

Периодический закон

Доменделеевские классификации элементов	
Берцелиус	Разделил элементы на металлы и неметаллы. Определил соответствие: металл – основной оксид – основание; неметалл – кислотный оксид – кислота.
Доберейнер (1816 г.)	Составил триады из сходных по свойствам элементов. Ar среднего равна среднему арифметическому 2-х крайних. Указал на связь Ar со свойствами элементов.
Шанкуртуа (1862 г.)	Расположил элементы по спирали, образующей цилиндр, по увеличению их Ar. При этом наблюдал сходство в свойствах элементов, расположенных на одной вертикали, т. е. периодичность в свойствах элементов.
Мейер (1864 г.)	Составил таблицу химических элементов, в которой они были разбиты на группы в соответствии с их валентностью и по увеличению Ar. Объединил элементы в естественные семейства.
Ньюлендс (1865 г.)	Составил октавы элементов, т. е. обнаружил повторяемость в свойствах каждого 8-го элемента.



Периодический закон (1 марта 1869 г.)

В основу классификации Д. И. Менделеев положил атомную массу и свойства элементов. **Свойства химических элементов и образованных ими соединений находятся в периодической зависимости от их относительных атомных масс.** Современная формулировка: **Свойства химических элементов и образованных ими соединений находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.** Изменение формулировки связано с открытием Г. Мозли – порядковый номер элемента численно равен заряду ядра его атома.



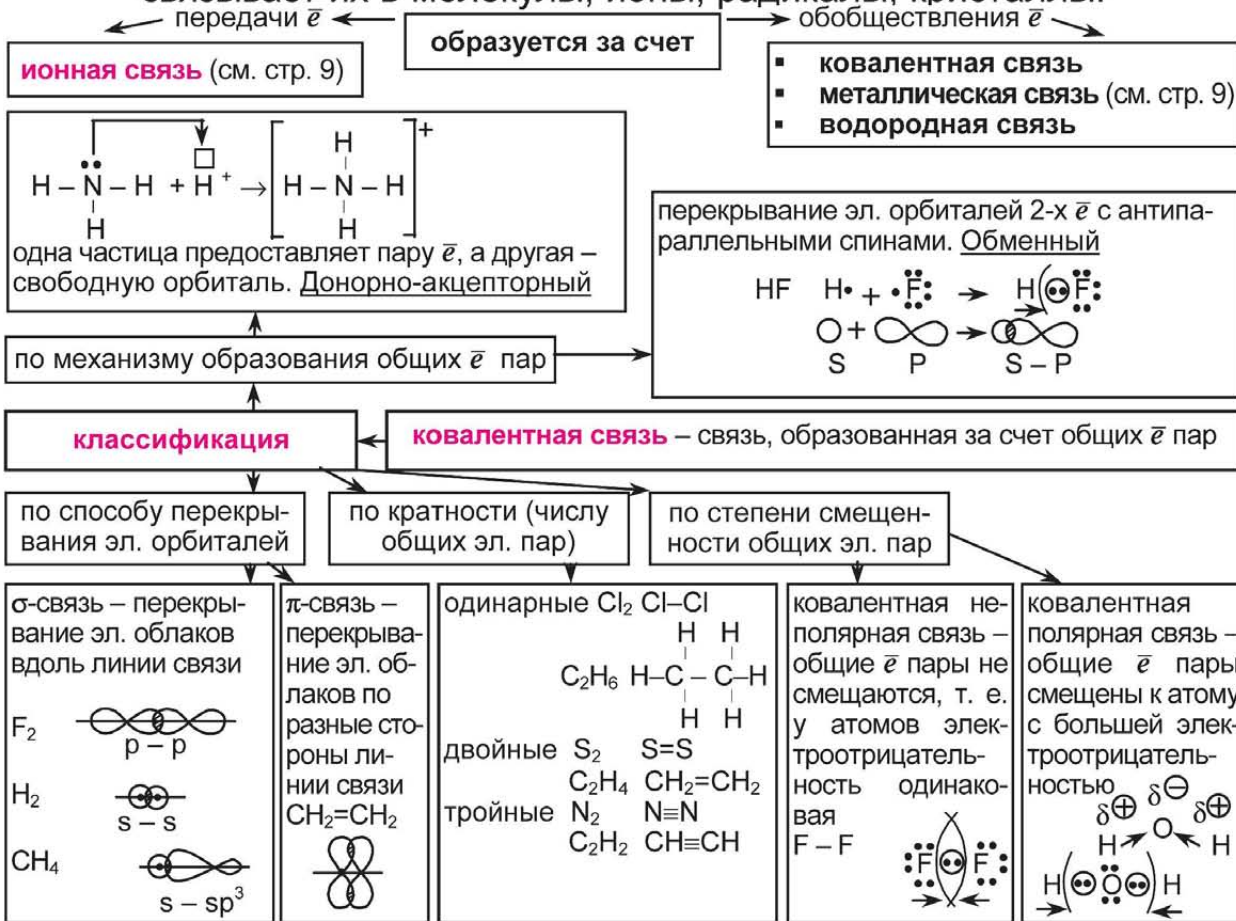
Значение периодического закона

1	Устанавливает взаимосвязь между элементами.
2	Объясняет повторяемость свойств элементов и их соединений.
3	Способствовал развитию теории строения атома.
4	Позволил предсказать и описать свойства, а также пути открытия еще неизвестных элементов; исправить и уточнить валентности и массы некоторых элементов.

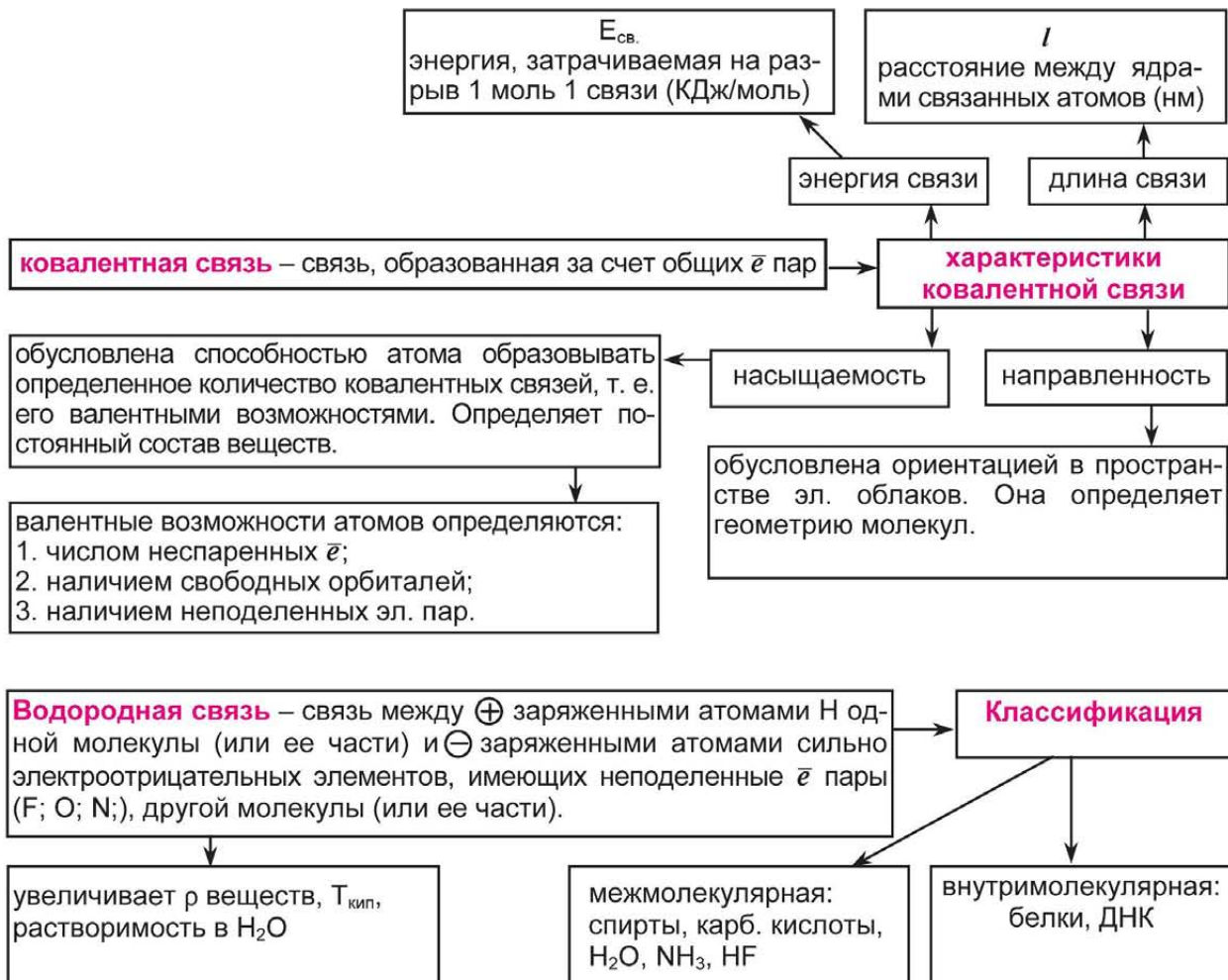
Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева – графическое изображение периодического закона.

Периодическая система и строение атома	Закономерности в периодической системе
<p>1. Порядковый номер элемента = заряду ядра его атома и количеству \bar{e}</p> <p>2. Номер периода = количеству энергетических уровней в атоме элемента.</p> <p>3. Номер группы = максимальной степени окисления (числу валентных \bar{e}).</p> <p>4. В периоде \longrightarrow</p> <p>а) увеличиваются заряды атомных ядер; б) увеличивается число \bar{e} на внешнем уровне; в) число энергетических уровней постоянно,</p> <p style="text-align: center;">↓</p> <p>радиусы атомов уменьшаются (притяжение внешних \bar{e} к ядру усиливается).</p> <p>5. В главной подгруппе</p> <p>а) увеличиваются заряды атомных ядер; б) число \bar{e} на внешнем уровне постоянно; в) увеличивается число энергетических уровней,</p> <p style="text-align: center;">↓</p> <p>радиусы атомов увеличиваются (притяжение внешних \bar{e} к ядру ослабевает).</p> <p>6. Периодичность объясняется повторяемостью в заполнении \bar{e} энергетических уровней.</p>	<p>В периоде из-за уменьшения $R_{\text{ат.}}$:</p> <p>1. Металлические свойства образуемых элементами простых веществ ослабевают, а неметаллические – усиливаются.</p> <p>2. Характер оксидов и гидроксидов элементов меняется основной \rightarrow амфотерный \rightarrow кислотный.</p> <p>3. В больших периодах свойства меняются медленнее, т. к. идет заполнение \bar{e} одного из предвнешних уровней, что мало влияет на $R_{\text{ат.}}$.</p> <p>В главных подгруппах из-за увеличения $R_{\text{ат.}}$:</p> <p>1. Металлические свойства образуемых элементами простых веществ усиливаются, а неметаллических – ослабевают.</p> <p>2. Основной характер оксидов и гидроксидов усиливается, кислотный – ослабевает.</p> <p>По диагонали уменьшение $R_{\text{ат.}}$ в периоде примерно компенсируется увеличением $R_{\text{ат.}}$ в подгруппе:</p> <p>элементы, расположенные на одной диагонали, образуют сходные по свойствам соединения: $\text{Li} \rightarrow \text{Mg}$; $\text{Be} \rightarrow \text{Al}$</p> <p style="text-align: center;">Звездность периодической системы</p> <div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="text-align: center;"> </div> <div style="margin-left: 20px;"> <p>Свойства центрального элемента являются средними из свойств элементов, окружающих его.</p> </div> </div>

Химическая связь – такое взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы.

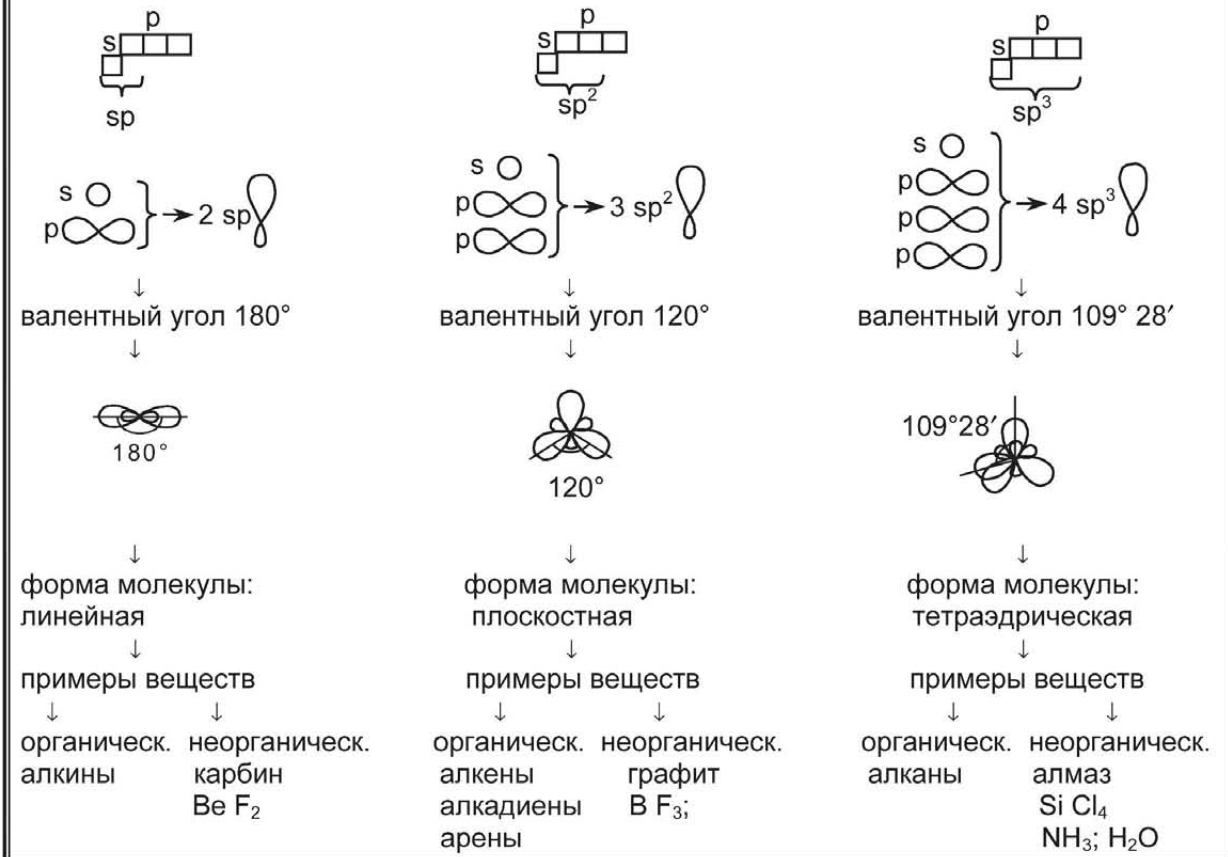


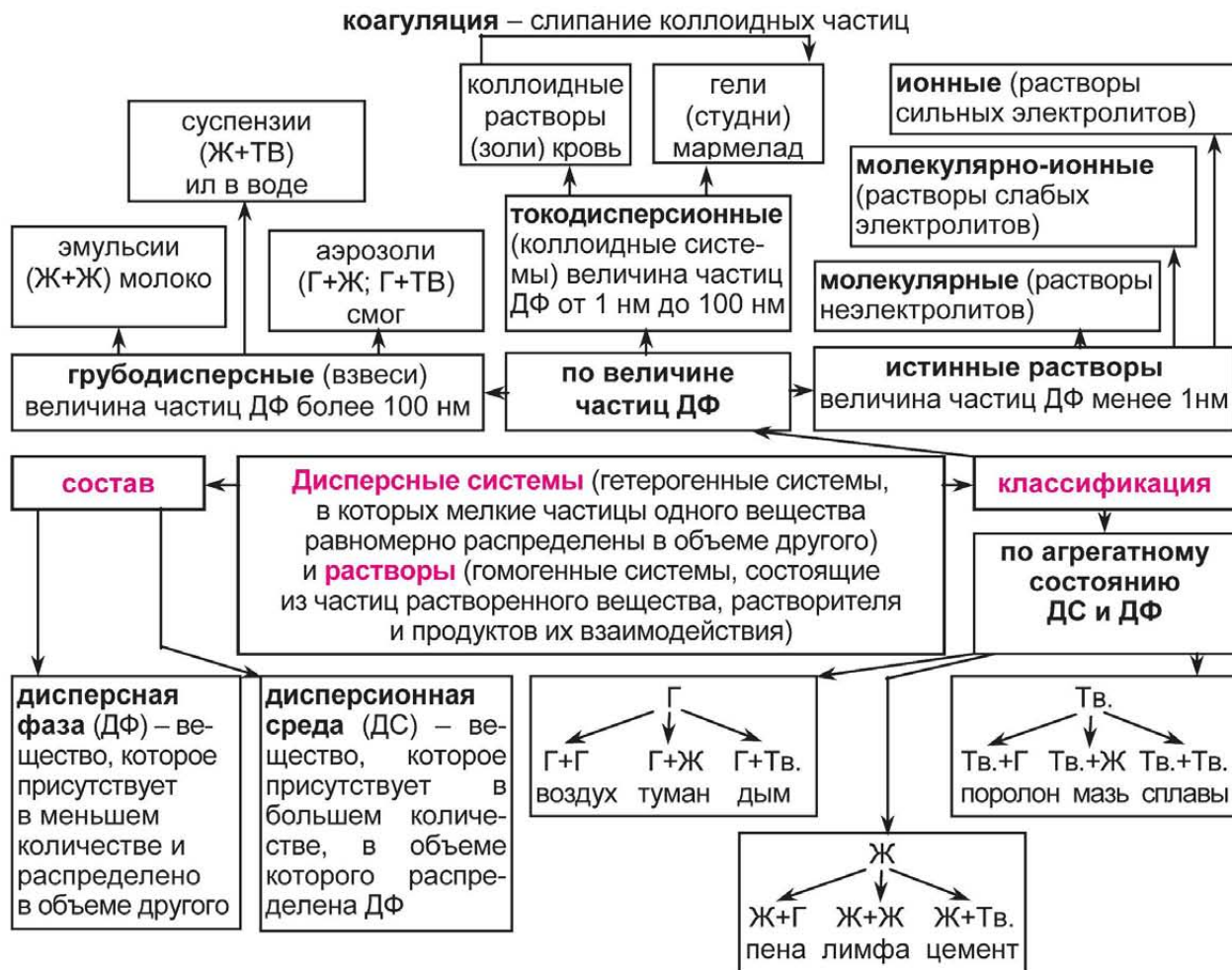
ХИМИЯ



Гибридизация электронных орбиталей и геометрия молекул

Гибридизация – процесс выравнивания эл. орбиталей по форме и энергии.





Предпосылки создания теории

- I. Доструктурные теории:
 1. Электрохимическая теория Й. Берцелиуса – любое органическое вещество состоит из \oplus и \ominus заряженных частей. При химических реакциях \oplus заряженный фрагмент молекулы замещается на \oplus частицу и наоборот.
 2. Теория радикалов Ю. Либиха – органические вещества состоят из неизменяемой и изменяемой в химических реакциях частей. Изменяемая (радикал) переходит из одного вещества в другое.
 3. Теория типов Ш. Жерара – все органические вещества делятся на “типы”, происходящие от простейших неорганических (H_2 , HCl , H_2O , NH_3).
- II. Э. Франкланд, А. Кекуле – работы о валентности.
- III. Ф. Велер, А. Кольбе, М. Бертло, А. М. Бутлеров – синтез органических веществ в лабораторных условиях.
- IV. Съезд химиков в г. Карлсруэ (1860 г.).

Теория химического строения органических веществ А. М. Бутлерова 1861 г.

Основные направления развития теории

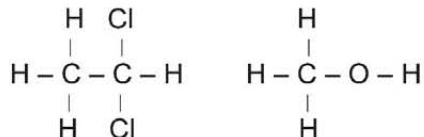
1. Стереохимическое – установление зависимости между пространственным строением органических веществ и их реакционной способностью. 1874 г. Я. Х. Вант-Гофф и Ж. А. Ле Бель.
2. Электронное – установление зависимости свойств веществ от их электронного строения, т. е. от распределения электронной плотности, которое определяется влиянием заместителя.

Значение теории

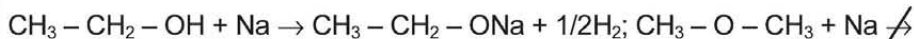
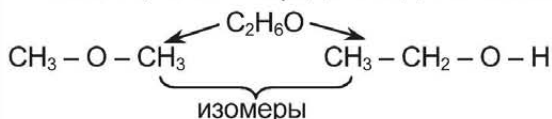
1. Объяснила многообразие органических веществ, образованных небольшим числом элементов.
2. Объяснила существование изомеров.
3. Способствовала развитию органической химии и промышленности органического синтеза.

Основные положения теории А. М. Бутлерова

1. Атомы в молекулах соединяются согласно их валентности. Углерод во всех органических соединениях четырехвалентен.

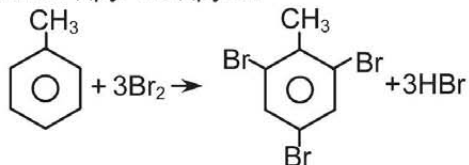


2. Свойства органических веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле, т. е. от химического строения.

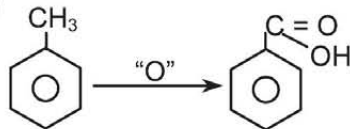


3. Атомы и группы атомов в молекулах взаимно влияют друг на друга.

В молекуле толуола CH_3 – повышает эл. плотность в положениях 2, 4, 6 бензольного кольца \Rightarrow реакции замещения идут по 3 положениям.



А C_6H_5 – оттягивает эл. плотность от $-\text{CH}_3$, увеличивая полярность связей $\text{C}-\text{H}$, что делает возможной реакцию окисления



4. По свойствам веществ можно определить их строение и наоборот.

Изомерия органических веществ

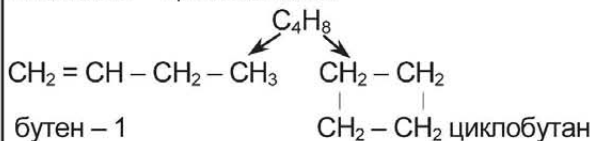
Изомеры – это вещества, которые имеют одинаковый состав, но разное строение молекул и различные свойства.

Изомерия – явление существования изомеров.

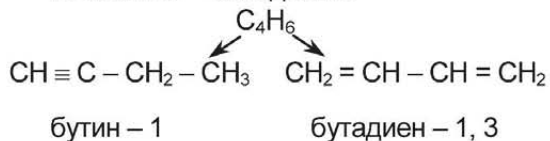
Структурная изомерия – обусловлена различным порядком соединения атомов в молекулах

Межклассовая

1. алкены – циклоалканы



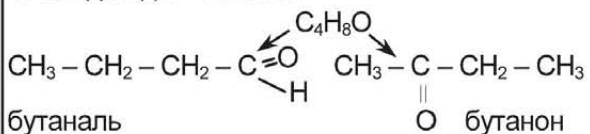
2. алкины – алкадиены



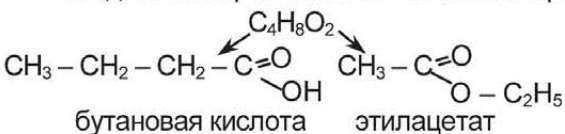
3. пред. одноатомн. спирты – простые эфиры



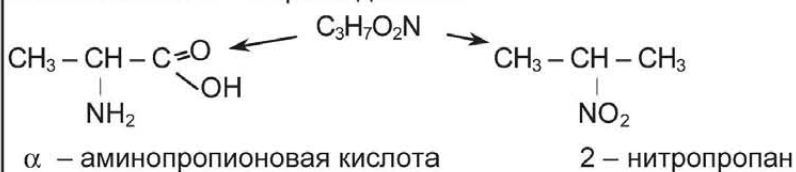
4. альдегиды – кетоны



5. одноосн. карб. кислоты – сложные эфиры

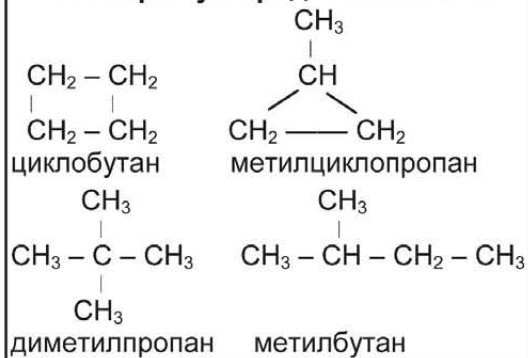


6. аминокислоты – нитросоединения



Структурная изомерия – обусловлена различным порядком соединения атомов в молекулах

Изомерия углеродного скелета

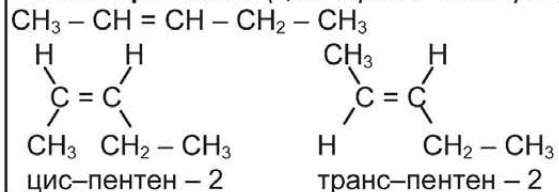


Изомерия положения

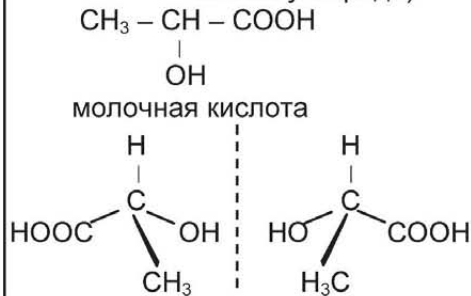


Пространственная изомерия (стереоизомерия) – обусловлена различным расположением атомов и групп атомов в пространстве

Геометрическая (цис–транс–изомерия)



Оптическая (при наличии асимметрического атома углерода)



Полимеры

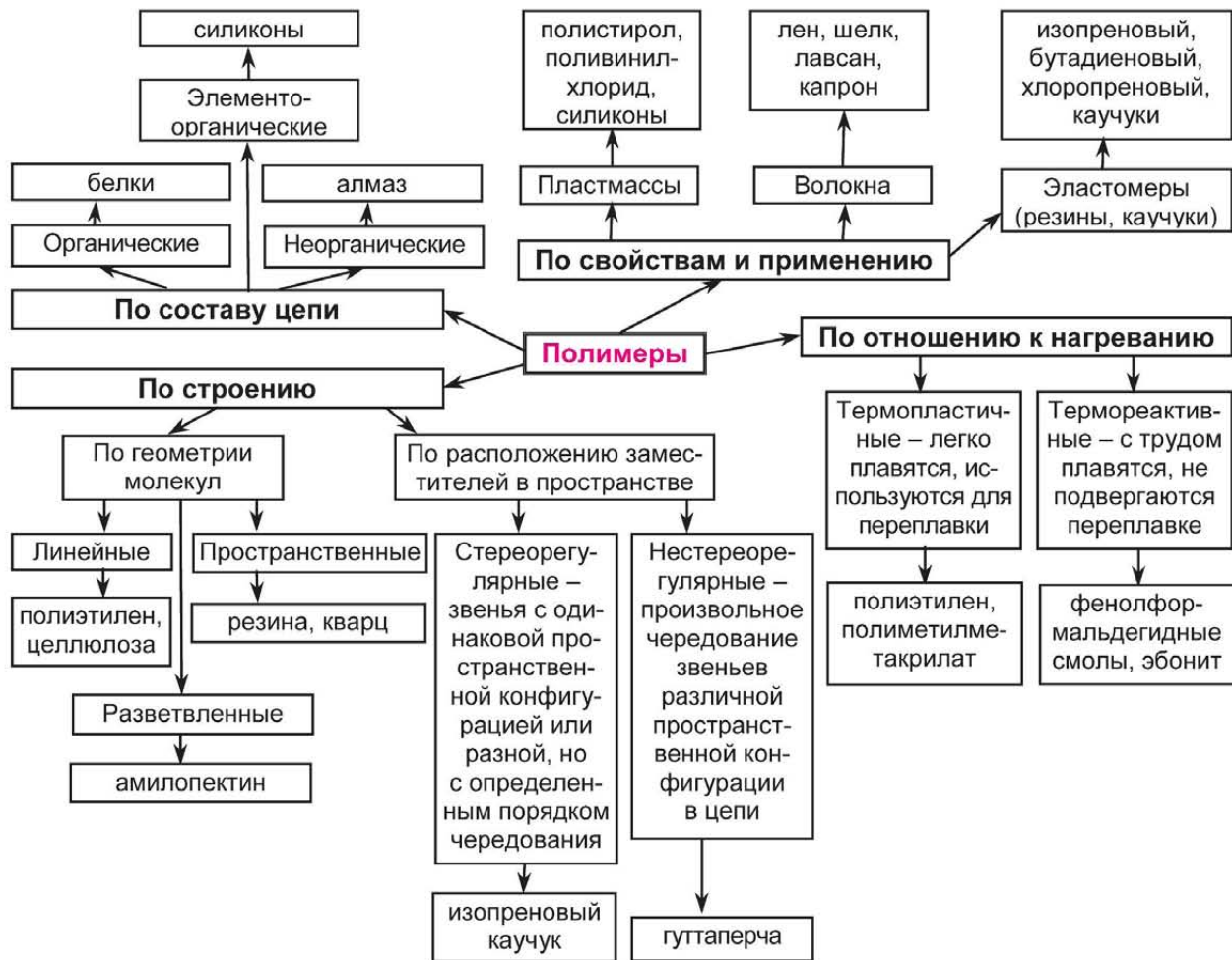
Полимеры (ВМС) – вещества с очень большой молекулярной массой, молекулы которых содержат повторяющиеся группировки атомов.

структурное звено – повторяющаяся группа атомов

$n \text{ CH}_2 = \text{CH}_2 \longrightarrow (-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)_n$ — степень полимеризации – число, показывающее количество элементарных звеньев в макромолекуле полимера.

мономер – низкомолекулярное вещество, из которого образуется полимер.





Классификация химических реакций

(определения см. стр. 16)

I. По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции

без изменения состава (изменяется строение)

<p>1</p> <p>Реакции аллотропизации</p> $3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3$ <p>$\text{P}_{\text{(белый)}} \rightleftharpoons \text{P}_{\text{(красный)}}$</p>	<p>2</p> <p>Реакции изомеризации</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \xrightarrow{\text{t}^\circ, \text{AlCl}_3} \text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
--	--

с изменением состава

реакция соединения	реакция разложения	реакция обмена	реакция замещения
<p>1</p> $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ <p>2</p> $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_2 - \underset{\text{Br}}{\text{CH}_2}$ <p>Br Br</p> $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Br}$	<p>1</p> $2\text{HgO} \xrightarrow{\text{t}^\circ} 2\text{Hg} + \text{O}_2$ $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_3 \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>2</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 \xrightarrow{\text{t}^\circ, \text{Cr}_2\text{O}_3}$ $\rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2$ <p>$\text{t}^\circ; \text{H}_2\text{SO}_4$ (K)</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\quad}$ $\rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>1</p> <p>для электролитов – связывание ионов</p> $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>2</p> $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ <p>2</p> $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{OH} + \text{KOH} \rightarrow$ $\rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OK} + \text{H}_2\text{O}$	<p>1</p> $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$ <p>t°</p> $\text{H}_2 + \text{CuO} \xrightarrow{\quad} \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$ <p>2</p> $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu}$ $\rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl} \uparrow$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Na} \rightarrow$ $\rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \frac{1}{2}\text{H}_2$ <p>FeBr_3</p> $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\quad}$ $\rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Br} + \text{HBr}$

**II. По изменению степеней окисления химических элементов,
образующих вещества**

без изменения степеней окисления (неокислительно-восстановительные)	с изменением степеней окисления (окислительно-восстановительные)
1	1
$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$	$2\overset{0}{\text{Fe}} + 3\overset{0}{\text{Cl}}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{Cl}}_3 \quad \begin{array}{l} \overset{0}{\text{Fe}} - 3\bar{e} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}} \\ \overset{0}{\text{Cl}}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\overset{-1}{\text{Cl}} \end{array} \Bigg 2$
2	2
$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{KOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OK} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{+3}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_2 + \overset{0}{\text{O}}_2 \quad \begin{array}{l} \overset{+5}{\text{N}} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{+3}{\text{N}} \\ 2\overset{-2}{\text{O}} - 4\bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{O}}_2 \end{array} \Bigg 2$
	2
	$\overset{-2}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}}_3\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} + \overset{+2}{\text{Cu}}\overset{-2}{\text{O}} \xrightarrow{t^\circ} \overset{+1}{\text{H}}-\overset{0}{\text{C}} \begin{array}{l} \overset{-2}{\text{O}} \\ \overset{+1}{\text{H}} \end{array} + \overset{0}{\text{Cu}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$ $\begin{array}{l} \overset{-2}{\text{C}} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{C}} \\ \overset{+2}{\text{Cu}} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{Cu}} \end{array} \Bigg $
	$\overset{+1}{\text{H}}-\overset{0}{\text{C}} \begin{array}{l} \overset{-2}{\text{O}} \\ \overset{+1}{\text{H}} \end{array} + \overset{0}{\text{H}}_2 \xrightarrow{t^\circ} \overset{0}{\text{Ni}}; \overset{-2}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}}_3-\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$ $\begin{array}{l} \overset{0}{\text{C}} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{-2}{\text{C}} \\ \overset{0}{\text{H}}_2 - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}} \end{array} \Bigg $

III. По тепловому эффекту

экзотермические (+Q)	эндотермические (-Q)
$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3;$ $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO};$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2;$ $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{CH}_3 - \text{CH}_3$
<p>В ходе химических реакций происходит разрыв одних связей и образование других \Rightarrow происходит выделение или поглощение энергии.</p> <p>$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г}) + 92 \text{ кДж}$ – термохимическое уравнение</p> <p style="text-align: right;">← тепловой эффект химической реакции</p>	

IV. По агрегатному состоянию реагирующих веществ

гетерогенные	гомогенные
$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{р-р})} + \text{Zn}_{(\text{т})} \rightarrow \text{ZnSO}_{4(\text{р-р})} + \text{H}_2 \uparrow$ $2\text{Al}_{(\text{т})} + 6\text{HCl}_{(\text{р-р})} \rightarrow 2\text{AlCl}_{3(\text{р-р})} + 3\text{H}_2 \uparrow$	$\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{HCl}_{(\text{г})}$ $\text{NaOH}_{(\text{р-р})} + \text{HCl}_{(\text{р-р})} \rightarrow \text{NaCl}_{(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} + \text{Na}_{(\text{т})} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}_{(\text{р-р})} + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
$\text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})} + \frac{15}{2}\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 6\text{CO}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{р-р})} + \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{р-р})} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_3_{(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$

V. По участию катализатора	
некаталитические	каталитические
1	1
$2Al + 3CuCl_2 \rightarrow 2AlCl_3 + 3Cu$ $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2 \uparrow$	$2SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{V_2O_5} 2SO_3$
2	2
$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{\text{СВЕТ}} CH_3Cl + HCl \uparrow$ $2CH_4 \xrightarrow{1500^\circ C} C_2H_2 + 3H_2$	$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO + 6H_2O$ $3C_2H_2 \xrightarrow{\text{Сакт.}} C_6H_6$ $CH_2 = CH_2 + H_2O \xrightarrow{H^+} CH_3CH_2OH$

VI. По направлению	
необратимые	обратимые
1	1
$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$ $H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$	$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$
2	2
$CH_2 = CH_2 + HCl \rightarrow CH_3 - CH_2Cl$ $CH_3CH_2OH + CuO \xrightarrow{t^\circ} CH_3 - C \begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{matrix} + Cu + H_2O$	$HCOOH + HOCH_3 \rightleftharpoons HCOOCH_3 + H_2O$ $CH_3COONa + H_2O \rightleftharpoons CH_3OONa + NaOH$

Скорость химических реакций

Обратимость химических реакций

Электролитическая диссоциация

– см. стр. 17–18, 19, 22–23.

Гидролиз

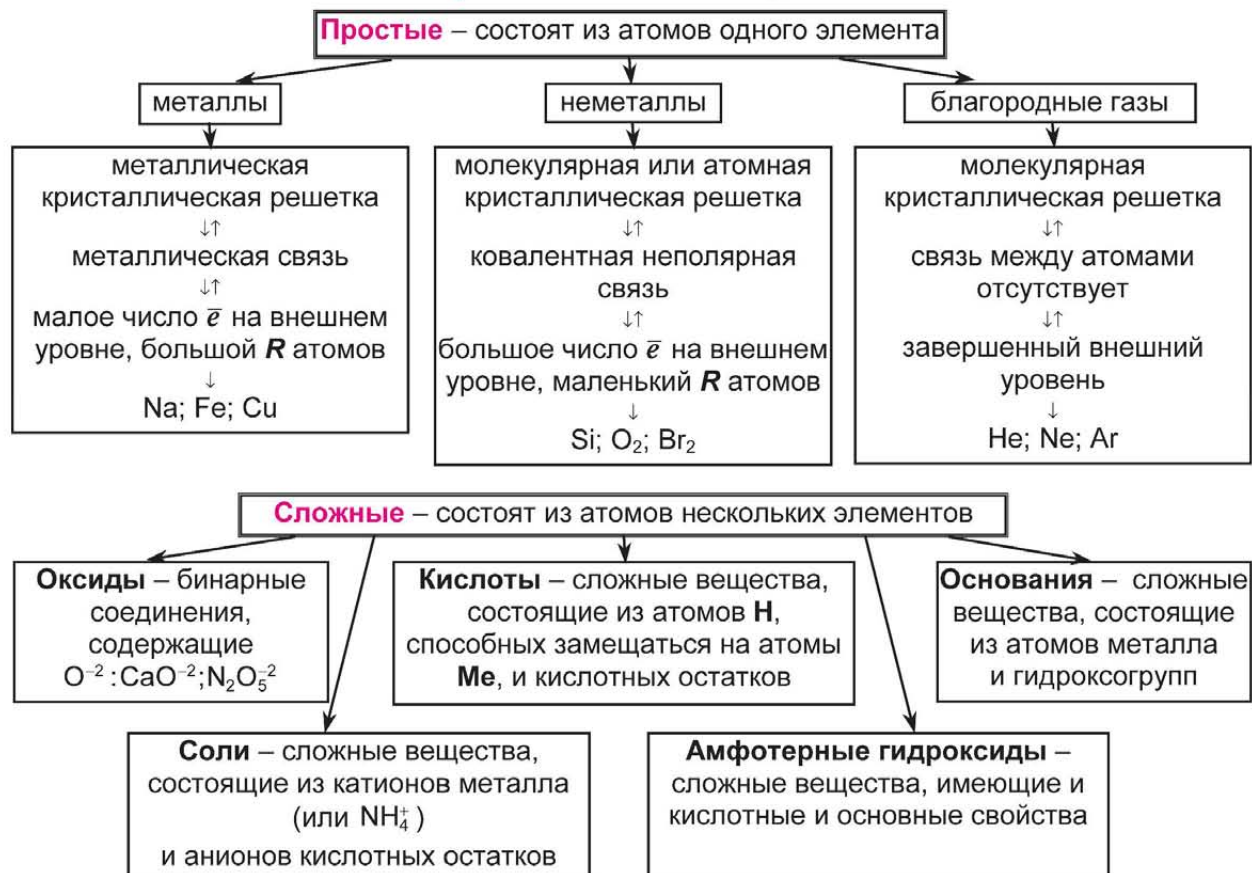
Гидролиз – реакция обмена между каким-либо веществом и водой, в результате которой образуется слабый электролит.

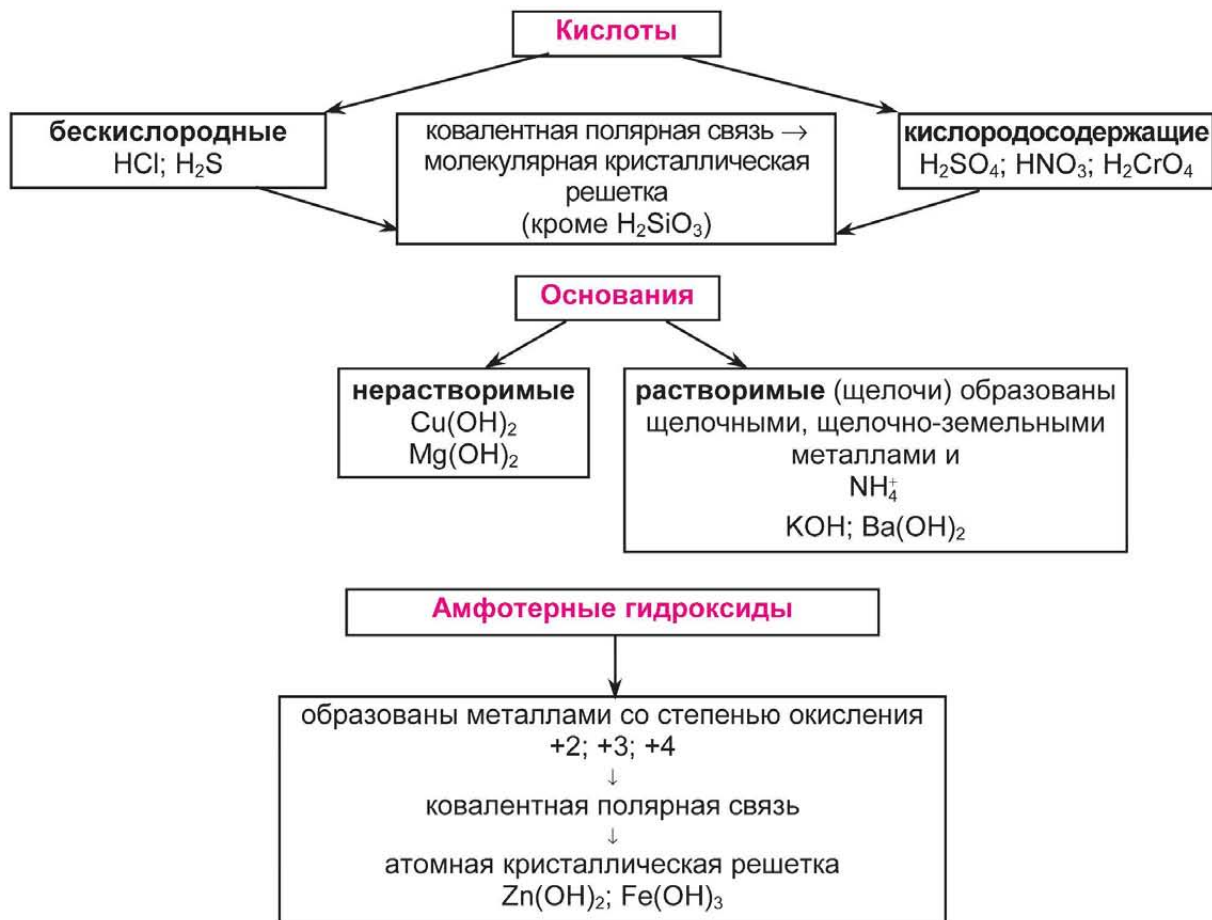
неорганических веществ	органических веществ
<p>I. Солей</p> <p>1. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой</p> $\text{SO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-;$ <p>накапливаются $\text{OH}^- \Rightarrow$ среда щелочная</p> $2\text{K}^+ + \text{SO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^- + 2\text{K}^+;$ $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HON} \rightleftharpoons \text{KHSO}_3 + \text{KOH}$ <p>анион связывается; образуется кислая соль и щелочь.</p> <p>2. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой</p> $\text{Al}^{3+} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+;$ <p>накапливаются $\text{H}^+ \Rightarrow$ среда кислая</p> $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{HON} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+ + 3\text{Cl}^-;$ $\text{AlCl}_3 + \text{HON} \rightleftharpoons \text{AlONCl}_2 + \text{HCl}$ <p>катион связывается; образуется основная соль и кислота.</p> <p>3. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой</p> $\text{Fe}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$ <p>связываются и анион, и катион. Гидролиз необратим, если хотя бы один из продуктов удаляется из сферы реакции.</p>	<p>I. Галогеналканы \rightarrow спирт + галогеноводород</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Cl} + \text{HON} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + \text{HCl}$ <p>II. Сложные эфиры (в том числе жиры) \rightarrow спирт + кислота</p> $\text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array} - \text{CH}_3 + \text{HON} \xrightleftharpoons{\text{H}^+; t^\circ} \text{CH}_3 - \text{OH} + \text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array}$ <p>III. Полисахариды \rightarrow моносахариды</p> $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + (n-1)\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+; t^\circ} n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ <p>IV. Белки \rightarrow α-аминокислоты</p> $\begin{array}{ccccccc} & \text{O} & \text{H} & & \text{O} & \text{H} & & \text{O} \\ & \parallel & & & \parallel & & & \parallel \\ \text{NH}_2 - & \text{CH} - & \text{N} - & \text{CH} - & \text{N} - & \text{CH} - & \text{C} & \\ & & & & & & & \\ & \text{R}_1 & & \text{R}_2 & & \text{R}_3 & & \\ & & & & & & & \text{OH} \end{array} + (n-1)\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow \begin{array}{c} \text{NH}_2 - \text{CH} - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} \\ \\ \text{R}_1 \end{array} + \begin{array}{c} \text{NH}_2 - \text{CH} - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} \\ \\ \text{R}_2 \end{array} + \begin{array}{c} \text{NH}_2 - \text{CH} - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} \\ \\ \text{R}_3 \end{array} +$ <p>+ ...</p>

<i>неорганических веществ</i>	<i>органических веществ</i>
<p>4. Соль образована сильным основанием и сильной кислотой – гидролизу не подвергается, т. к. не происходит связывания ионов.</p> <p>II. Карбидов металлов $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$ $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{CH}_4 \uparrow$</p> <p>III. Галогенидов неметаллов $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$</p>	<p>V. Нуклеиновые кислоты → нуклеотиды → азотистые основания + пентоза + H_3PO_4</p>

Классификация веществ

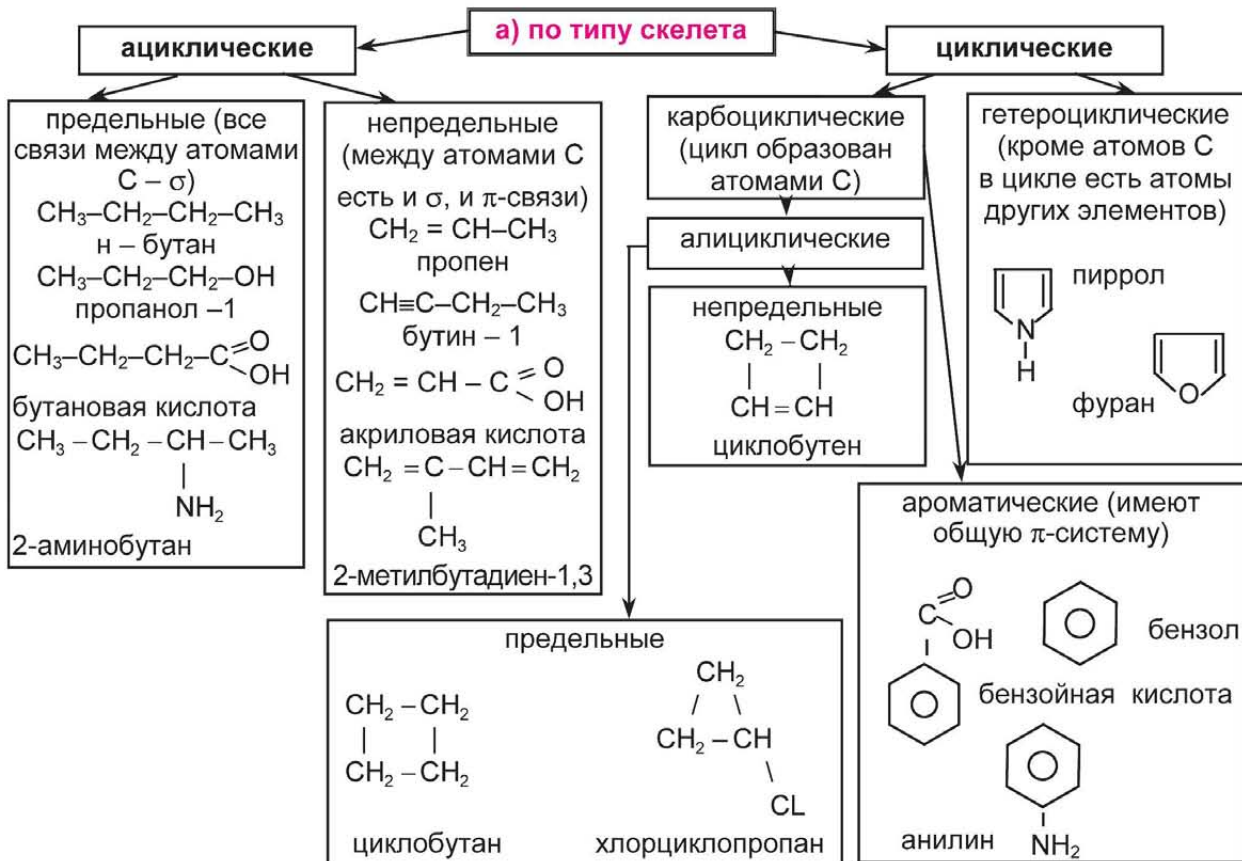
Неорганические вещества



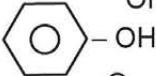
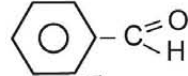
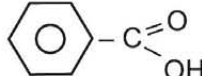


Классификация веществ

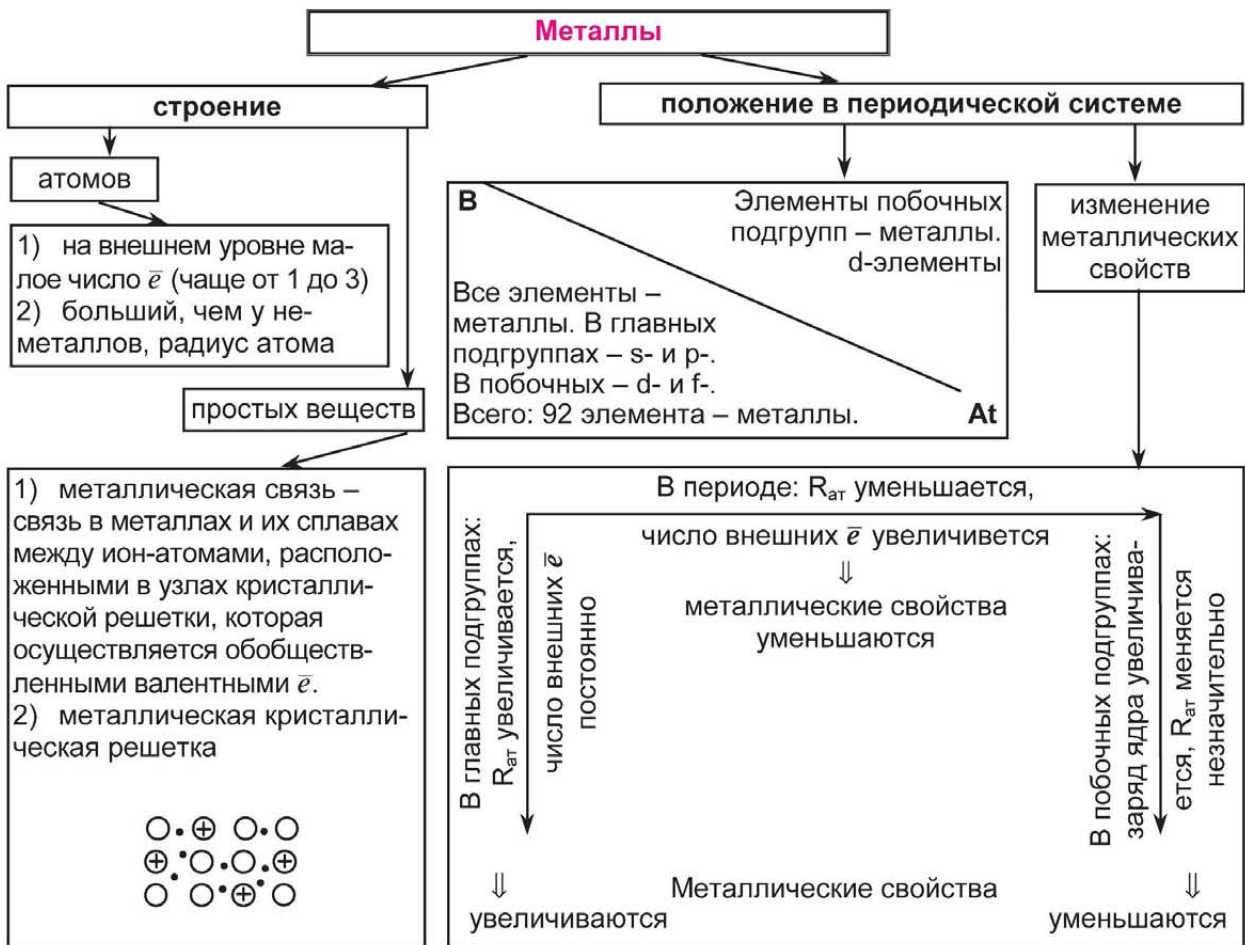
Органические вещества



б) по наличию функциональных групп

класс веществ	функциональная группа	общая формула	примеры
<i>I галогенопроизводные</i>			
галогеналкилы	- Г (F, Cl, Br)	R-Г	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ Cl -1-хлорпропан
<i>кислородосодержащие</i>			
спирты	- OH	R-(OH) _n	CH ₃ -CH ₂ -OH этанол $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ этандиол-1,2
фенолы	- OH	Ar-OH	 - OH фенол
альдегиды	- C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< H} \end{array}$	R-C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< H} \end{array}$	CH ₃ -C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< H} \end{array}$ этаналь  - C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< H} \end{array}$ бензальдегид
кетоны	- C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{ } \\ \text{O} \end{array}$	R ₁ -C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{ } \\ \text{O} \end{array}$ -R ₂	CH ₃ -C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{ } \\ \text{O} \end{array}$ -CH ₃ пропанон CH ₃ -C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{ } \\ \text{O} \end{array}$ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ пентанон-2
карбоновые кислоты	- C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< OH} \end{array}$	R-C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< OH} \end{array}$	CH ₃ -C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< OH} \end{array}$ уксусная кислота  - C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< OH} \end{array}$ бензойная кислота
простые эфиры	- O -	R ₁ - O - R ₂	CH ₃ -O-CH ₃ диметиловый CH ₃ -O-CH ₂ -CH ₃ метилэтиловый эфиры
сложные эфиры	- C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< O-} \end{array}$	R ₁ -C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< O-R}_2 \end{array}$	H-C $\begin{array}{l} \text{= O} \\ \text{< O-CH}_3 \end{array}$ метиловый эфир муравьиной кислоты

б) по наличию функциональных групп			
<i>класс веществ</i>	<i>функциональная группа</i>	<i>общая формула</i>	<i>примеры</i>
<i>азотосодержащие</i>			
амины	$-\text{NH}_2$	$\text{R}-\text{NH}_2$	CH_3-NH_2 метиламин  фениламин
нитросоединения	$-\text{NO}_2$	$\text{R}-\text{NO}_2$	CH_3-NO_2 нитрометан  нитробензол
аминокислоты	$-\text{NH}_2$ $-\text{COOH}$	$\text{R}-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	$\text{CH}_3-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$ α -аминопропановая кислота (аланин)

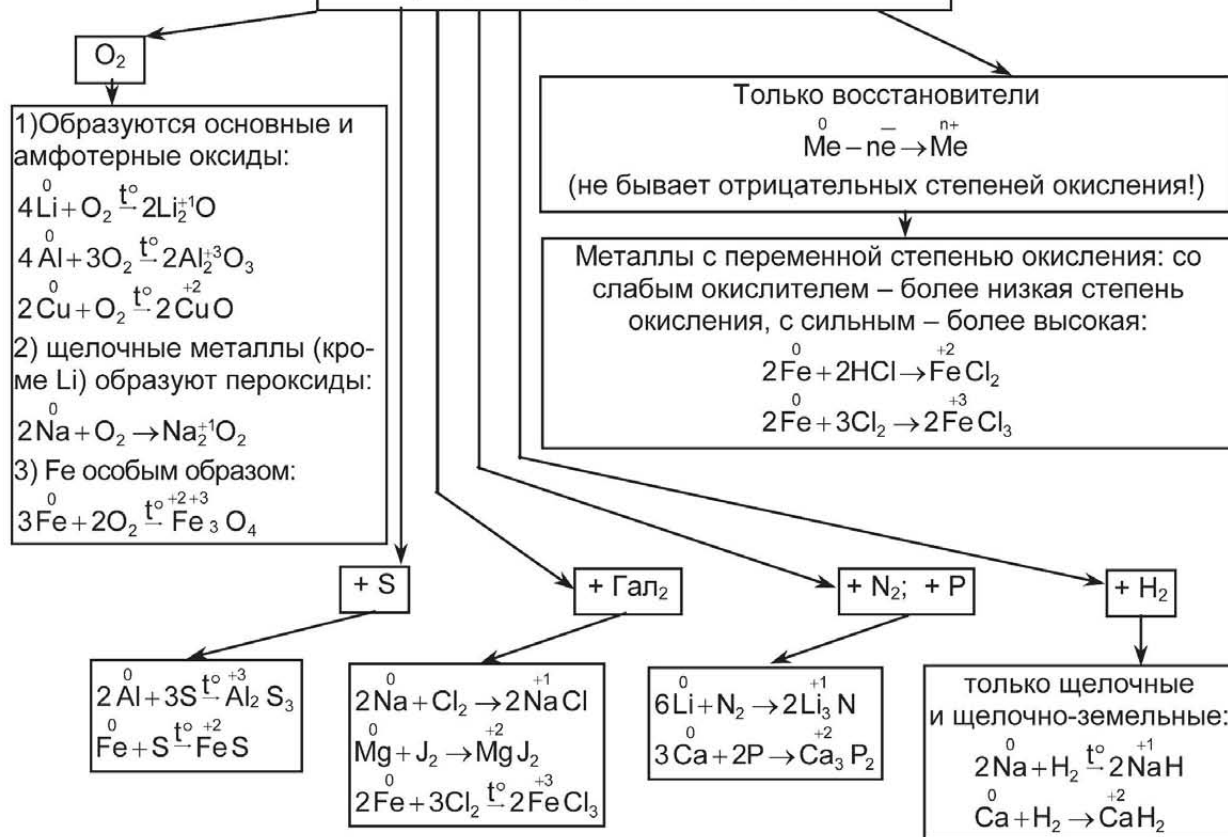


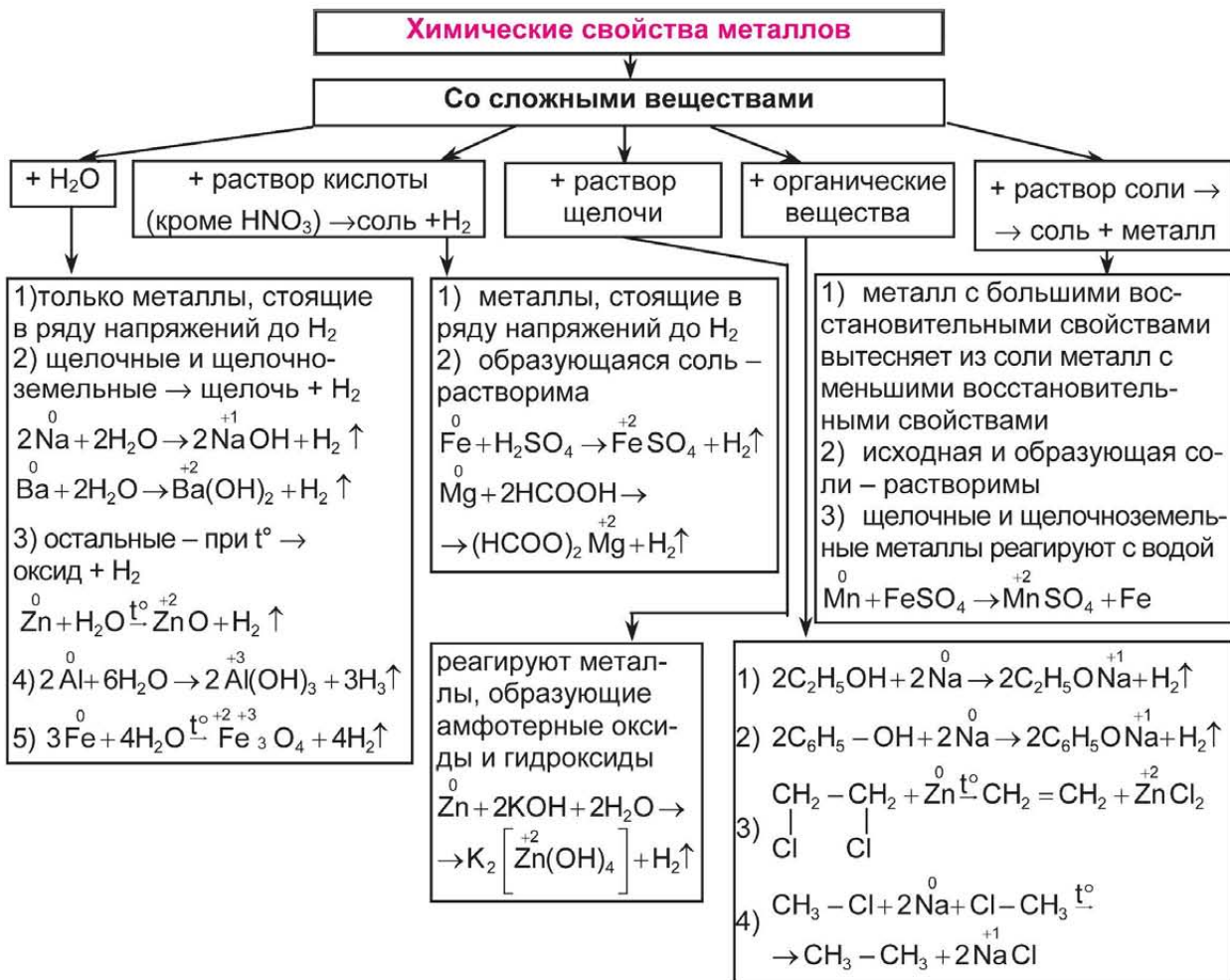
Металлы



Химические свойства металлов

С простыми веществами – неметаллами





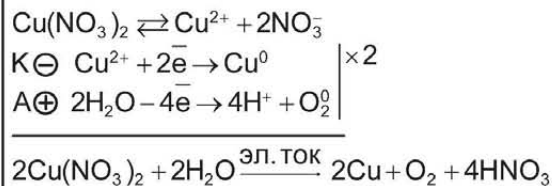
Коррозия металлов; нахождение металлов в природе;
общие способы получения – см. стр. 41–42, 40.



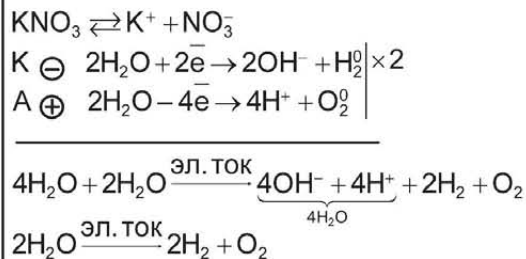
Электролиз водных растворов солей
(с инертным анодом)

Примеры

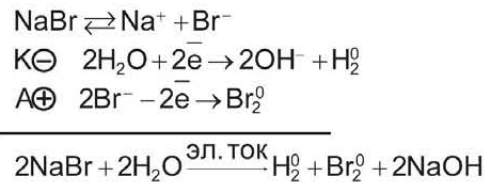
1



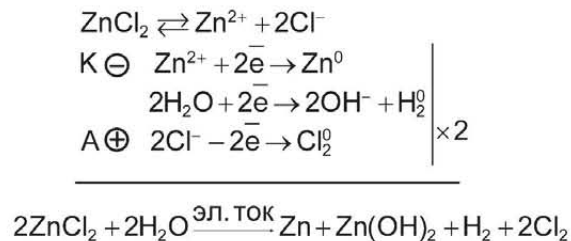
3



2



4

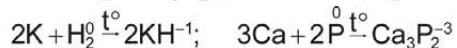
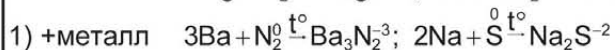
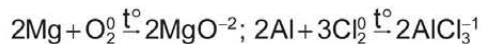


Неметаллы

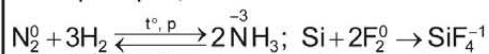
Положение в периодической системе; строение атомов и простых веществ, физические свойства – см. стр. 47.

Химические свойства неметаллов – окислительно-восстановительная двойственность

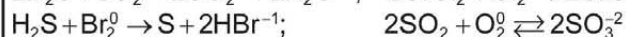
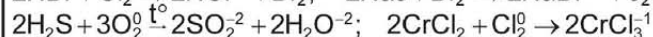
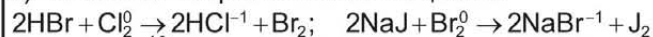
Окислительные свойства



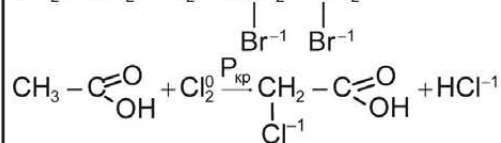
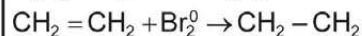
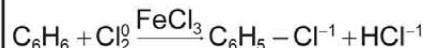
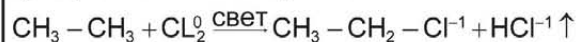
2) +неметалл, образованный элементом с меньшей электроотрицательностью



3) +сложное неорганическое вещество

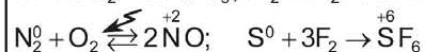
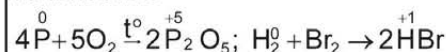


4) +органическое вещество

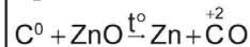
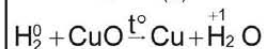
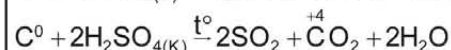
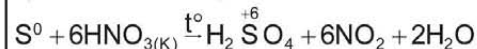


Восстановительные свойства

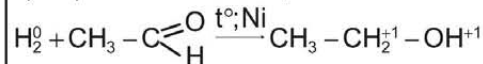
1) +неметалл, образованный элементом с большей электроотрицательностью



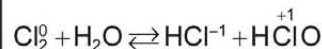
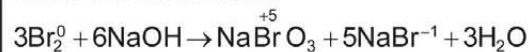
2) +сложные неорганическое вещество



3) +органическое вещество



Реакции самоокисления – самовосстановления

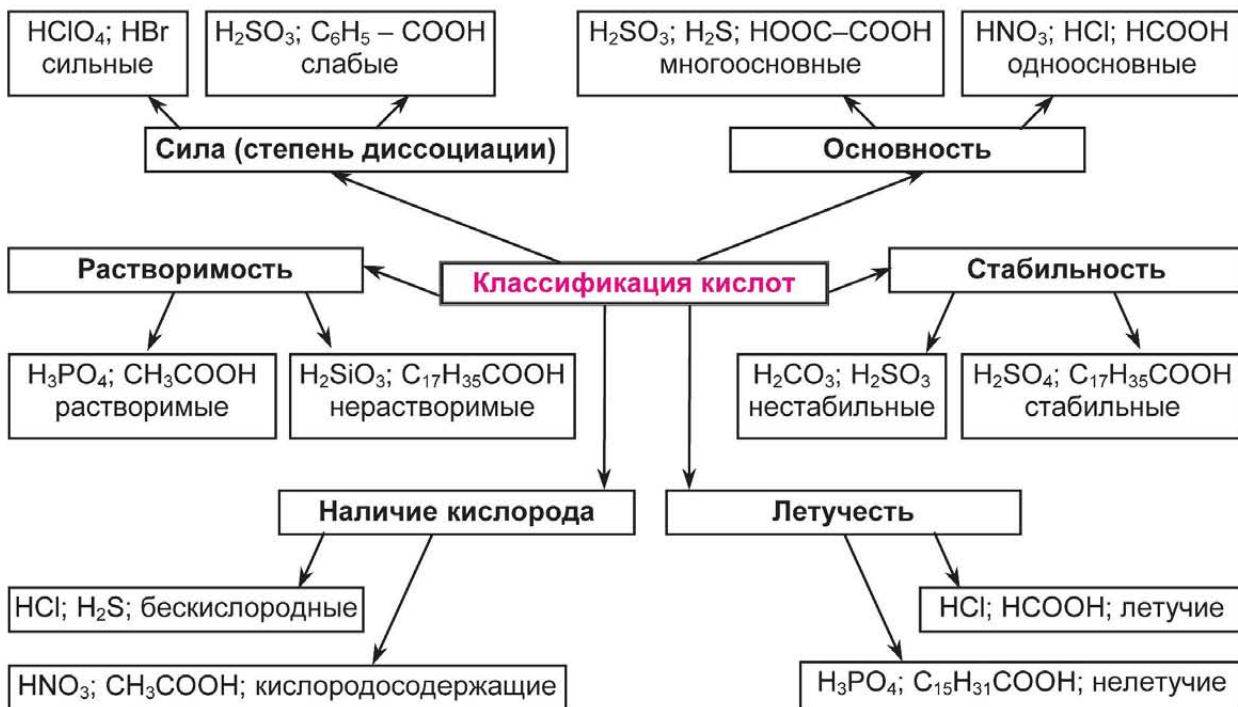


Соединения неметаллов			
	Водородные соединения	Оксиды	Гидроксиды
Кислотно-основные свойства	<p>Кислотные – способность отщеплять H^+</p> $\overset{\ominus}{\text{H}}\text{Cl} + \overset{\ominus}{\text{O}}\text{H} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ <p style="text-align: center;">кислота основание</p> <p>Основные – способность присоединять H^+</p> $\overset{\ominus}{\text{N}}\text{H}_3 + \overset{\ominus}{\text{H}}\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ <p style="text-align: center;">основание кислота</p> <p>Водородные соединения неметаллов IV группы не проявляют кислотно-основных свойств, т. к. полярность связи Э–Н мала, и неподеленных пар \bar{e} – нет.</p>	<p style="text-align: center;">↓</p> <p><u>Несолеобразующие</u> N_2O; NO; CO</p> <p style="text-align: center;"><u>Солеобразующие</u></p> <p style="text-align: center;">↓</p> <p>кислотные $SO_2 - H_2SO_3$; $Cl_2O_7 - HClO_4$</p> <p>1) $+H_2O \rightarrow$ кислота $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$</p> <p>2) $+щелочь \rightarrow$ соль $+H_2O$ $SO_3 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$</p> <p>3) $+основный$ (амфотерный) оксид \rightarrow соль $3CaO + P_2O_5 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$</p>	<p style="text-align: center;"><i>Только кислотные свойства</i></p> <p>1) $+основный$ и амфотерный оксид \rightarrow соль $+H_2O$ $2HNO_3 + CuO \xrightarrow{t^\circ} Cu(NO_3)_2 + H_2O$</p> <p>2) $+основание$ и амфотерный гидроксид \rightarrow соль $+H_2O$ $2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$</p> <p>3) $+соль \rightarrow$ соль $+кислота$ (оксид $+H_2O$) $2H_3PO_4 + 3Na_2CO_3 \rightarrow 2Na_3PO_4 + 3CO_2 \uparrow + 3H_2O$ $H_2SO_4 + K_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \downarrow + K_2SO_4$</p>
Окислительно-восстановительные свойства	<p>Только восстановительные, т. к. неметалл в низшей степени окисления</p> $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 4NO + 6H_2O$ $CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{t^\circ} CO_2 + 2H_2O$ $2HBr + Cl_2 \rightarrow 2HCl + Br_2$ $2NH_3 + 3CuO \xrightarrow{t^\circ} 3Cu + N_2 + 3H_2O$	<p>Высшие оксиды – всегда окислители, т. к. неметалл в высшей степени окисления</p> $SiO_2 + 2Mg \xrightarrow{t^\circ} 2MgO + Si$ $CO_2 + C \xrightarrow{t^\circ} 2CO$ <p>Оксиды с промежуточной степенью окисления неметалла – окислительно-восстановительная двойственность</p> $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ $SO_2 + 2H_2S \rightarrow 3S + 2H_2O$ <p>Но чаще восстановители:</p> $CO + CuO \xrightarrow{t^\circ} Cu + CO_2$; $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$	<p>Только окислительные за счет H^+ (кроме HNO_3 и $H_2SO_{4(K)}$ – особые свойства)</p> $H_2SO_4 + Mg \rightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$

Соединения неметаллов			
	<i>Водородные соединения</i>	<i>Оксиды</i>	<i>Гидроксиды</i>
Изменение свойств а) в периоде б) в подгруппе	<p>а) кислотные свойства увеличиваются, основные свойства уменьшаются, восстановительные свойства уменьшаются;</p> <p>б) кислотные свойства увеличиваются, основные свойства уменьшаются, восстановительные свойства увеличиваются.</p>	<p>а) кислотные свойства увеличиваются;</p> <p>б) кислотные свойства уменьшаются;</p> <p>если неметалл образует несколько кислотных оксидов, то с увеличением степени окисления неметалла кислотные свойства усиливаются</p> <p>$\text{SO}_2 < \text{SO}_3$;</p> <p>$\text{N}_2\text{O}_3 < \text{N}_2\text{O}_5$</p>	<p>а) кислотные свойства увеличиваются;</p> <p>б) кислотные свойства уменьшаются;</p> <p>если неметалл образует несколько гидроксидов, то с увеличением степени окисления неметалла кислотные свойства усиливаются</p> <p>$\text{H}_2\text{SO}_3 < \text{H}_2\text{SO}_4$;</p> <p>$\text{HNO}_2 < \text{HNO}_3$</p>

Кислоты органические и неорганические

1. Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотного остатка.
2. Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых образуются H^+ и анионы кислотного остатка.
3. Кислоты – это молекулы или ионы, которые являются в данной реакции донорами H^+ .



Химические свойства	
<i>Неорганические кислоты</i>	<i>Органические кислоты</i>
Общие свойства	1. Диссоциация
	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-; \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ <p>наличием ионов водорода в водных растворах объясняется кислый вкус, изменение окраски индикаторов и другие общие свойства кислот</p>
	2. +Me (<i>Me в ряду напряжений – до H₂; образуется растворимая соль</i>)
	$6\text{HCl} + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow;$ $2\text{HCOOH} + \text{Zn} \rightarrow (\text{HCOO})_2\text{Zn} + \text{H}_2\uparrow$ $6\text{H}^+ + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\uparrow;$ $2\text{HCOOH} + \text{Zn} \rightarrow 2\text{HCOO}^- + \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
	3. +основный (амфотерный) оксид
	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{BaO} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{BaO} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Ba}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
	4. +основание (амфотерный гидроксид)
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{OH}^- + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
	5. +соль
	$\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow;$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCOOH} \rightarrow (\text{HCOO})_2\text{Ca} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCOOH} \rightarrow 2\text{HCOO}^- + \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
6. +спирт (реакция этерификации)	
$\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 + 3\text{HONO}_2 \rightarrow \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3-\text{C}(\text{OH})=\text{O} + \text{HO}-\text{CH}_3 \xrightleftharpoons{t^\circ; \text{H}^+} \text{CH}_3-\text{C}(\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="margin-left: 100px;">(k) $\begin{array}{ccc} \text{O} & & \text{O} \\ & & \\ \text{NO}_2 & \text{NO}_2 & \text{NO}_2 \end{array}$</p>	
7. образование ангидридов	
$\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{P}_2\text{O}_5; t^\circ} \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3-\text{C}(\text{OH})=\text{O} + \text{CH}_3-\text{C}(\text{OH})=\text{O} \xrightarrow{t^\circ; \text{P}_2\text{O}_5} \text{CH}_3-\text{C}(\text{O})-\text{O}-\text{C}(\text{O})-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	

Химические свойства		
<i>Неорганические кислоты</i>		
Особые свойства проявляются у $H_2SO_{4(k)}$ и HNO_3 в окислительно-восстановительных реакциях, т. к. окислителями в них являются не H^+ , а ион кислотного остатка.		
Особые свойства	HNO_3 концентрированная	
	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="width: 30%;"> <p>не реагирует Au; Pt Fe; Al; Cr – пассивирует при комнатной t°</p> </div> <div style="width: 30%; text-align: center;"> <p>+малоактивные Me и Me средней активности</p> <p>↓</p> <p>соль+H_2O+NO_2</p> <p>↓</p> $Cu + 4HNO_{3(k)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$ </div> <div style="width: 30%;"> <p>+активные Me</p> <p>↓</p> <p>соль+H_2O+N_2O</p> <p>↓</p> $10HNO_{3(k)} + 4Ca \rightarrow 4Ca(NO_3)_2 + N_2O \uparrow + 5H_2O$ </div> </div>	
	<p>HNO_3 (к) при действии на белки (ксантопротеиновая реакция) образует соединения, окрашенные в желтый цвет</p>	<p>+не Me</p> <p>↓</p> <p>кислота+H_2O+$NO_2(NO)$</p> $P + 5HNO_{3(k)} \rightarrow H_3PO_4 + 5NO_2 \uparrow + H_2O$
	HNO_3 разбавленная	
	<p>+малоактивный Me и Me средней активности</p> <p>↓</p> <p>соль+NO+H_2O</p> $3Cu + 8HNO_{3(p)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$	<p>не реагирует Au; Pt</p> <p>+активный Me</p> <p>↓</p> <p>соль+NH_4NO_3+H_2O</p> $4Ca + 10HNO_{3(p)} \rightarrow 4Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$

Химические свойства

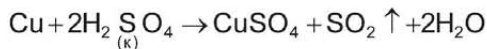
Неорганические кислоты

H₂SO₄ (концент.) → не реагирует Au; Pt

Fe; Al; Cr – пассивирует при комн.т°

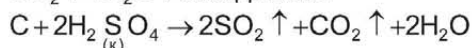
← +малоактивный Me

↓
соль+SO₂ ↑ +H₂O



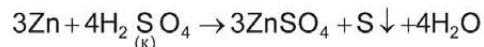
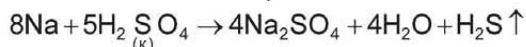
← +не Me

↓
SO₂ ↑ +H₂O +оксид неMe

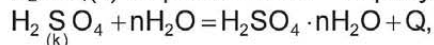


→ +более активный Me

↓
соль+S(H₂S ↑)+H₂O



H₂SO₄(к) гигроскопична – образует гидраты:

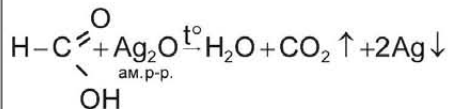
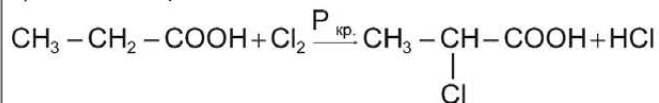


поэтому обугливает органические вещества

Особые свойства

Органические кислоты

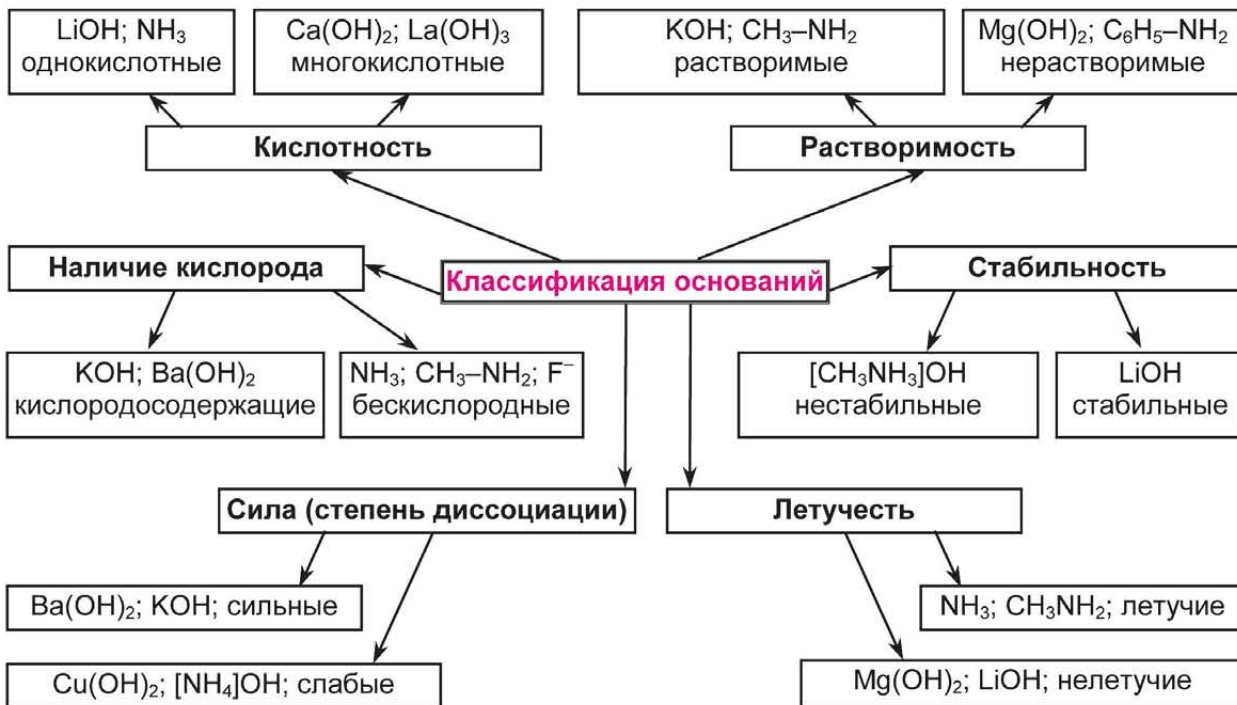
1) галогенирование по R – восстановительные свойства



восстановительные свойства

Основания органические и неорганические

1. Основания – это сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп.
2. Основания – это электролиты, диссоциирующие на ионы металлов и гидроксид-ионы.
3. Основания – это молекулы или ионы, которые являются в данной реакции акцепторами H^+ .



Химические свойства оснований

<i>щелочи</i>	<i>нерастворимые основания</i>	<i>бескислородные основания</i>
1. +кислота		
$2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3]_2\text{SO}_4$ $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}^+ \rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3]^+$
2. Диссоциация		
$\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$ из-за присутствия OH^- изменяют окраску индикаторов, разъедают ткани, кожу, мылкие на ощупь	-	$[\text{NH}_4]\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ из-за присутствия OH^- изменяют окраску индикаторов
3. +кислотный оксид		
$2\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $\text{OH}^- + \text{CO}_2 \rightarrow \text{HCO}_3^-$	-	-
4. +амфотерный оксид и гидроксид		
$2\text{KOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{сплав}} 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{OH}^- + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	-	-

Химические свойства оснований		
<i>щелочи</i>	<i>нерастворимые основания</i>	<i>бескислородные основания</i>
5. +соль		
$2\text{LiOH} + \text{FeCl}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{LiCl}$ $2\text{OH}^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{KOH} + \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow \text{KNO}_3 + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{OH}^- + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	-	-
6. +органические вещества		
$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{KOH} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{OK} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^- + \text{H}_2\text{O}$	-	-
7. разлагаются при t°		
-	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$	-

Амфотерные органические и неорганические соединения

Амфотерными называются соединения, которые имеют как кислотные, так и основные свойства.

<p><i>Амфотерные оксиды и гидроксиды (оксиды и гидроксиды металлов со степенями окисления +3; +4; иногда +2)</i></p>	H_2O	<p><i>Амфотерные органические вещества – аминокислоты</i></p>
1. +кислота (основные свойства)		
<p> $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$ $ZnO + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2O$ $Zn(OH)_2 + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$ $Zn(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H_2O$ </p>	<p> $H_2O + HCl \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ </p>	<p> $CH_3 - \underset{\substack{ \\ NH_2}}{CH} - COOH + HCl \rightarrow$ $\rightarrow [CH_3 - \underset{\substack{ \\ NH_3}}{CH} - COOH]Cl$ </p> <p> $CH_3 - \underset{\substack{ \\ NH_2}}{CH} - COOH + H^+ \rightarrow$ $\rightarrow [CH_3 - \underset{\substack{ \\ NH_3}}{CH} - COOH]^+$ </p>

2. +основание (кислотные свойства)		
$\text{ZnO} + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{сплав}} \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{p-p}} \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{ZnO} + 2\text{OH}^- \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{сплав}} \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{p-p}} \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$\text{CH}_3 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_3 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_3 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
3. Образование внутренней соли		
-	-	$\text{CH}_2 - \text{COOH} \rightarrow \text{CH}_2 - \text{COO}^-$ $\text{NH}_2 \qquad \qquad \qquad \text{NH}_3^+$
4. Взаимодействие друг с другом		
-	-	$n \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{N} - \text{CH} - \text{COO}(\text{OH} \rightarrow \\ \\ \text{H} \end{array} \begin{array}{c} \text{R} \\ \end{array}$ $\rightarrow [-\text{NH} - \underset{\text{R}}{\text{CH}} - \text{CO}-]_n + n\text{H}_2\text{O}$