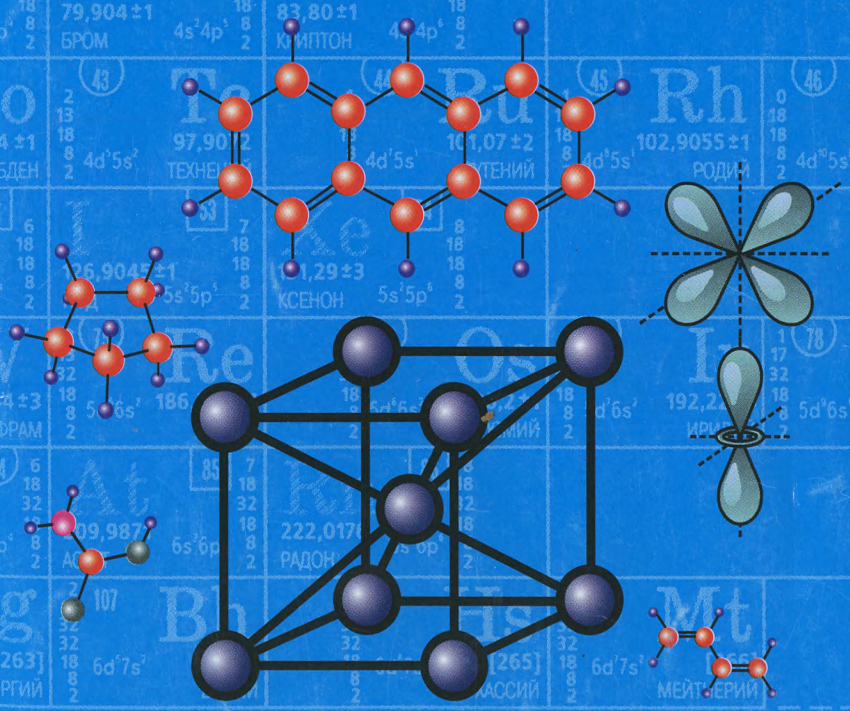


ХИМИЯ

В ТАБЛИЦАХ И СХЕМАХ



Для школьников
и абитуриентов

ХИМИЯ

в таблицах и схемах

Для школьников и абитуриентов

VICTORY

Санкт-Петербург
2004



ХИМИЯ в таблицах и схемах
Для школьников и абитуриентов.

Предлагаемое пособие — краткий справочник по основным разделам курса химии, изучаемым в средней школе. В доступной форме изложены основные химические закономерности и понятия, приведены примеры реакций, их иллюстрирующие.

Сначала излагаются общетеоретические основы химии, на этой базе рассматривается фактический материал по неорганической и органической химии. Заключительная часть представлена качественными реакциями аналитической химии, знание которых необходимо для проведения лабораторных работ.

Пособие предназначено для школьников готовящихся к выпускным экзаменам и абитуриентов.

СПб.: ООО «Виктория плюс», 2004. — 96 стр.

ISBN 5-89173-938-0

© Виктория плюс, составление, оформление, 2004.

Составитель: Касатикова Е. Л.
Оформление обложки Шемшуренко Н. В.
Редактор Шевцова Е. С.

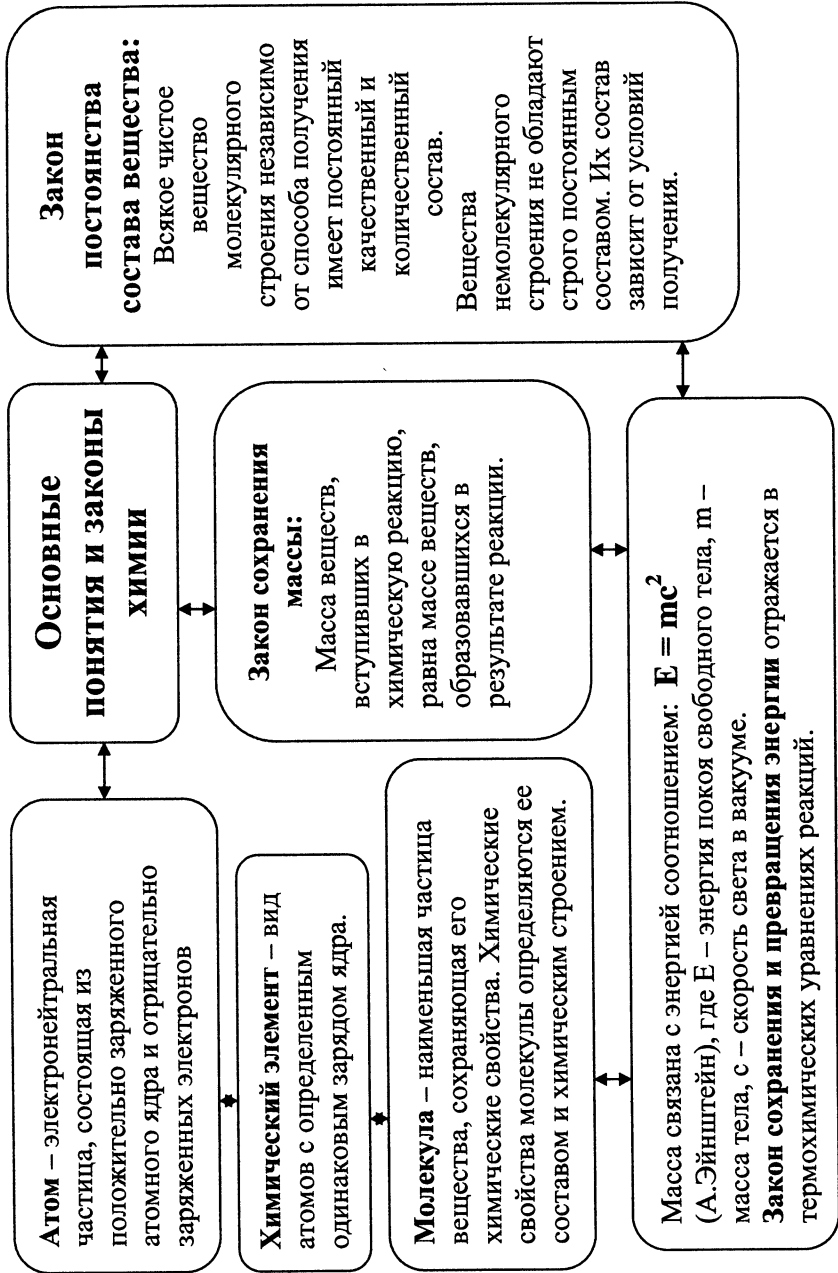
Книги издательства “Виктория плюс” вы можете приобрести:
Заказы по Санкт-Петербургу и России:
(812) 516-58-11, 516-58-05
Электронная почта victory@mailbox.alkor.ru

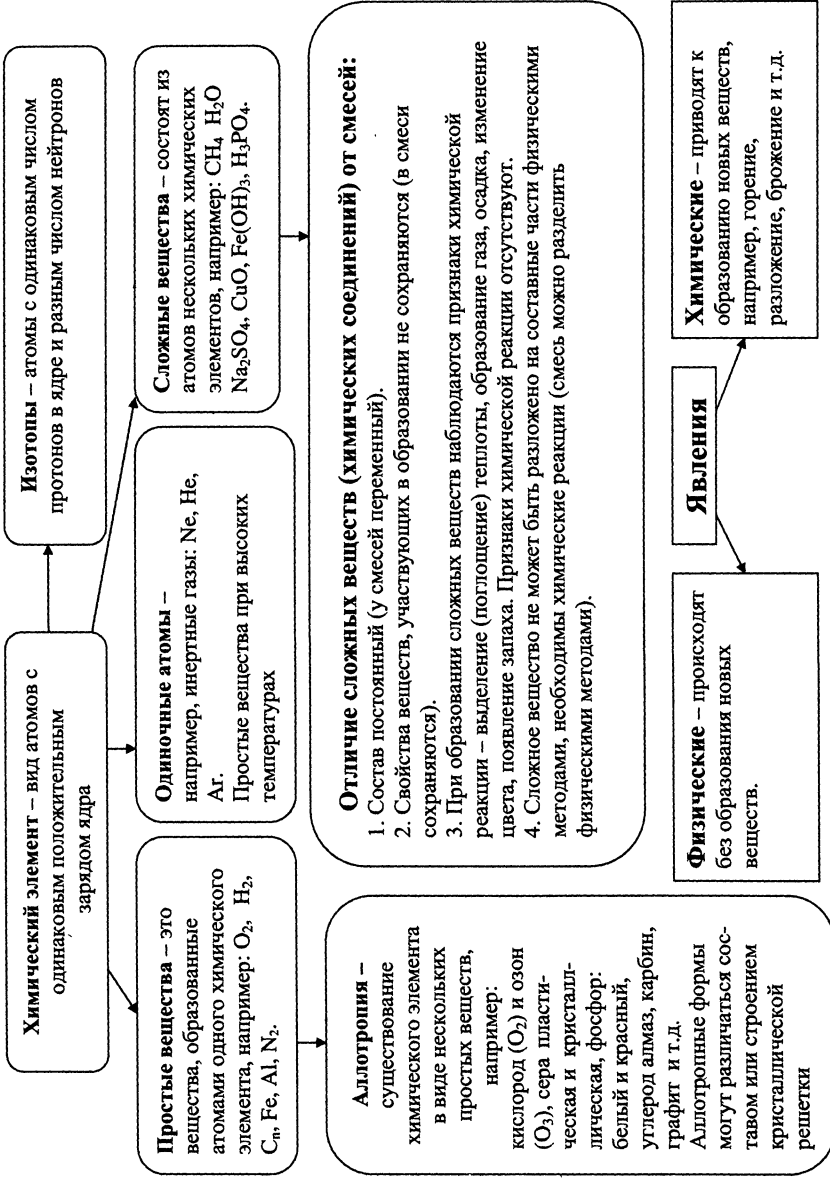
В Москве:
Филиал издательства
(095) 488-30-05

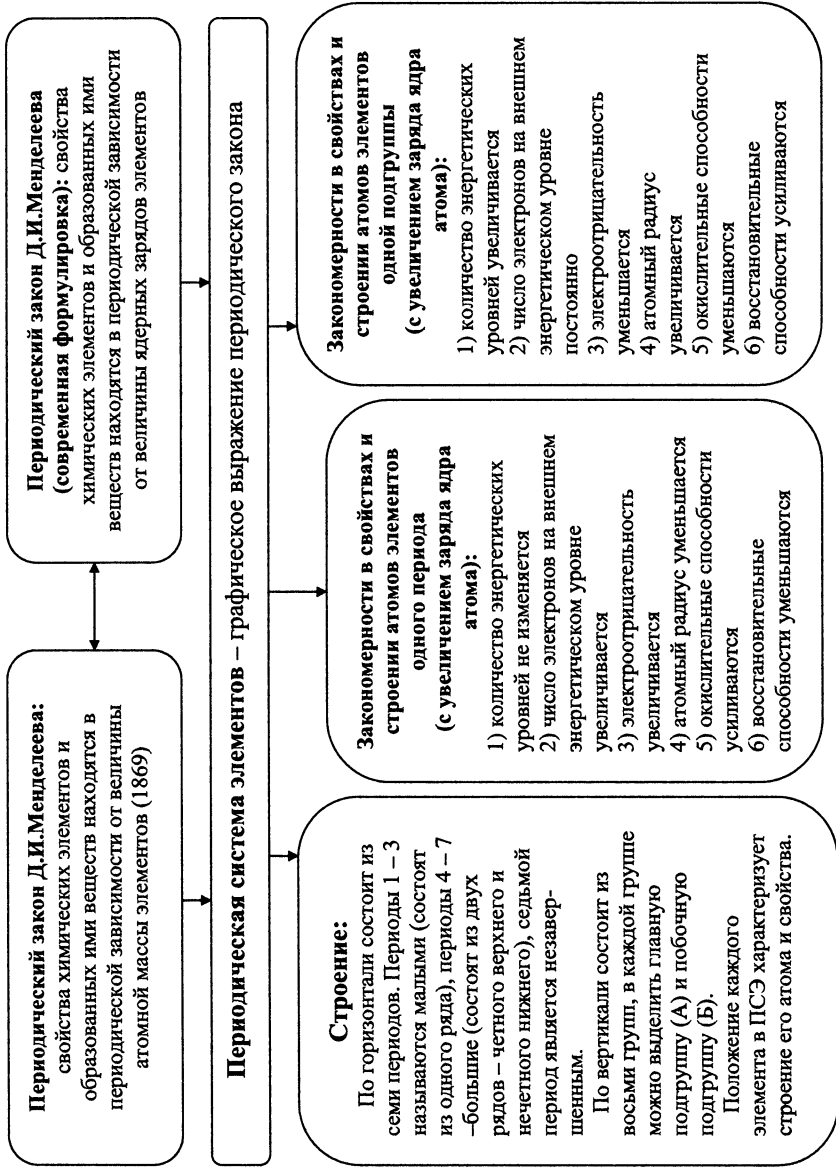
А также у нашего представителя фирмы “Абрис Д”:
(095) 215-29-01, 216-23-62
тел./факс: (095) 216-26-75
Электронная почта abrisd@textbook.ru

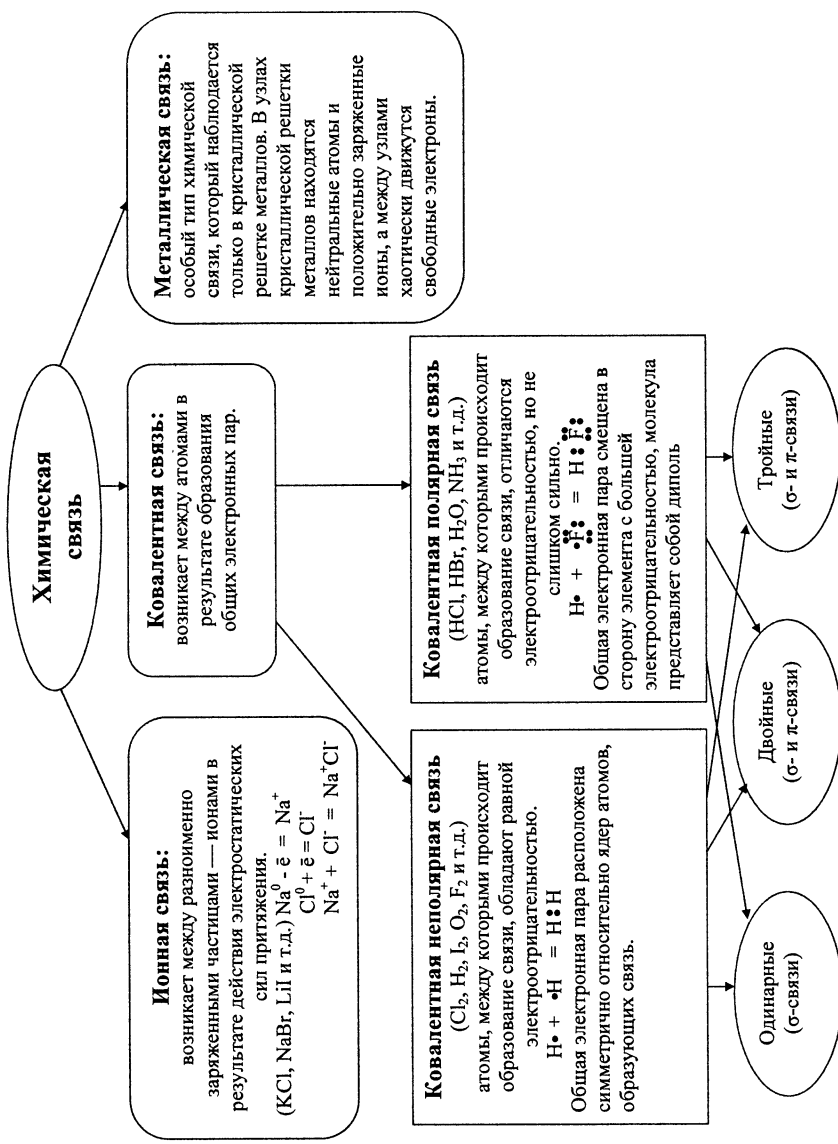
Издание осуществлено при участии ООО «Виктория плюс».
ООО «Полиграфуслуги», Санкт-Петербург, Сиреневый бул., д. 26
Подписано в печать 08.09.2004г. Формат 60x90¹/₁₆.
Бумага газетная. Тираж 7 000 экз.
Заказ № 536.

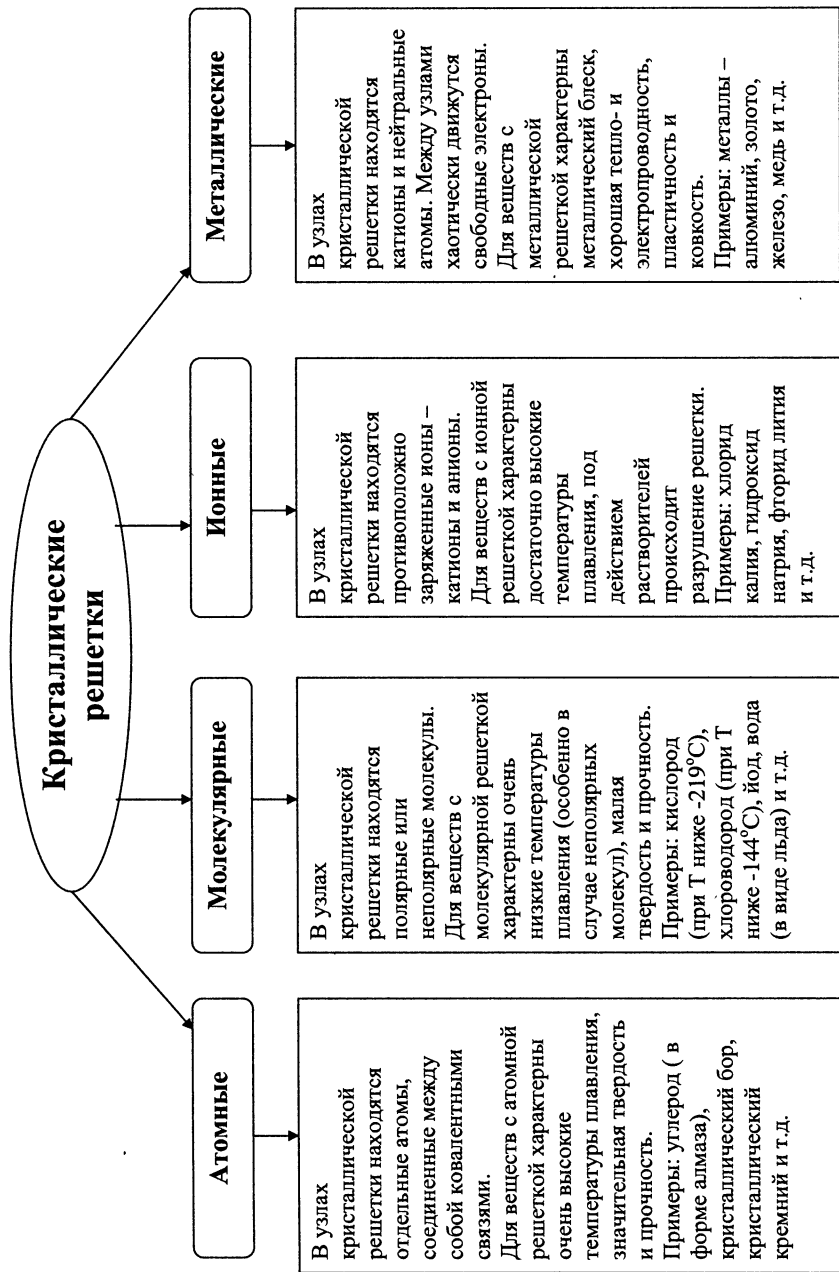
Отпечатано с готовых диапозитивов в ООО «Профпринт»
Санкт-Петербург, п. Парголово, ул. Ломоносова, 113











Классификация химических реакций в неорганической химии

1) По составу и числу реагирующих веществ:

Реакции соединения	Реакции разложения	Реакции замещения	Реакции обмена
<p>реакции, в результате которых из нескольких простых или сложных веществ образуется одно сложное вещество.</p> $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$ $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$	<p>реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуются несколько простых или сложных веществ.</p> $2HgO \xrightarrow{t^\circ} 2Hg + O_2$ $2KMnO_4 \xrightarrow{t^\circ} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$	<p>реакции между простым и сложным веществом, в результате которых атомы простого вещества замещают какие-либо атомы в составе сложного вещества.</p> $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$ $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$	<p>реакции между двумя сложными веществами, в результате которых они обмениваются своими составными частями.</p> $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O$ $2Na_3PO_4 + 3MgCl_2 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6NaCl$

2) По тепловому эффекту реакции:

Экзотермические реакции	Эндотермические реакции
<p>реакции, протекающие с выделением теплоты.</p> $C + O_2 = CO_2 + Q$	<p>реакции, протекающие с поглощением теплоты.</p> $CaCO_3 = CaO + CO_2 - Q$

Q – тепловой эффект реакции

ΔH – изменение энтальпии

Q=– ΔH (тепловой эффект реакции равен изменению энтальпии с противоположным знаком)

3) По изменению степеней окисления элементов:

Окислительно-восстановительные реакции	Не окислительно-восстановительные реакции
реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов. $2\overset{0}{\text{Na}} + 2\overset{0}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{O}} \rightarrow 2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{OH}} + \overset{0}{\text{H}_2}$	реакции, протекающие без изменения степеней окисления элементов. $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{OH}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}} + \overset{-2}{\text{H}_2}\overset{0}{\text{O}}$

Классификация реакций в органической химии

1) по числу и составу реагирующих веществ

Реакции присоединения	Реакции отщепления	Реакции замещения
галогенирование, гидрирование, гидрогалогенирование и т.д. частный случай — полимеризация $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$	дегидрирование, дегидратация и т.д. $\overset{\text{P}}{\text{CH}_3} - \text{CH}_3 \rightarrow \overset{\text{P}}{\text{C}}\text{H}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2$	галогенирование, нитрование, гидролиз и т.д. $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$

2) по механизму протекания реакции

Гомолитические реакции	Гетеролитические (ионные) реакции
идущие с образованием свободных радикалов	идущие с образованием ионов

Окислительно-восстановительные реакции – реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов.

Степенью окисления называется формальный заряд, который атом или группа атомов приобретает в результате передачи электронов, при условии, что при образовании химической связи электроны полностью переходят от одного атома к другому.

<p>Восстановитель – отдает электроны (окисляется)</p> <p>$\text{Э} - n\text{e} \rightarrow \text{Э}^{n+}$</p>	<p>Окислитель – принимает электроны (восстанавливается)</p> <p>$\text{Э} + n\text{e} \rightarrow \text{Э}^{n-}$</p>
---	---

Число отданных электронов равно числу принятых электронов (Электронный баланс)

Классификация окислительно-восстановительных реакций:

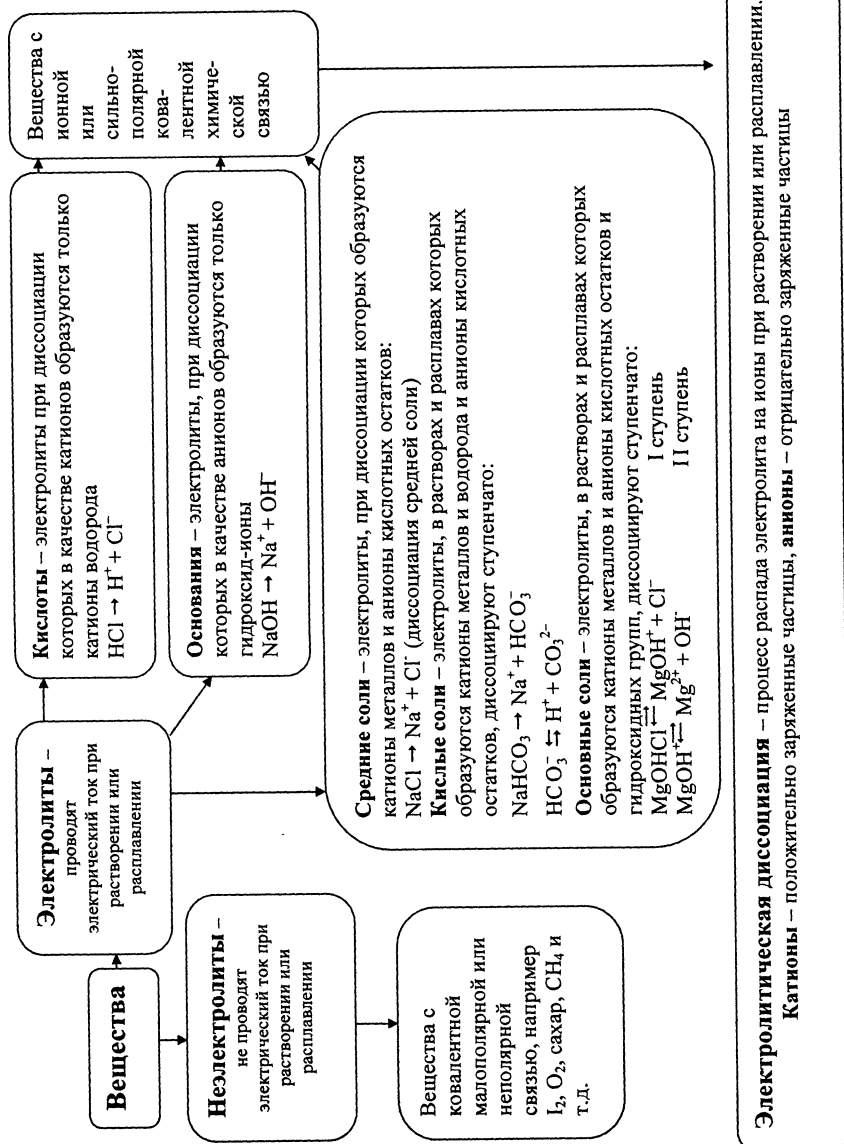
Межмолекулярные окислитель и восстановитель находятся в разных веществах	Внутримолекулярные окислитель и восстановитель находятся в одном веществе	Реакции диспропорционирования степень окисления одного и того же элемента одновременно уменьшается и увеличивается
$2\overset{0}{\text{Fe}} + 3\overset{0}{\text{Cl}}_2 \rightarrow 2\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{Cl}}_3$ $\overset{0}{\text{Fe}} \xrightarrow{-3\bar{\text{e}}} \overset{+3}{\text{Fe}} \quad \left \begin{array}{c} 2 \\ 2 \end{array} \right.$ $\overset{0}{\text{Cl}}_2 \xrightarrow{+2\bar{\text{e}}} 2\overset{-1}{\text{Cl}} \quad \left \begin{array}{c} 3 \\ 3 \end{array} \right.$	$2\overset{+1+5-2}{\text{N}}\overset{0}{\text{a}}\overset{+1+3-2}{\text{N}}\overset{0}{\text{O}}_3 \rightarrow 2\overset{+1+3-2}{\text{N}}\overset{0}{\text{a}}\overset{0}{\text{N}}\overset{0}{\text{O}}_2 + \overset{0}{\text{O}}_2$ $\overset{+1+5-2}{\text{N}} \xrightarrow{+2\bar{\text{e}}} \overset{+3}{\text{N}} \quad \left \begin{array}{c} 2 \\ 2 \end{array} \right.$ $\overset{+1+3-2}{\text{N}} \xrightarrow{-4\bar{\text{e}}} \overset{0}{\text{N}} \quad \left \begin{array}{c} 1 \\ 1 \end{array} \right.$ $2\overset{-2}{\text{O}} \xrightarrow{-4\bar{\text{e}}} \overset{0}{\text{O}}_2$	$3\overset{0}{\text{Cl}}_2 + 3\overset{+1-2}{\text{H}}_2\overset{+1}{\text{O}} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}\overset{+5-2}{\text{O}}_3 + 5\overset{+1-1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$ $\overset{0}{\text{Cl}} \xrightarrow{-5\bar{\text{e}}} \overset{+5}{\text{Cl}} \quad \left \begin{array}{c} 1 \\ 1 \end{array} \right.$ $\overset{+1-2}{\text{O}} \xrightarrow{+1\bar{\text{e}}} \overset{-1}{\text{O}} \quad \left \begin{array}{c} 5 \\ 5 \end{array} \right.$

Важнейшие окислители

Галогены, перманганат, марганат калия, оксид марганца (IV), дихромат калия, хромат калия, азотная кислота, кислород, озон, пероксид водорода, серная кислота, оксид меди (II), оксид серебра, хлорид железа (III), гипохлориты, хлораты и перхлораты, ионы благородных металлов

Важнейшие восстановители

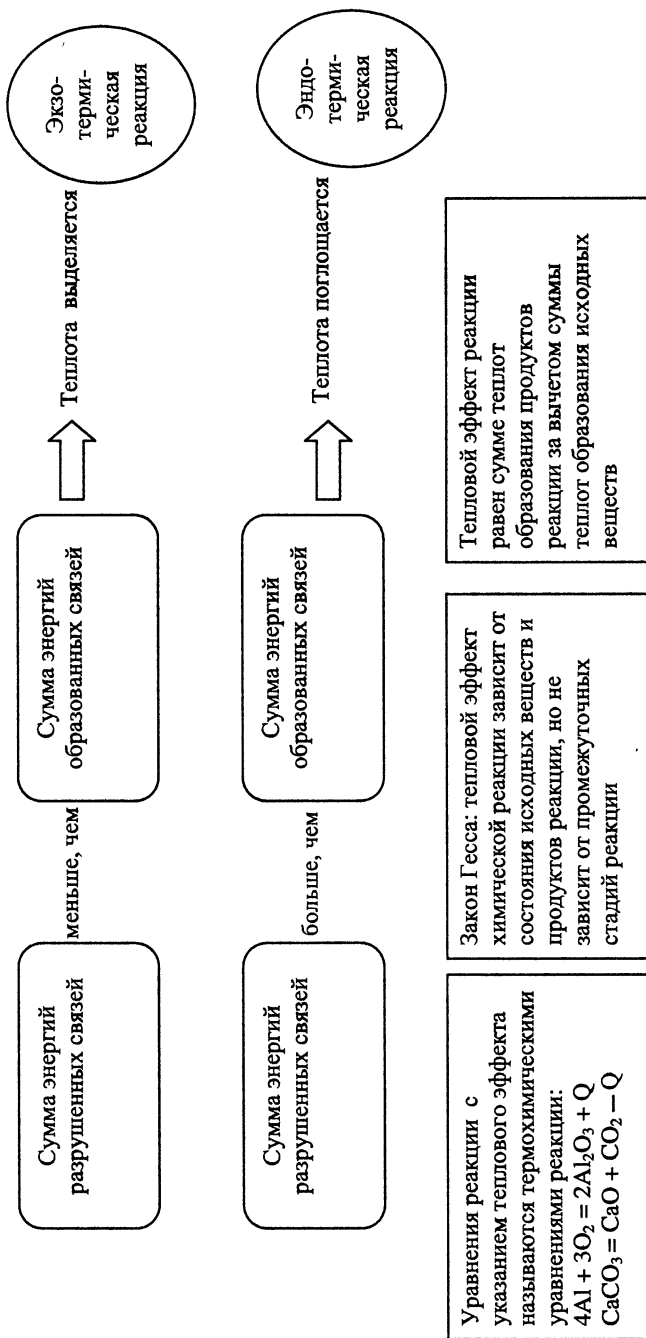
Металлы, водород, уголь, оксид углерода (II), сероводород, оксид серы (IV), сернистая кислота и ее соли, галогеноводородные кислоты, хлорид олова (II), сульфат железа (II), сульфат марганца (II), сульфат хрома (III), азотистая кислота, аммиак, гидразин, оксид азота (II) альдегиды, спирты, муравьиная и щавелевая кислота, глюкоза



**Реакции ионного обмена – реакции, протекающие между ионами в растворах электролитов –
бывают необратимыми в трех случаях:**

Выделение газообразных веществ	Образование осадков (нерастворимых или малорастворимых веществ)	Образование слабых электролитов
$\begin{aligned} & \text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S} \uparrow \\ & 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \\ & \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{S} \uparrow \\ & 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow \\ & \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \\ & \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow \\ & 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow \\ & \rightarrow 2\text{K}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow \\ & 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow \end{aligned}$	$\begin{aligned} & \text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 \\ & \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \\ & + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \\ & \text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow \\ & \text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{KCl} \\ & \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \\ & \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{K}^+ + 2\text{Cl}^- \\ & \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow \end{aligned}$	$\begin{aligned} & \text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} \\ & \text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \\ & \text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} \\ & \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{NaCl} \\ & \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \\ & \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \\ & \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} \end{aligned}$

Тепловой эффект химической реакции



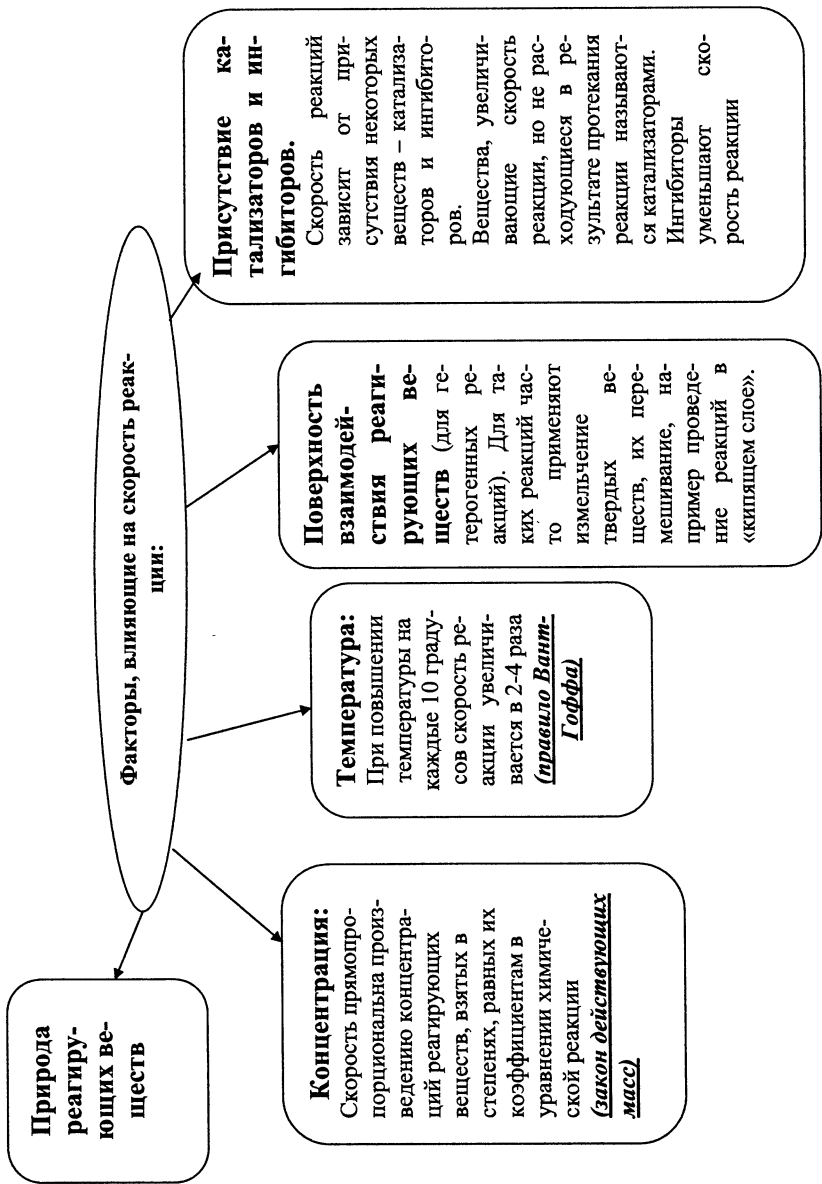
Скорость химической реакции

Реакции, протекающие в однородной среде, называются гомогенными (смесь газов, раствор, расплав).
Скорость гомогенной реакции может быть определена количеством вещества, образующимся или расходуемым в единицу времени в единице объема.

Реакции, протекающие в неоднородной среде, называются гетерогенными (вода со льдом, раствор с осадком).
Скорость гетерогенной реакции может быть определена количеством вещества, образующимся или расходуемым в единицу времени на единице поверхности раздела реагирующих веществ.

Скорость реакции определяется числом активных столкновений между молекулами реагирующих веществ.

Химическая кинетика – наука о скоростях химических реакций



Химические реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях – прямом и обратном, называются обратимыми.

Химическое равновесие – такое состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.
$$\bar{v} = \bar{v}'$$

Катализаторы одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакции, поэтому на смещение равновесия не влияют, а только ускоряют его достижение.

Влияние температуры
При повышении температуры в экзотермических реакциях равновесие смещается влево (в сторону уменьшения исходных веществ), а в эндотермических реакциях – вправо. Поэтому экзотермические реакции нужно проводить по возможности при низких температурах (однако при совсем низких температурах может значительно уменьшиться скорость реакции или даже она совсем прекратится, поэтому температуру подбирают оптимальную).
Обратимые эндотермические реакции следует проводить при высокой температуре для смещения равновесия вправо.

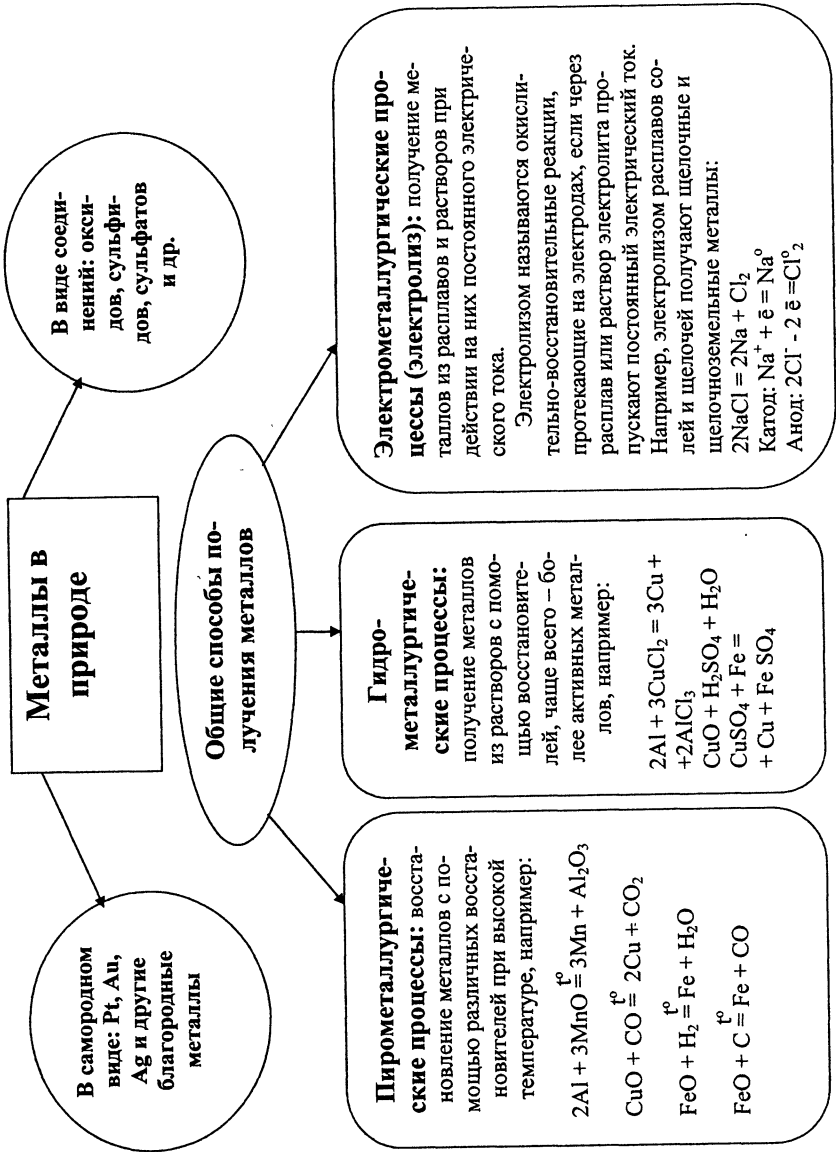
Принцип Ле Шателье (1885):
Если изменить одно из условий – температуру, давление или концентрацию веществ, – при которых данная система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие сместится в направлении, которое препятствует этому изменению

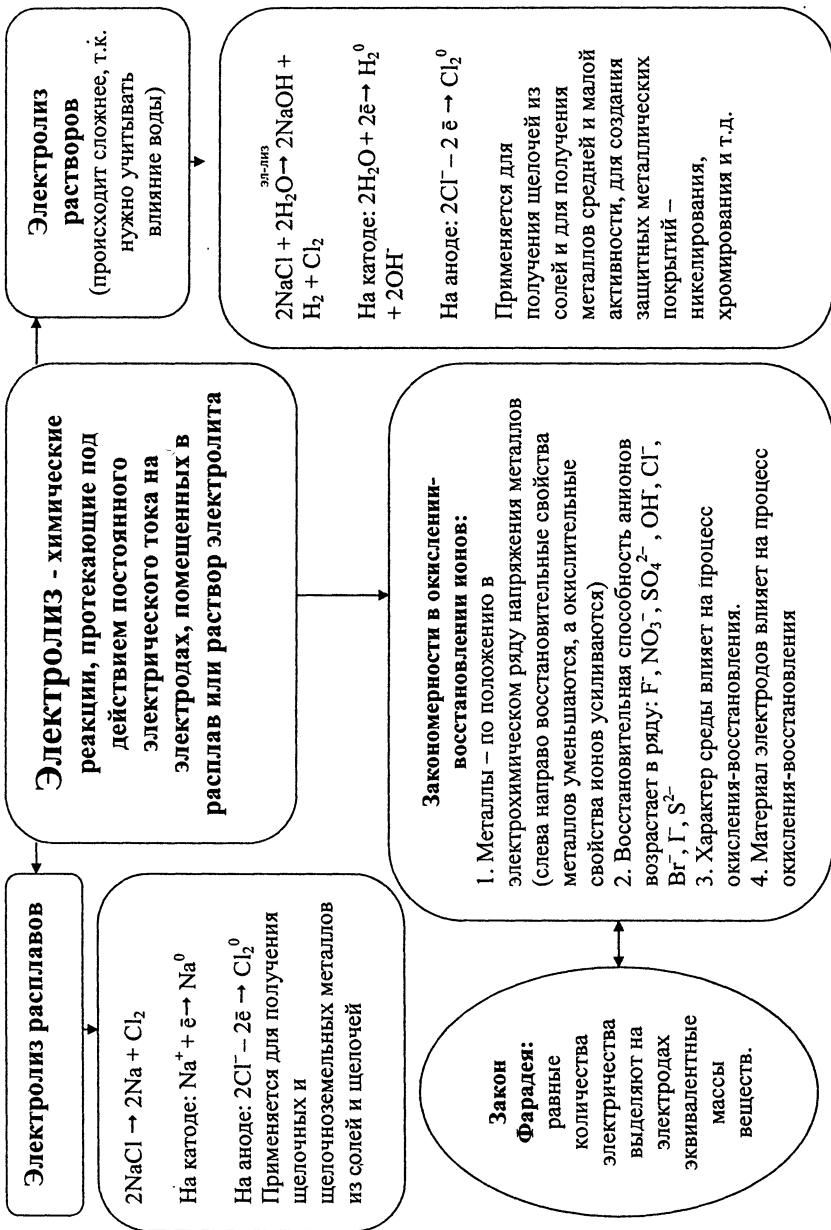
Влияние давления – (имеет смысл только в реакциях с участием газообразных веществ)
Если прямая реакция ведет к уменьшению числа газообразных частиц, и, следовательно, к уменьшению давления, повышение давления смещает равновесие вправо, а уменьшение давления смещает равновесие влево.
Если прямая реакция ведет к увеличению числа газообразных частиц, и, следовательно, к увеличению давления, повышение давления смещает равновесие влево, а уменьшение давления смещает равновесие вправо.
Если же в уравнении обратной реакции число молекул в левой части равно числу молекул в правой части, например $N_2 + O_2 = 2NO$, то изменение давления не вызовет смещения химического равновесия

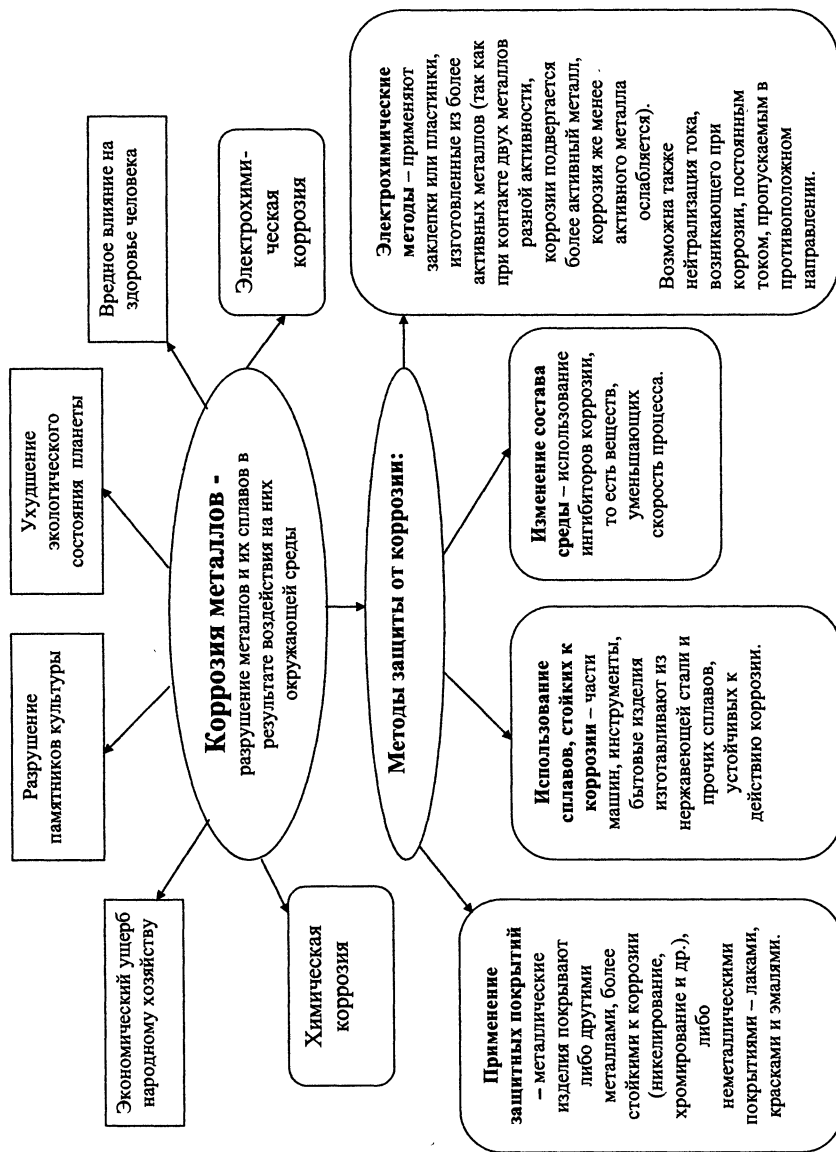
Влияние концентрации
Для увеличения скорости прямой реакции (и, следовательно, для смещения равновесия вправо) нужно увеличивать равновесные концентрации исходных веществ и уменьшать равновесные концентрации продуктов реакции.

Металлы

Положение в периодической системе	Электронное строение	Кристаллическая решетка	Физические свойства	Химические свойства
<p>Если в периодической системе Д.И.Менделеева провести диагональ от бериллия к астату, в левом нижнем углу окажутся элементы – металлы (в главных подгруппах). Металлами также являются все элементы побочных групп. Большая часть элементов периодической системы – металлы (85 из 107).</p>	<p>Металлы имеют малое количество электронов на внешнем энергетическом уровне, большой атомный радиус, что (по сравнению с типичными неметаллами) объясняет слабое притяжение электронов внешнего слоя к ядру. Поэтому атомы металлов сравнительно легко отдают валентные e^- и переходят в положительно заряженные ионы. То есть металлы являются восстановителями.</p>	<p>В узлах кристаллической решетки металлов находятся нейтральные атомы и положительно заряженные ионы, а между узлами хаотически движутся свободные электроны. Связь в металлах между ионами посредством обобществленных электронов называется металлической связью. Такое строение кристаллической решетки обуславливает характерные физические свойства металлов.</p>	<p>Все металлы (кроме ртути) – твердые, непрозрачные вещества с характерным металлическим блеском. Металлы обладают хорошей электропроводностью и теплопроводностью. Плотность, прочность и температура плавления металлов значительно различаются. Также металлы по-разному подвергаются обработке, то есть обладают различной ковкостью и пластичностью.</p>	<p>В химических реакциях металлы всегда являются восстановителями. Металлы реагируют с простыми веществами-неметаллами $2Ca + O_2 = 2CaO$; $2K + S = K_2S$; $2Na + Cl_2 = 2NaCl$; $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow$ $Mg + H_2O = MgO + H_2$ с растворами кислот $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$; с растворами солей $2Al + 3CuCl_2 = 2AlCl_3 + 3Cu$; $Ni + CuSO_4 = NiSO_4 + Cu$</p>





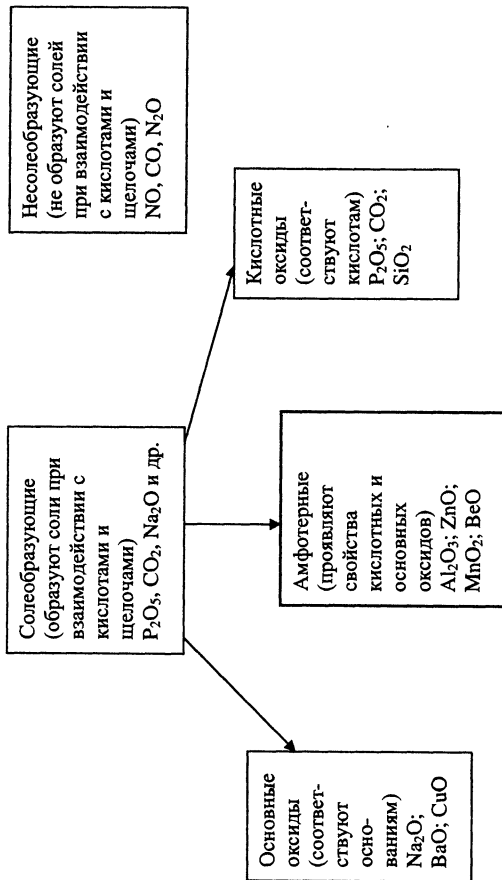


Оксиды: способы получения и классификация

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород
Оксиды получают:

Окислением простых веществ	Окислением сложных веществ	Разложением нерастворимых оснований	Разложением кислот	Разложением солей
$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$ $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$	$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2ZnO$ $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$	$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^{\circ}} Fe_2O_3 + 3H_2O$ $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^{\circ}} CuO + H_2O$	$H_2SiO_3 \xrightarrow{t^{\circ}} SiO_2 + H_2O$ $H_2CO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O$	$BaSiO_3 \xrightarrow{t^{\circ}} SiO_2 + BaO$ $CaCO_3 \xrightarrow{t^{\circ}} CO_2 + CaO$

Оксиды



Оксиды: физические и химические свойства

Тип оксида	Основные оксиды	Кислотные оксиды	Амфотерные оксиды
Физические свойства	<p>Твердые вещества разного цвета, с различной растворимостью в воде</p> <p>1) реагируют с кислотами, образуя соль и воду $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaO} + 2\text{HI} \rightarrow \text{BaI}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>2) реагируют с кислотными оксидами, образуя соль $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{т}} \text{Na}_2\text{CO}_3$ $\text{MgO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{т}} \text{MgSiO}_3$</p> <p>3) реагируют с водой (только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов), образуя щелочи $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$</p>	<p>Твердые или газообразные вещества с различной растворимостью в воде</p> <p>1) реагируют с щелочами, образуя соль и воду $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>2) реагируют с основными оксидами, образуя соль $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{BaO} \xrightarrow{\text{т}} \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_3$</p> <p>3) реагируют с водой, образуя кислоты (исключение – SiO_2) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$</p> <p>4) при нагревании нелетучие оксиды вытесняют летучие оксиды из солей $\text{BaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{т}} \text{BaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$</p>	<p>Твердые вещества разного цвета, практически нерастворимые в воде</p> <p>1) реагируют с кислотами, образуя соль и воду $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$</p> <p>2) реагируют со щелочами, образуя соль и воду (при нагревании) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{т}} 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH}_{(\text{раствор})} \rightarrow 2\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6]$</p> <p>3) реагируют с кислотными оксидами, образуя соль (при нагревании) $\text{ZnO} + \text{SO}_3 \xrightarrow{\text{т}} \text{ZnSO}_4$</p> <p>4) реагируют с основными оксидами, образуя соль (при нагревании) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} \xrightarrow{\text{т}} 2\text{NaCrO}_3$</p>
Химические свойства			

Основания: способы получения и классификация

Основания – это сложные вещества, состоящие из атомов металлов, соединенных с одной или несколькими гидроксогруппами.

Основания

Особая группа – амфотерные гидроксиды, проявляют свойства слабых кислот и оснований:

Нерастворимые
 $\text{Cu}(\text{OH})_2$,
 $\text{Fe}(\text{OH})_2$,
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$,
 $\text{Cr}(\text{OH})_2$ и др.

Растворимые (щелочи)
 NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др. гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

$\text{Al}(\text{OH})_3$,
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$

Основания получают:

Растворимые основания (щелочи)	Нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды
<p>1. Действие воды на щелочные и щелочноземельные металлы</p> $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$ <p>2. Действие воды на оксиды щелочных и щелочноземельных металлов</p> $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$	<p>1. Действие щелочей на растворимые соли</p> $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{FeCl}_3 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{KCl}$ $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{LiOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{LiNO}_3$

Основания: физические и химические свойства

Тип основания	Растворимые основания (щелочи)	Нерастворимые основания	Амфотерные гидроксиды
Физические свойства	<p>Твердые вещества, хорошо растворимые в воде</p> <p>1) реагируют с кислотами, образуя соль и воду $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>2) реагируют с кислотными или амфотерными оксидами, образуя соль и воду $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{ZnO} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ расплав</p> <p>3) реагируют с растворимыми солями, образуя нерастворимое основание $\text{CuSO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$</p>	<p>Твердые вещества разного цвета, практически нерастворимые или малорастворимые в воде</p> <p>1) реагируют с кислотами, образуя соль и воду $\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>2) при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду $\text{Fe(OH)}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$</p>	<p>Твердые вещества разного цвета, практически нерастворимые или малорастворимые в воде</p> <p>1) реагируют с кислотами, образуя соль и воду $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$</p> <p>2) реагируют со щелочами, образуя соль $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{K}_3[\text{Al(OH)}_6]$</p> <p>При нагревании реакция идет иначе $\text{Al(OH)}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>3) при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду $2\text{Al(OH)}_3 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$</p>
Химические свойства			

Кислоты. Их классификация и получение

Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотных остатков. С точки зрения теории электролитической диссоциации, кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в растворах образуются катионы водорода и анионы кислотных остатков.

Кислоты классифицируют:

I – по количеству атомов водорода, способных замещаться атомами металла

Одноосновные	Двухосновные	Трехосновные
HCl, HNO ₃ , HClO ₄ , HNO ₄ ,	H ₂ SO ₄ , H ₂ SiO ₃ , H ₂ SO ₃ , H ₂ CO ₃	H ₃ PO ₄

II – по наличию в кислотном остатке атомов кислорода

кислородсодержащие	бескислородные
H ₂ CO ₃ , H ₂ PO ₄	H ₂ S, HCl

III – по силе электролита

сильные	слабые	средней силы
HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HCl	H ₂ SiO ₃ , H ₂ CO ₃ , H ₂ S	H ₃ PO ₄

Получение кислот

Взаимодействие с
неметаллами
 $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
 $H_2 + S \rightarrow H_2S$

Взаимодействие
кислотных оксидов с
водой
 $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
 $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$

Взаимодействие сильных
кислот с солями более
слабых кислот
 $K_2S + 2HCl \xrightarrow{\downarrow} 2KCl + H_2S$
 $NaCl + H_2SO_4(конц.) \rightarrow$
 $NaHSO_4 + HCl \uparrow$

Кислоты:

Физические свойства:

жидкие или твердые вещества.
Большинство кислот хорошо
растворяется в воде.

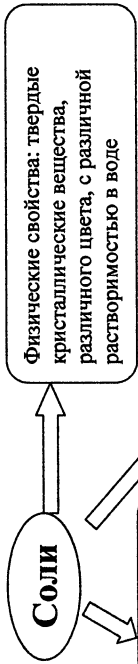
Химические
свойства:

Реакции с металлами, стоящими в ряду электрохимического напряжения до водорода для HNO_3 и H_2SO_4 (конц.) реакция идет иначе	Реакции с основными и амфотерными оксидами	Реакции с растворимыми и нерастворимыми основаниями	Реакции с солями (если образуется газ или осадок)	Некоторые кислоты при нагревании разлагаются	Растворы кислот изменяют цвет индикаторов (лакмус становится красным, метиловый оранжевый – розовым)
$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$; $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\uparrow$; $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$;	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{CaO} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$	$\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$; $\text{BaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ba}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$;	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{\text{t}} \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$	

Соли: классификация

Соли — это сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков

<p>средние (или нормальные) — продукты полного замещения атомов водорода в кислотах на атомы металлов</p>	<p>кислые — продукты неполного замещения атомов водорода в кислотах на атомы металлов,</p>	<p>основные — продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.</p>	<p>двойные (KNa_2PO_4) — продукт замещения атомов водорода в кислотах атомами различных металлов.</p>
<p>С точки зрения теории электролитической диссоциации, средние соли — это электролиты, в растворах и расплавах которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков. $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$</p>	<p>С точки зрения теории электролитической диссоциации, кислые соли — это электролиты, в растворах и расплавах которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков. Кислые соли диссоциируют ступенчато. $\text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$</p>	<p>С точки зрения теории электролитической диссоциации, основные соли — это электролиты, в растворах и расплавах которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков и гидроксогрупп. Основные соли часто мало растворимы и диссоциируют незначительно, их диссоциация происходит ступенчато. $\text{MgOHCl} \rightarrow \text{MgOH}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{MgOH}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$</p>	<p>Двойные соли диссоциируют, как средние соли, только при их диссоциации образуются катионы двух металлов $\text{KNa}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + 2\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$</p>
<p>NaCl хлорид натрия, BaSO₄ сульфат бария</p>	<p>KHCO₃ гидрокарбонат калия, NaHS гидросульфид натрия</p>	<p>MgOHCl гидроксохлорид магния, FeOH(NO₃)₂ гидроксонитрат железа (III)</p>	<p>KNa₂PO₄ ортофосфат калия — динатрия</p>



Из металлов	Металл + неметалл Металл + кислота Металл + соль	$Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$ $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$ $Zn + CuCl_2 \rightarrow Cu + ZnCl_2$
Из оксидов	Основной оксид + кислота Кислотный оксид + щелочь Основной оксид + кислотный оксид	$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$ $CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$ $MgO + CO_2 \rightarrow MgCO_3$
Реакцией нейтрализации	Основание + кислота	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
Из солей	Соль + соль Соль + щелочь	$K_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + 2KCl$ $AlCl_3 + 3KOH \rightarrow Al(OH)_3 + 3KCl$
	Соль + кислота	$Na_2S + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2S$

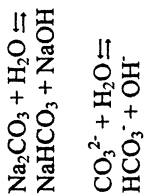
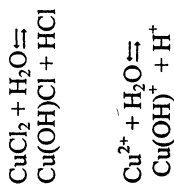
<p>Химические свойства:</p> <p>две растворимые соли реагируют между собой, если в результате реакции образуется хотя бы одна нерастворимая соль</p> $CuSO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + CuCl_2$
<p>растворимые соли реагируют со щелочами, если в результате реакции образуется нерастворимое основание</p> $CuCl_2 + 2KOH \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + 2KCl$
<p>соли реагируют с кислотами, если в результате реакции образуется газ или осадок</p> $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$
<p>растворимые соли реагируют с металлами в том случае, когда металл, входящий в состав соли имеет меньшую химическую активность (для этой реакции не используют щелочные и щелочно-земельные металлы, так как они реагируют с водой)</p> $Zn + CuCl_2 \rightarrow Cu + ZnCl_2$ <p>Некоторые соли при нагревании разлагаются</p> t° $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
<p>Некоторые соли подвергаются гидролизу</p> $Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH$

Гидролиз – реакция обмена между солью и водой

Соль образована слабым основанием и сильной кислотой (кислая среда)

Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (нейтральная, слабощелочная, слабощелочная среда)

Соль образована сильным основанием и слабой кислотой (щелочная среда)



Такие соли чаще всего разлагаются водой полностью:
 $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$

Для усиления гидролиза применяют:
1) нагревание
2) разбавление раствора
3) подкисление или подщелачивание среды

Не подвергаются гидролизу соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием

Растворы – гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух или более частей

Размер растворенных частиц меньше 10^{-9} м	Истинные растворы
Размер растворенных частиц от 10^{-7} м, до 10^{-3} м	Коллоидные растворы
Размер растворенных частиц больше 10^{-5} м	Суспензии (твердое в жидком) и эмульсии (жидкое в жидком)

Способы выражения концентраций растворов:

Процентная массовая концентрация	Число единиц массы в 100 единицах массы раствора	%
Молярность	Число молей растворенного вещества в 1 литре раствора	М
Нормальность	Число эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора	н
Моляльность	Число молей растворенного вещества в 1000 г растворителя	м
Мольная доля	Отношение числа молей данного вещества к общему числу молей всех веществ, имеющихся в растворе	N

Характеристики растворов:

Разбавленный	Относительно малое содержание растворенного вещества
концентрированный	Относительно большое содержание растворенного вещества
ненасыщенный	При данной температуре может еще раствориться какое-либо количество данного вещества
насыщенный	При данной температуре не может раствориться еще какое-либо количество данного вещества

Способы выражения концентраций веществ в растворах

Название	Определение	Примеры расчетов
Массовая доля вещества в растворе	Показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора	$\omega = \text{масса вещества} / \text{масса раствора}$ Например $\omega = 0,2$ показывает, что в 100 г раствора содержится 20 г вещества
Процентная концентрация (содержание)	Показывает содержание растворенного вещества в %	$\omega \cdot 100\%$ Например $\omega = 20\%$ показывает, что в 100 г раствора серной кислоты содержится 20 г кислоты и 80 г. воды
Молярность (мольно-объемная концентрация)	Показывает число молей растворенного вещества, содержащееся в 1 литре раствора	2M раствор серной кислоты содержит 2 моля кислоты, т.е. 196 г в 1 литре раствора
Нормальность (эквивалентная концентрация)	Показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в 1 литре раствора	2n раствор серной кислоты объемом 1 литр содержит 2 эквивалента кислоты, т.е. 98 г
Молярность (мольно-массовая концентрация)	Показывает число молей растворенного вещества, приходящихся на 1000 г растворителя	2m раствор серной кислоты содержит 2 моля, т.е. 196 г кислоты и 1000 г воды
Мольная доля	Показывает отношение числа молей растворенного вещества к числу молей всех веществ, имеющихся в растворе	Для раствора, содержащего 2 моля серной кислоты (196 г) и 10 молей воды (180 г) $N = 10/12 = 5/6$

**Металлы 1 группы главной подгруппы (щелочные металлы) ...nS¹ (s - элементы)
Степень окисления +1 (s - элементы)**

Физические свойства	Химические свойства	Нахождение в природе	Получение	Применение	Важнейшие соединения
<p>Серебристо-белые металлы с различными оттенками.</p> <p>Легкие, мягкие, легкоплавкие.</p> <p>Температура плавления и твердость снижаются с увеличением атомной массы.</p>	<p>Сильные восстановители.</p> <p>Реагируют с кислородом, образуя перекиси</p> $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$ <p>Литий образует оксид</p> $4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$ <p>С галогенами:</p> $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ <p>С серой:</p> $2Na + S \xrightarrow{\Delta} Na_2S$ <p>С растворами кислот:</p> $2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2$ <p>С водой:</p> $2Na + 2HON \rightarrow 2NaOH + H_2$ <p>С водородом:</p> $2Na + H_2 \rightleftharpoons 2NaNH$	<p>Хлорид натрия (поваренная соль)</p> <p>NaCl</p> <p>Сульфат натрия (мирабилит)</p> <p>Na₂SO₄</p> <p>Сильвинит</p> <p>NaCl·KCl</p> <p>Карналлит</p> <p>KCl·MgCl₂·6H₂O</p>	<p>Электролиз расплавов солей и щелочей</p> $2NaCl \rightarrow 2Na + Cl_2$ $4NaOH \rightarrow 4Na + 2H_2O + O_2$	<p>Производство фотоэлементов.</p> <p>Восстановители при производстве металлов.</p> <p>Теплоносители в ядерных реакциях.</p> <p>Катализаторы при синтезе синтетического каучука.</p> <p>Производство щелочей и перекисей.</p>	<p>Гидроксиды (NaOH, KOH, LiOH и др.) – белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, проявляют свойства щелочей.</p> <p>Реагируют с кислотами, кислотными оксидами, растворимыми солями (если образуется нерастворимое основание).</p> <p>Применяются как электролиты, в производстве бумаги, мыла, искусственных волокон, солей.</p> <p>Наиболее широко применяемые соли: Кристаллическая сода Na₂CO₃·10H₂O, Питьевая сода NaHCO₃ Поташ K₂CO₃</p>

Металлы 2 группы главной подгруппы ...nS²
 Степень окисления +2

Физические свойства	Химические свойства	Нахождение в природе	Получение	Применение	Важнейшие соединения
Серебристо-белые металлы с различными оттенками. Легкие, более твердые, чем, щелочные металлы, имеют более высокие температуры плавления. Температура плавления и твердость снижаются с увеличением атомной массы.	Сильные восстановители. Восстановительная способность возрастает с увеличением атомной массы Реагируют с кислородом, образуя оксиды $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$ С галогенами: $Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2$ С серой: $Ca + S \xrightarrow{\Delta} CaS$ С растворами кислот: $Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2 \uparrow$ С водой: $Ca + 2HON \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2 \uparrow$ $Mg + H_2O \xrightarrow{\Delta} MgO + H_2 \uparrow$ С водородом: $Ca + H_2 \xrightarrow{\Delta} CaH_2$ Be – амфотерный металл, с водой и водородом не реагирует, растворяется в щелочах при нагревании $Be + 2NaOH \xrightarrow{\Delta} Na_2BeO_2 + H_2$	Сульфат кальция (гипс) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ Карбонат кальция (известняк, мрамор, мел) $CaCO_3$ Доломит $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ Ортофосфат кальция (фосфорит и апатит) $Ca_3(PO_4)_2$ Карналит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$	Электролиз расплавов солей и щелочей $CaCl_2 \rightarrow Ca + Cl_2$ $2Ca(OH)_2 \rightarrow 2Ca + 2H_2O + O_2$	Восстановители при производстве металлов. Производство щелочей и солей. Производство технических сплавов.	Наибольшее значение имеют соединения кальция. CaO – оксид кальция (негашеная известь) является основным оксидом, реагирует с водой, кислотами, кислотными оксидами. $Ca(OH)_2$ – гидроксид кальция (гашеная известь, известковое молоко) – проявляет свойства щелочей. $CaCO_3$ – карбонат кальция (мел, известняк, мрамор) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – природный гипс $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$ – жженный гипс (алебастр) $CaSO_4$ – безводный гипс

Алюминий и его соединения ${}_{+13}\text{Al } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Степень окисления +3 (р-элемент)

Физические свойства	Химические свойства	Нахождение в природе	Получение	Применение	Важнейшие соединения
Серебристо-белый металл, $\rho=2,7 \text{ г/см}^3$. Температура плавления 660°C , пластичный, хорошо поддается обработке, высокая теплопроводность и электропроводность.	При повышенной температуре реагирует с кислородом: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}} 2\text{Al}_2\text{O}_3$ С галогенами: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{t}} 2\text{AlCl}_3$ С серой: $2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{\text{t}} \text{Al}_2\text{S}_3$ с растворами кислот: $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ с растворами солей: $2\text{Al} + 3\text{CuCl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Cu}$ С водой (при разрушении оксидной пленки, например, амальгамированием) $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$ С растворами щелочей: $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow [2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2 \uparrow]$ с оксидами менее активных металлов: $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{t}} \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$	Каолинит (основная часть глины) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ Корунд Al_2O_3 Полевой шпат $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ Боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ Нефелин $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$	Лабораторный способ (Ф.Велер, 1827) $\text{AlCl}_3 + 3\text{K} \xrightarrow{\text{t}} 3\text{KCl} + \text{Al}$ Промышленный способ – переработка бокситов электрохимическим методом	Производство сплавов и их использование в авиации, судостроении, приборостроении, в ракетной технике и строительстве. Особенно широко применяются силициды алюминия. Алюминирование поверхностей для предотвращения коррозии. Изготовление электродов, посуды, химической аппаратуры. Сварка. Получение металлов.	Al_2O_3 – твердое тугоплавкое вещество белого цвета, амфотерный оксид, реагирует с кислотами и щелочами. Al(OH)_3 – белое кристаллическое вещество, практически нерастворимое в воде, амфотерный гидроксид, реагирует с кислотами, щелочами, при нагревании разлагается на оксид и воду. Соли проявляют свойства, аналогично другим солям, в водных растворах гидролизуются.

Железо $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ (d-элемент)

Степени окисления +2 и +3

Физические свойства	Химические свойства	Нахождение в природе	Получение	Применение	Важнейшие соединения
<p>Серебристо-белый металл, плотность 7,87 г/см³, температура плавления 1539°C, обладает хорошей пластичностью и магнитными свойствами.</p>	<p>Реагирует с кислородом во влажном воздухе, образуя ржавчину $4Fe + 3O_2 + 6H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$ С кислородом (при нагревании), образует железную окалину $3Fe + 2O_2 \xrightarrow{t} Fe_3O_4$ С галогенами (при нагревании): $2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2FeCl_3$ С серой (при нагревании): $Fe + S \xrightarrow{t} FeS$ С растворами кислот: $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$ С парами воды: $3Fe + 4H_2O \xrightarrow{t} Fe_3O_4 + 4H_2$ С солями в водных растворах $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$ С концентрированной азотной и серной кислотой (при нагревании) $2Fe + 6H_2SO_4 \xrightarrow{t} Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$ $Fe + 4HNO_3 \xrightarrow{t} Fe(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$</p>	<p>Fe_3O_4 – магнетит, Fe_2O_3 – гематит, $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ – лимонит, FeS_2 – пирит, железный колчедан $FeCO_3$ – сидерит. Практически чистое железо содержится в метеоритах.</p>	<p>Электролиз растворов и расплавов солей эл. ток $FeCl_2 \rightarrow Fe + Cl_2$ Восстановление из оксидов $Fe_2O_3 + 3H_2 \xrightarrow{t} 2Fe + 3H_2O$ $Fe_2O_3 + 2Al \xrightarrow{t} 2Fe + 3H_2O$</p>	<p>Изготовление серлечников трансформаторов, электромоторов, электромагнитов и мембран микрофонов. Широко используются сплавы железа – чугуны и сталь</p>	<p>FeO – оксид железа (II) обладает основными свойствами Fe_2O_3 – оксид железа (III) обладает амфотерными свойствами Fe_3O_4 – оксид железа (II,III) смешанный оксид (железная окалина) $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II) обладает основными свойствами $Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III) обладает амфотерными свойствами Соли железа проявляют свойства, характерные для всех солей</p>

Водород $1s^1$

Степень окисления: +1 (реже -1)

Физические свойства	Химические свойства	Применение	Важнейшие соединения и нахождение в природе	Получение
Бесцветный, легкий газ, в 14,5 раз легче воздуха, мало-растворим в воде, сжижается при температуре $-252,8^{\circ}\text{C}$	<p>Окислительно-восстановительная двойственность (преобладают восстановительные свойства).</p> <p>Реагирует с кислородом, образуя воду (при нагревании)</p> $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ <p>реагирует с серой, образуя сероводород</p> $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ <p>Реагирует с галогенами, образуя галогеноводороды (при нагревании)</p> $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ <p>Реагирует с азотом, образуя аммиак (при нагревании, высоком давлении, в присутствии катализатора)</p> $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ <p>Реагирует с активными металлами, образуя гидриды (при нагревании)</p> $\text{H}_2 + \text{Na} \xrightarrow{\text{t}^{\circ}} 2\text{NaN}$ $\text{H}_2 + \text{Ca} \xrightarrow{\text{t}^{\circ}} \text{CaH}_2$ <p>Реагирует</p> <p>С оксидами металлов (при нагревании)</p> $\text{H}_2 + \text{CuO} \xrightarrow{\text{t}^{\circ}} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	<p>Используется как восстановитель металлов.</p> <p>Применяется для синтеза многих веществ: соляной кислоты, метанола, аммиака, азотной кислоты, минеральных удобрений.</p> <p>Используется для превращения растительных масел в твердый жир – маргарин.</p> <p>Может использоваться в качестве топлива.</p> <p>Применяется для резки и сварки металлов.</p>	<p>Самый распространенный элемент во вселенной.</p> <p>Входит в состав воды, кислот, нефти, природного газа, всех органических и многих неорганических веществ.</p> <p>Является главной составной частью солнца и многих других звезд.</p>	<p>В лаборатории:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) электролиз воды $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ 2) взаимодействие металлов с кислотами $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ 3) взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ <p>В промышленности:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) электролиз воды 2) разложение природного газа t° $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C} + 2\text{H}_2$ $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 4\text{H}_2$

Кислород $1s^2 2s^2 2p^4$ Степень окисления: -2 (реже -1, +1)

Физические свойства	Химические свойства	Применение	Важнейшие соединения и нахождение в природе	Получение
Бесцветный, легкий газ, без вкуса и запаха, немного тяжелее воздуха, мало-растворим в воде, сжижается при температуре -183°C , затвердевает при температуре -219°C .	Сильный окислитель, реагирует с водородом, образуя воду (при нагревании) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{I}^{\circ}} 2\text{H}_2\text{O}$ реагирует с серой, образуя оксид серы (IV) $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{I}^{\circ}} \text{SO}_2$ реагирует с фосфором, образуя оксид фосфора (V) (при нагревании) $4\text{P} + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{I}^{\circ}} 2\text{P}_2\text{O}_5$ реагирует с азотом, образуя оксид азота (II) (при температуре выше 2000°C) $\text{O}_2 + \text{N}_2 \xrightarrow{\text{I}^{\circ}} 2\text{NO}$ реагирует с большинством металлов (кроме Au, Pt), образуя оксиды) $\text{O}_2 + 4\text{Na} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$ $\text{O}_2 + 2\text{Ca} \rightarrow 2\text{CaO}$ Реагирует со сложными веществами $\text{O}_2 + 2\text{CO} \xrightarrow{\text{I}^{\circ}} 2\text{CO}_2$ $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{I}^{\circ}} 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	Поддерживает процессы дыхания, горения, гниения, сварка и резка металлов. Сжигание топлива. В качестве реагента в химическом синтезе. В медицине для облегчения затрудненного дыхания. При работе в космосе и под водой. Жидкий кислород применяют в ракетных двигателях.	Самый распространенный элемент в земной коре. Входит в состав воды, кислот, нефти, природного газа, практически всех органических и многих неорганических веществ. В воздухе содержится 21% кислорода.	В лабораториях: 1) электролиз воды $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ 2) разложение пероксида водорода $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{I}^{\circ}} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ 3) разложение оксида ртути (II) при нагревании I° $2\text{HgO} \xrightarrow{\text{I}^{\circ}} 2\text{Hg} + \text{O}_2$ 4) разложение хлората калия при нагревании I° $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{I}^{\circ}} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ 5) разложение перманганата калия при нагревании I° $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\text{I}^{\circ}} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ В промышленности: из воздуха путем сжижения.

Хлор

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Степени окисления: -1, +1, +3, +5, +7

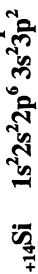
Физические свойства	Химические свойства	Применение	Важнейшие соединения и нахождение в природе
Газ желто-зеленого цвета, с резким удушливым запахом, почти в 2,5 раза тяжелее воздуха. Хорошо растворим в воде	<p>Сильный окислитель, Реагирует с водородом, образуя хлороводород (при нагревании)</p> $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{t^o} 2 HCl$ <p>Реагирует с металлами, образуя хлориды</p> $Mg + Cl_2 \xrightarrow{t^o} MgCl_2$ <p>Реагирует со щелочами</p> $Cl_2 + 2KOH \rightarrow KClO + KCl$ <p>Реагирует с водой</p> $Cl_2 + H_2O \rightarrow HClO + HCl$ <p>Реагирует с галогенидами</p> $Cl_2 + 2KBr \rightarrow 2KCl + Br_2$	<p>Уничтожение бактерий в питьевой воде.</p> <p>Отбеливание тканей и бумаги.</p> <p>Получение фосгена, хлорной извести, красителей, взрывчатых веществ, лекарств.</p> <p>Используется для производства пластмасс, синтетического каучука, соляной кислоты.</p> <p>Окислитель в реакциях лабораторного синтеза.</p>	<p>Находится в виде соединений, в основном, хлоридов.</p> <p>В свободном виде не встречается.</p> <p>Получают из соляной кислоты, действуя на нее сильными окислителями, например, перманганатом калия или оксидом марганца (IV).</p>

Углерод и его соединения

+6C 1s²2s²2p² Степени окисления: +4, +2, -4

Физические свойства	Химические свойства	Применение	Важнейшие соединения и нахождение в природе
<p>Три аллотропные формы – алмаз, графит и карбин.</p> <p>Алмаз – бесцветное кристаллическое, очень прочное и твердое вещество с большой плотностью, плохой теплопроводностью и практически отсутствием электропроводных свойств.</p> <p>Графит – темно-серое кристаллическое вещество с незначительным металлическим блеском, жирное на ощупь с небольшой прочностью, способностью расщепления на чешуйки, хорошей теплопроводностью, электропроводностью (меньше, чем у металлов).</p> <p>Карбин – мелкокристаллический порошок черного цвета, его кристаллы имеют полимерное строение. Карбин превосходит графит по прочности, но значительно уступает алмазу, обладает полупроводниковыми свойствами.</p>	<p>Окислительно-восстановительная двойственность.</p> <p>реагирует с кислородом, образуя оксиды (при нагревании)</p> $C + O_2 \xrightarrow{t^{\circ}} CO_2$ $2C + O_2 \xrightarrow{t^{\circ}} 2CO$ <p>(при недостатке кислорода) с металлами, образуя карбиды (при нагревании)</p> $Ca + 2C \xrightarrow{t^{\circ}} CaC_2$ <p>С оксидами металлов (при нагревании)</p> $C + 2CuO \xrightarrow{t^{\circ}} CO_2 + 2Cu$ <p>С водородом, образуя метан (при нагревании)</p> $C + 2H_2 \xrightarrow{t^{\circ}} CH_4$	<p>Восстановитель при производстве металлов.</p> <p>Синтез искусственных алмазов.</p> <p>Применяется в медицине.</p> <p>Входит в состав крема для обуви</p> <p>Используется как адсорбент.</p> <p>Сырье для синтеза метанола и синтетического бензина, резины и карбиды кальция</p>	<p>CO – оксид углерода (II) (угарный газ) – несолеобразующий оксид, сильный восстановитель.</p> <p>CO₂ – оксид углерода (IV) (углекислый газ) – кислотный оксид.</p> <p>CaCO₃ – карбонат кальция (мел, известняк, мрамор)</p> <p>Питьевая сода NaHCO₃</p> <p>Поташ K₂CO₃</p> <p>Кристаллическая сода Na₂CO₃·2H₂O</p> <p>В свободном виде – алмаз и графит.</p> <p>Углерод входит в состав всех органических веществ, каменного угля, нефти, природного газа и торфа.</p> <p>Карбин – синтетическая форма углерода, получен искусственным способом.</p>

Кремний и его соединения
Степени окисления: +4, +2, -4



Физические свойства	Химические свойства	Применение	Важнейшие соединения и нахождение в природе	Получение
<p>Две аллотропные формы – кристаллический и аморфный кремний.</p> <p>Кристаллический кремний похож на алмаз, прочный, твердый, с металлическим блеском, электропроводен.</p> <p>Аморфный кремний – бурый порошок без блеска, химически более активный, чем кристаллический кремний</p>	<p>Окислительно-восстановительная двойственность.</p> <p>Реагирует с кислородом, образуя оксид (при нагревании)</p> $\text{Si} + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{SiO}_2$ <p>с активными металлами, образуя силициды (при нагревании)</p> $2\text{Ca} + \text{Si} \xrightarrow{\Delta} \text{Ca}_2\text{Si}$ <p>со фтором при комнатной температуре</p> $\text{Si} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4$ <p>С другими галогенами (при нагревании)</p> $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{SiCl}_4$ <p>с плавиковой кислотой</p> $\text{Si} + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2$ <p>с углеродом (при высокой температуре) с образованием карборунда</p> $\text{C} + \text{Si} \rightarrow \text{SiC}$ <p>С растворами щелочей (при нагревании)</p> $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2 \uparrow$ <p>во многих металлах растворяется без химического взаимодействия</p>	<p>Получение сталей специального назначения, с высокой кислотостойкостью и жаропрочностью. Используются в различных устройствах в качестве полупроводников и выпрямителей переменного тока. Фотоэлементы.</p> <p>В виде соединений – в силикатной промышленности (производство стекла, керамики и строительных материалов)</p>	<p>SiO_2 – оксид углерода (IV) (кремнезем, кварц, горный хрусталь) – кислотный оксид, реагирует со щелочами и основными оксидами при нагревании, не вступает в реакцию с водой. Входит в состав песка, глины, многих минералов.</p> <p>$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – каолинит, входит в состав глины</p> <p>$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{K}_2\text{O} \cdot 6\text{SiO}_2$ – ортоклаз (полевой шпат) входит в состав гранита и других минералов.</p>	<p>В лаборатории – восстановление из оксида магнием (при нагревании):</p> $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{\Delta} \text{Si} + 2\text{MgO}$ <p>В промышленности – восстановление из оксида углем (при нагревании):</p> $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{\Delta} \text{Si} + 2\text{CO} \uparrow$

Силикатная промышленность

Производство керамики

Керамикой (от греческого слова «керамос» - глина) называют материалы и изделия, изготавливаемые из природных глин путем формовки, сушки и обжига.

Белая глина (каолинит) имеет состав:



При смешивании с водой глина образует пластичную массу, которая сохраняет приданную ей форму после высыхания и обжига при высокой температуре.

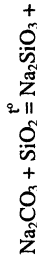
Некоторые виды керамики покрывают глазурью (до или после обжига).

К керамическим изделиям относятся кирпичи, облицовочная плитка, черепица, трубы, посуда, изделия бытового и технического назначения. Наиболее распространены такие виды керамики – терракота, майолика, фаянс, фарфор.

Производство стекла

Сырьем для производства обычного оконного стекла служат кварцевый песок, сода и известняк.

При высокой температуре происходят реакции:



Состав обычного оконного стекла можно выразить формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$

При замене компонентов получают другие виды стекол: хрустальное стекло – из поташа, оксида свинца(II) и песка,

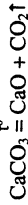
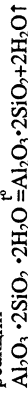
кварцевое стекло – из чистого песка. Для придания цвета стеклу к сырью добавляют оксиды различных металлов.

Стеклообразующие изделия получают выдуванием, прессованием, прокаткой, вытягиванием.

Производство цемента

Сырьем являются известняк и глина

При высокой температуре происходят реакции



Образовавшиеся в результате реакций алюмосиликаты и силикат кальция размалывают до тонкого порошка. При смешивании цемента с водой образуется каменная масса.

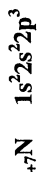
Основные строительные материалы – цемент, бетон, шлакобетон, железобетон.

При изготовлении бетона к цементу добавляют песок и щебень, шлакобетона – отходы производства – шлаки. Для производства железобетона в бетон закладывают железный каркас.

Фосфор и его соединения
 $^{15}_3\text{P} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ Степени окисления: -3, +3, +5

Физические свойства	Химические свойства	Применение	Важнейшие соединения и нахождение в природе	Получение
<p>Две наиболее распространённые аллотропные формы – белый и красный фосфор. Белый фосфор – кристаллическое вещество с желтоватым оттенком, чесночным запахом, не растворяется в воде, хорошо растворяется в сероуглероде, $\rho = 1,8 \text{ г/см}^3$, $T_{\text{пл.}} = 44^\circ\text{C}$, светится в темноте, сильный яд</p> <p>красный фосфор – темнокрасный порошок, без запаха, не светится в темноте, неядовит, не растворяется в воде и сероуглероде, воспламеняется при температуре около 260°C.</p>	<p>Окислительно-восстановительная двойственность. реагирует с кислородом, образуя оксид (при нагревании)</p> $4\text{P} + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$ <p>с активными металлами, образуя фосфиды (при нагревании)</p> $3\text{Ca} + 2\text{P} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Ca}_3\text{P}_2$ <p>Со сложными веществами</p> $6\text{P} + 5\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \rightarrow 5\text{KCl} + 3\text{P}_2\text{O}_5$	<p>Производство спичек, минеральных удобрений, химических реактивов, ингибиторов коррозии.</p> <p>В военной промышленности фосфор используется для производства зажигательных бомб и создания дымовых завес.</p> <p>P_2O_5 применяется для осушки газов</p>	<p>P_2O_5 – оксид фосфора(V) – кислотный оксид, реагирует со щелочами, водой и основными оксидами.</p> <p>Фосфор образует ряд кислот: HPO_3 – метафосфорная кислота H_3PO_4 – ортофосфорная кислота $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – пирофосфорная кислота</p> <p>Наибольшее значение имеет ортофосфорная кислота, ее остатки входят в состав аденозинтрифосфорной кислоты (АТФ).</p> <p>Фосфор образует средние и кислые соли (фосфаты, гидрофосфаты, дигидрофосфаты).</p> <p>Важнейшие минералы, содержащие фосфор – апатиты и фосфориты, в состав которых входит ортофосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$</p>	<p>Восстановление углем из фосфоритов и апатитов (в электропечах при нагревании без доступа воздуха):</p> $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} + 3\text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} 3\text{CaSiO}_3 + 2\text{P} + 5\text{CO}$

Азот и его соединения
 Степени окисления: +1, +2, +3, +4, +5



Физические свойства и строение молекулы	Химические свойства	Применение	Важнейшие соединения и нахождение в природе	Получение
Газ без цвета и запаха, немного легче воздуха, мало растворимый в воде, с низкой температурой кипения. Молекула состоит из двух атомов $-N_2$ Атомы соединены прочной тройной связью (одна σ -связь и две π -связи) $N \equiv N$	Окислительно-восстановительная двойственность. реагирует с кислородом, образуя оксид азота (II) (при нагревании выше $2000^\circ C$) $N_2 + O_2 \xrightarrow{P} 2 NO$ с активными металлами, образуя нитриды (при нагревании) $3Ca + N_2 \rightarrow Ca_3N_2$ $6Li + N_2 \rightarrow 6Li_3N$ С водородом (в присутствии катализатора, при высоком давлении и температуре около $450^\circ C$) с образованием аммиака \rightleftharpoons $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$	Синтез аммиака, азотной кислоты, нитратов и других азотсодержащих соединений. Жидкий азот применяется в охлаждательных системах и в качестве инертной среды при проведении сложных химических процессов. В медицине жидкий азот применяется для удаления новообразований.	N_2O , NO – несолеобразующие оксиды. N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 – кислотные оксиды, реагируют с водой, щелочами, основными оксидами. HNO_2 – азотистая кислота (слабый электролит), ее соли – нитриты HNO_3 – азотная кислота (сильный электролит, сильный окислитель), ее соли – нитраты. NH_3 – аммиак, при взаимодействии с водой образует гидроксид аммония (нашатырный спирт, аммиачная вода) NH_4OH , при взаимодействии с кислотами – соли аммония. Соединения азота с металлами – нитриды. В природе содержится в воздухе (78%), в почвах (нитраты и нитриты), элемент азот является составной частью белков живых организмов.	Азот выделяют из воздуха на специальных установках (используют разницу в температуре кипения азота $-196^\circ C$ и кислорода $-183^\circ C$). Чистый азот получают при разложении некоторых его соединений, например: $2NH_3 \rightarrow N_2 \uparrow + 3H_2 \uparrow$ $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \uparrow + 2H_2O$

АММИАК

Строение молекулы	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
<p>Химическая формула – NH_3</p> <p>Атомы соединены ковалентной полярной связью (частичный отрицательный заряд на атоме азота и положительный на атоме азота имеет неподеленную электронную пару, которая может образовывать ковалентную связь с катионом водорода по донорно-акцепторному механизму (азот – донор электронов, катион водорода – акцептор). Так образуется катион аммония</p> $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$	<p>Газ без цвета с характерным запахом, много легче воздуха, хорошо растворимый в воде, с низкой температурой кипения. При высоком давлении аммиак сжижается.</p> <p>Аммиак ядовит.</p>	<p>Аммиак горит, образуя азот и воду</p> $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ <p>В присутствии катализатора образуется оксид азота (II) и вода</p> $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ <p>При нагревании аммиак разлагается на азот и водород</p> $2\text{NH}_3 \xrightarrow{\text{t}} \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ <p>Аммиак растворяется в воде, образуя гидроксид аммония (реакция образования)</p> $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}$ <p>Аммиак реагирует с катионами, образуя соли аммония:</p> $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4$	<p>В промышленности – взаимодействие азота с водородом (в присутствии катализатора, при высоком давлении и температуре около 450°C) с образованием аммиака (обратимая реакция, проводится при оптимальных условиях)</p> $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ <p>В лаборатории – действие щелочей на соли аммония при нагревании</p> $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	<p>Получение азотной кислоты, нитратов и других азотсодержащих соединений, в том числе минеральных удобрений и взрывчатых веществ.</p> <p>Нашатырный спирт применяется в медицине и в быту.</p>

Соли аммония

Строение молекул	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
Сложные вещества, в состав которых входят катионы аммония NH_4^+ и анионы кислотных остатков: NH_4Cl – хлорид аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – сульфат аммония NH_4HSO_4 – гидросульфат аммония. Соли аммония – сильные электролиты, при растворении в воде диссоциируют на ионы $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$	Твердые кристаллические вещества белого цвета, хорошо растворимые в воде.	Общие с другими солями: Реагируют с кислотами (если образуется газ или осадок) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ Реагируют с другими растворимыми солями (если образуется осадок) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ Специфические свойства: При нагревании разлагаются $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t} \text{NH}_3 \uparrow + \text{HCl}$ $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t}$ $\text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3 \uparrow$ Реагируют со щелочами при нагревании $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{t}$ $\text{NaCl} + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ Подвергаются гидролизу (кислая среда)	Взаимодействие аммиака с кислотами $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4$ Взаимодействие гидроксида аммония с кислотами $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Производство минеральных удобрений и взрывчатых веществ. Нашатырный спирт применяется в медицине и в быту. Хлорид аммония применяется для пайки металлов.

Азотная кислота

Строение молекулы	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
<p>Химическая формула – HNO_3</p> <p>Степень окисления азота в азотной кислоте равна +5, а валентность равна 4, так как между атомами азота и кислорода имеются четыре общие электронные пары, а атом азота к атому кислорода смещено 5 электронов.</p> <p>Сильный электролит, практически полностью диссоциирует:</p> $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	<p>Бесцветная дымящаяся жидкость с резким раздражающим запахом.</p> <p>Концентрированная азотная кислота имеет желтоватый цвет из-за частичного разложения и образования бурого оксида азота (IV).</p>	<p>Общие с другими кислотами:</p> <p>Реагирует с основными и амфотерными оксидами</p> $2\text{HNO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Реагирует с растворимыми и нерастворимыми осадками</p> $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Реагирует с солями более слабых и летучих кислот</p> $2\text{HNO}_3 + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>Изменяет цвет индикаторов.</p> <p>Специфические свойства:</p> <p>При нагревании на свету разлагается</p> $4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \uparrow + 4\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Реагирует с металлами, стоящими в ряду электрохимического напряжения, до и после водорода (кроме золота и платины) по-разному, в зависимости от концентрации кислоты и активности металла</p> $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{разбавл.}) \xrightarrow{\text{t}^\circ} 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} \uparrow$ $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2 \uparrow$ <p>При действии на белок – ярко-желтое окрашивание</p>	<p>В промышленности – окислением аммиака кислородом воздуха в присутствии катализатора</p> $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{HNO}_3$ <p>В лаборатории – действием концентрированной серной кислоты на нитраты при нагревании</p> $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{KHSO}_4 + \text{HNO}_3$	<p>Производство красителей, лекарств, взрывчатых веществ, целлюлозы, фотопленки, минеральных удобрений, химических реактивов.</p>

Нитраты – соли азотной кислоты

Физические свойства	Специфические химические свойства	Химические свойства, общие с другими солями:	Получение
<p>Кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.</p> <p>Нитраты щелочных металлов и аммония называют селитрами.</p>	<p>Нитраты при нагревании разлагаются (по-разному, в зависимости от химической активности металла):</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. металл в электрохимическом ряду напряжений до магния $\text{MeNO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{O}_2 \uparrow + \text{MeNO}_2$ 2. металл от магния до меди $\text{MeNO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{O}_2 \uparrow + \text{MeO} + \text{NO}_2 \uparrow$ 3. металл после меди $\text{MeNO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{O}_2 \uparrow + \text{Me} + \text{NO}_2 \uparrow$ <p>Нитрат аммония разлагается на оксид азота (I) и воду: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{\Delta} 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O} \uparrow$</p>	<p>Реагируют с другими солями</p> $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{BaSO}_4 \downarrow$ <p>Реагируют с растворимыми основаниями</p> $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ <p>Реагируют с кислотами</p> $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{KHSO}_4$ <p>Реагируют с металлами</p> $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}$ <p>Качественная реакция на нитрат-анион – действие концентрированной азотной кислоты и меди (выделение бурого газа)</p>	<p>Взаимодействие азотной кислоты с основными и амфотерными оксидами</p> $2\text{HNO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Взаимодействие азотной кислоты с растворимыми и нерастворимыми основаниями</p> $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Взаимодействие азотной кислоты с солями более слабых и летучих кислот</p> $2\text{HNO}_3 + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>Взаимодействие азотной кислоты с металлами и аммиаком</p> $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{разбавл.}) \xrightarrow{\Delta} 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} \uparrow$ $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) \xrightarrow{\Delta} \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2 \uparrow$ $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$

Сера и ее соединения
Степени окисления: -2, +4, +6



Физические свойства	Химические свойства	Применение	Важнейшие соединения и нахождение в природе	Получение
<p>Две аллотропные формы – сера кристаллическая и сера пластическая.</p> <p>Кристаллическая сера – твердое вещество желтого цвета, $T_{пл} = 113^\circ C$, плотность около 2 г/см^3, плохо проводит теплоту, не проводит электрический ток. Ее кристаллическая решетка состоит из из кольцевых молекул S_8. Пластическая сера – резиноподобное темно-коричневое вещество, имеет полимерное строение S_n</p>	<p>Окислительно-восстановительная двойственность.</p> <p>Реагирует с кислородом, образуя оксид (при нагревании)</p> $S + O_2 \xrightarrow{t} SO_2$ <p>с металлами, образуя сульфиды (при нагревании)</p> $2Na + S \rightarrow Na_2S$ $2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$ $Fe + S \rightarrow FeS$ <p>с водородом, образуя сероводород (при нагревании)</p> $S + H_2 \rightarrow H_2S$	<p>Производство спичек, серной кислоты, минеральных удобрений, химических реактивов, сероуглерода.</p> <p>Вулканизация каучука при производстве резины.</p> <p>В борьбе с болезнями растений и сельскохозяйственных вредителями.</p> <p>В медицине для приготовления серных мазей</p>	<p>Содержится во всех живых организмах в белках.</p> <p>В различных минералах – сульфатах и сульфидах:</p> <p>PbS – свинцовый блеск, ZnS – цинковая обманка, Cu_2S – медный блеск, FeS_2 – пирит, H_2S – сероводород, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – гипс,</p> <p>$MgSO_4 \cdot 7H_2O$ – горькая соль, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – глауберова соль</p> <p>Образует два кислотных оксида – SO_2 и SO_3, которые реагируют со щелочами, водой и основными оксидами.</p> <p>H_2SO_4 – серная кислота (сильный электролит, сильный окислитель), H_2SO_3 – сернистая кислота (слабый электролит, неустойчивое вещество), H_2S – сероводородная кислота (слабый электролит, летучая кислота).</p> <p>Соли – сульфаты, сульфиты, сульфиды, гидросульфаты, гидросульфиды, гидросульфиды.</p>	<p>Встречается как в свободном состоянии, так и в соединениях. Используется легкоплавкость серы для отделения ее от горных пород.</p>

Серная кислота

Строение молекулы	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
<p>Химическая формула – H₂SO₄</p> <p>Степень окисления серы в серной кислоте равна +6.</p> $\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \quad \text{S} \\ \quad \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \end{array}$ <p>Сильный электролит, практически полностью диссоциирует, диссоциация ступенчатая:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ $\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	<p>Бесцветная тяжелая (плотность 1,84 г/см³) нелетучая жидкость. Концентрированная серная кислота поглощает водяные пары из воздуха. При растворении ее в воде происходит сильное разогревание.</p>	<p>Общие с другими кислотами: Реагирует с основными и амфотерными оксидами $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaO} \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>Реагирует с растворимыми и нерастворимыми основаниями $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Реагирует с солями более слабых и летучих кислот $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$</p> <p>Изменяет цвет индикаторов. Специфические свойства: концентрированная кислота реагирует с металлами, стоящими в ряду электрохимического напряжения, до и после водорода (кроме золота и платины) по-разному, в зависимости от активности металла $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$ $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$</p> <p>концентрированная серная кислота обугливает многие органические вещества $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow 12\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 11\text{H}_2\text{O}$</p>	<p>В промышленности – контактным способом, который включает в себя следующие стадии: 1) обжиг сырья $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 \uparrow$ 2) очистка и осушение печного газа 3) окисление сернистого газа $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ 4) получение серной кислоты олеума, т.е. $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$ $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$</p>	<p>Получение красителей, минеральных удобрений, взрывчатых веществ, искусственного шелка, солей, глюкозы, кислот. Применяется как электролит в аккумуляторах, Для очистки нефтепродуктов, электролитического получения металлов. Применяется как водоотнимающее средство в органическом синтезе.</p>

Медь и ее соединения
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ (d – элемент)
Степень окисления +2, +1

+29 Cu

Физические свойства	Химические свойства	Нахождение в природе	Получение	Применение	Важнейшие соединения
Металл светло-розового цвета, тягучий, вязкий, с хорошей способностью к обработке. t° плавления = 1083°C Обладает высокой тепло- и электропроводимостью.	При повышенной температуре реагирует с кислородом, образует оксид $2Cu + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2CuO$ с галогенами, образуя галогениды: $Cu + Cl_2 \xrightarrow{\Delta} CuCl_2$ С серой, образуя сульфид: $Cu + S \xrightarrow{\Delta} CuS$ с растворами кислот не реагирует, кроме азотной кислоты $3Cu + 8HNO_3$ (разбавл.) $\xrightarrow{\Delta} 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$ с концентрированной азотной кислотой $Cu + 4HNO_3$ (конц.) $\xrightarrow{\Delta} Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2 \uparrow$ С концентрированной серной кислотой $Cu + 2H_2SO_4$ (конц.) $\xrightarrow{\Delta} CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$	Cu_2S - медный блеск Cu_2O - куприт $CuFeS_2$ – медный колчедан ($Cu OH$) $_2CO_3$ – малахит. Значительно реже встречается самородная медь.	Электролиз расплавов и растворов солей $CuCl_2 \xrightarrow{\text{эл. ток}} Cu + Cl_2$ Восстановление из оксидов $CuO + H_2 \xrightarrow{\Delta} Cu + H_2O$ $3CuO + 2Al \xrightarrow{\Delta} 3Cu + Al_2O_3$	Изготовление кабелей, электрических проводов. Получение технических сплавов (бронза, латунь, нейзильбер, константан, мельхиор и др.) Производство реактивов. $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (медный купорос) применяется в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями и болезнями растений.	CuO – оксид меди (II) является основным оксидом, реагирует с кислотами, кислотными оксидами. С водой не взаимодействует. $Cu(OH)_2$ - гидроксид меди (II) – проявляет свойства нерастворимых оснований. Реагирует с кислотами, при нагревании разлагается. Соли меди (II) проявляют свойства, характерные для обычных солей. Соединения меди со степенью окисления +1 встречаются значительно реже, они менее устойчивы.

Хром и его соединения
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ (*d* – элемент)
Степени окисления +2, +3, +6

+24 Cr

Физические свойства	Химические свойства	Нахождение в природе	Получение	Применение	Важнейшие соединения
<p>Металл – серебристо-белого цвета, с плотностью 7,2 г/см³, большой прочностью. Температура плавления = 1890°С. Поверхность покрыта слоем коррозионно-стойкой оксидной пленки.</p>	<p>При высокой температуре (больше 2000°С) реагирует с кислородом, образуя оксид $4Cr + 3O_2 \xrightarrow{t} 2Cr_2O_3$</p> <p>При нагревании с галогенами, образуя галогенид: $2Cr + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2CrCl_3$</p> <p>С галогеноводородными кислотами $Cr + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + H_2 \uparrow$</p> <p>С разбавленной и концентрированной азотной кислотой не реагирует (происходит пассивация поверхности металла)</p> <p>С серной кислотой одновременно происходят реакции (при разрушении оксидной пленки) $Cr + H_2SO_4 \rightarrow CrSO_4 + H_2 \uparrow$</p> <p>$2Cr + 3H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$</p>	<p>Встречается только в соединениях:</p> <p>$Fe(CrO_2)_2$</p> <p>Хромистый железняк, Cr_2O_3.</p> <p>оксид хрома (III)</p>	<p>Восстановление при угле при высокой температуре</p> <p>$Fe(CrO_2)_2 + 4C \xrightarrow{t} 2Cr + 4CO + Fe$</p> <p>Восстановление из оксида алюминием при высокой температуре</p> <p>$Cr_2O_3 + 2Al \xrightarrow{t} 2Cr + Al_2O_3$</p>	<p>Изготавливают твердых высокопрочных сталей, устойчивых к действию температуры (феррохром). Получение нержавеющей стали.</p> <p>Создание антикоррозионных покрытий (хромирование).</p>	<p>CrO – основной оксид, реагирует с кислотами и кислотными оксидами при нагревании.</p> <p>Cr_2O_3 – амфотерный оксид, ему соответствует амфотерный гидроксид хрома (III), взаимодействующий с кислотами и щелочами (с образованием хромитов)</p> <p>CrO_3 – кислотный оксид. Ему соответствуют хромовая кислота H_2CrO_4 и дихромовая кислота $H_2Cr_2O_7$</p> <p>Соли хромовой кислоты – хроматы (в нейтральной и щелочной среде).</p> <p>Соли дихромовой кислоты – дихроматы (в кислой среде). Хроматы и дихроматы – сильные окислители.</p>

Титан и его соединения
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ (*d* – элемент)
 Степень окисления +2, +4 (реже +3)

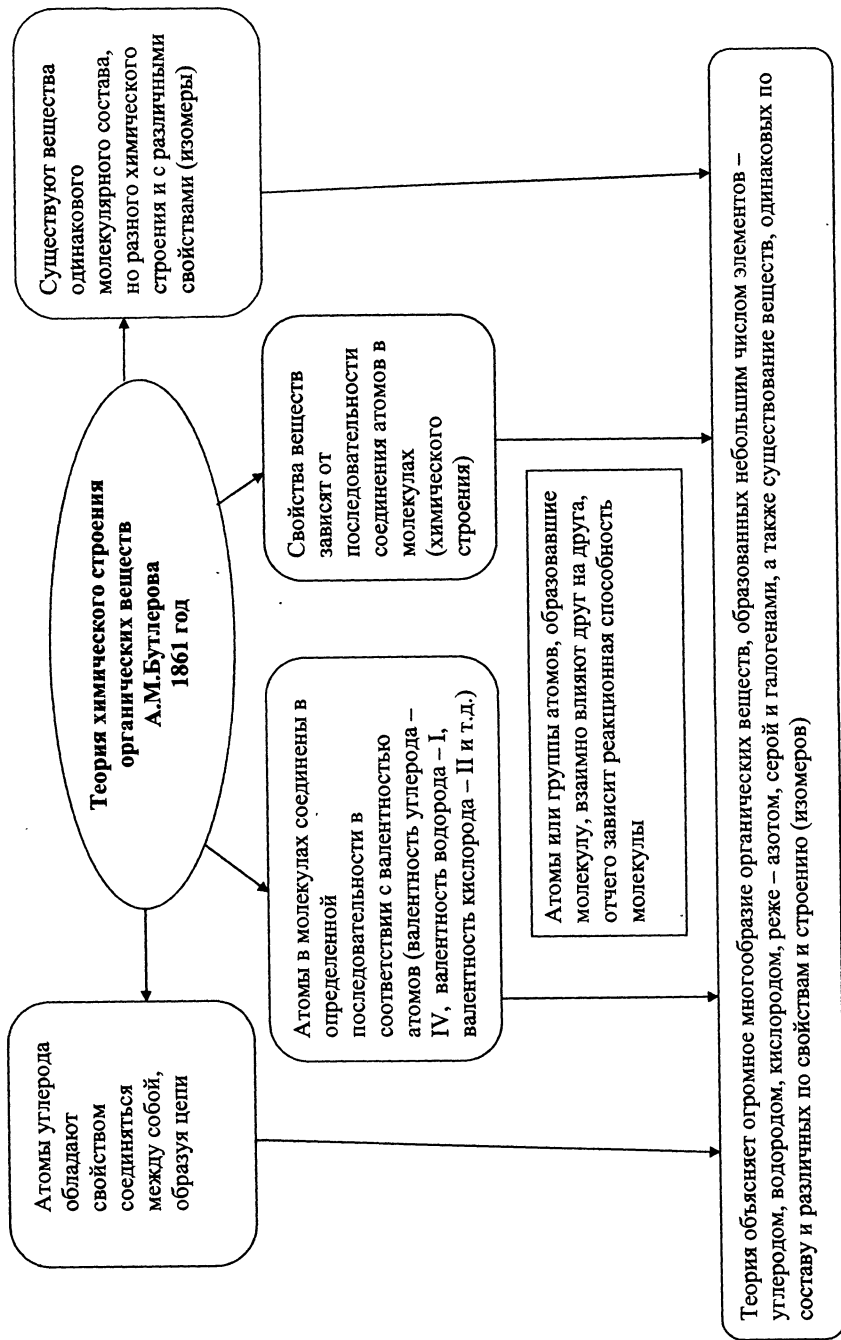
+22 **Ti**

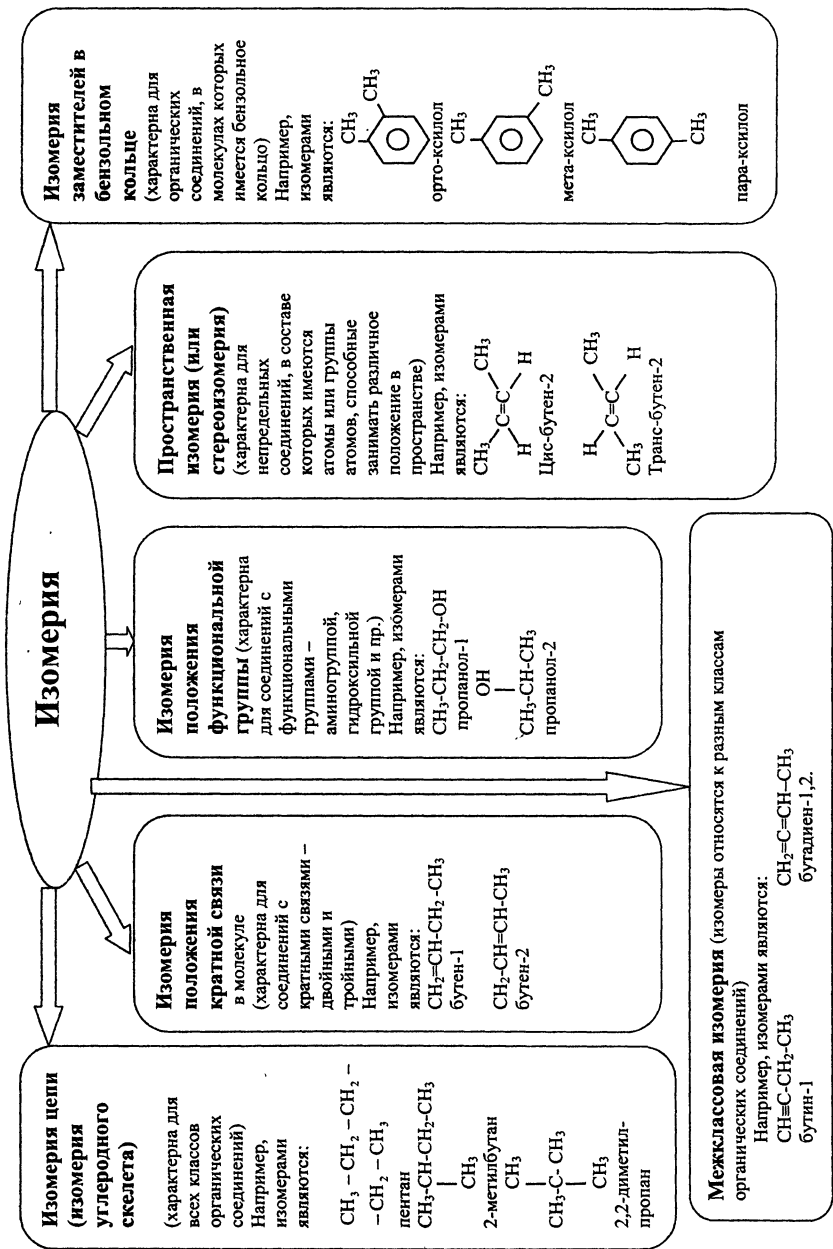
Физические свойства	Химические свойства	Нахождение в природе	Получение	Применение	Важнейшие соединения
Металл – серебристо-белого цвета, с малой плотностью, очень прочностью. Температура плавления = 1665°C хорошо проткаывается в листы и поддается другим видам обработки.	При повышенной температуре реагирует с кислородом, образуя оксид $Ti + O_2 \xrightarrow{t} TiO_2$ с галогенами, образуя галогенид: $Ti + 2Cl_2 \xrightarrow{t} TiCl_4$ с растворами кислот (кроме азотной) $Ti + 2HCl \rightarrow TiCl_2 + H_2 \uparrow$ с разбавленной и концентрированной азотной кислотой не реагирует. С серной кислотой одновременно происходят реакции $Ti + H_2SO_4 \rightarrow TiSO_4 + H_2 \uparrow$ $2Ti + 6H_2SO_4 \rightarrow Ti_2(SO_4)_3 + 3SO_2 \uparrow + 6H_2O$	Встречается только в соединениях: $FeTiO_3$ и Fe_3O_4 титаномагнетиты, $FeTiO_3$ - ильменит, TiO_2 – рутил. Содержание титана в рудах мало, требуется обогащение	Обработка рутила хлором в присутствии угля при высокой температуре $TiO_2 + 2Cl_2 + 2C \xrightarrow{t} TiCl_4 + 2CO$ Восстановление титана из хлорида магнием $TiCl_4 + 2Mg \rightarrow Ti + 2MgCl_2$	Изготовление деталей космических кораблей, ракет, самолетов, подводных лодок, трубопроводов, химической аппаратуры. В медицине для скрепления костей при переломах. Для производства титановых белил.	TiO , Ti_2O_3 – являются основными оксидами, реагируют с кислотами при нагревании. С водой не взаимодействуют. TiO_2 обладает слабыми амфотерными свойствами. Он реагирует с кислотами и щелочами при нагревании.

Цинк и его соединения
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
Степень окисления +2

+30 **Zn**

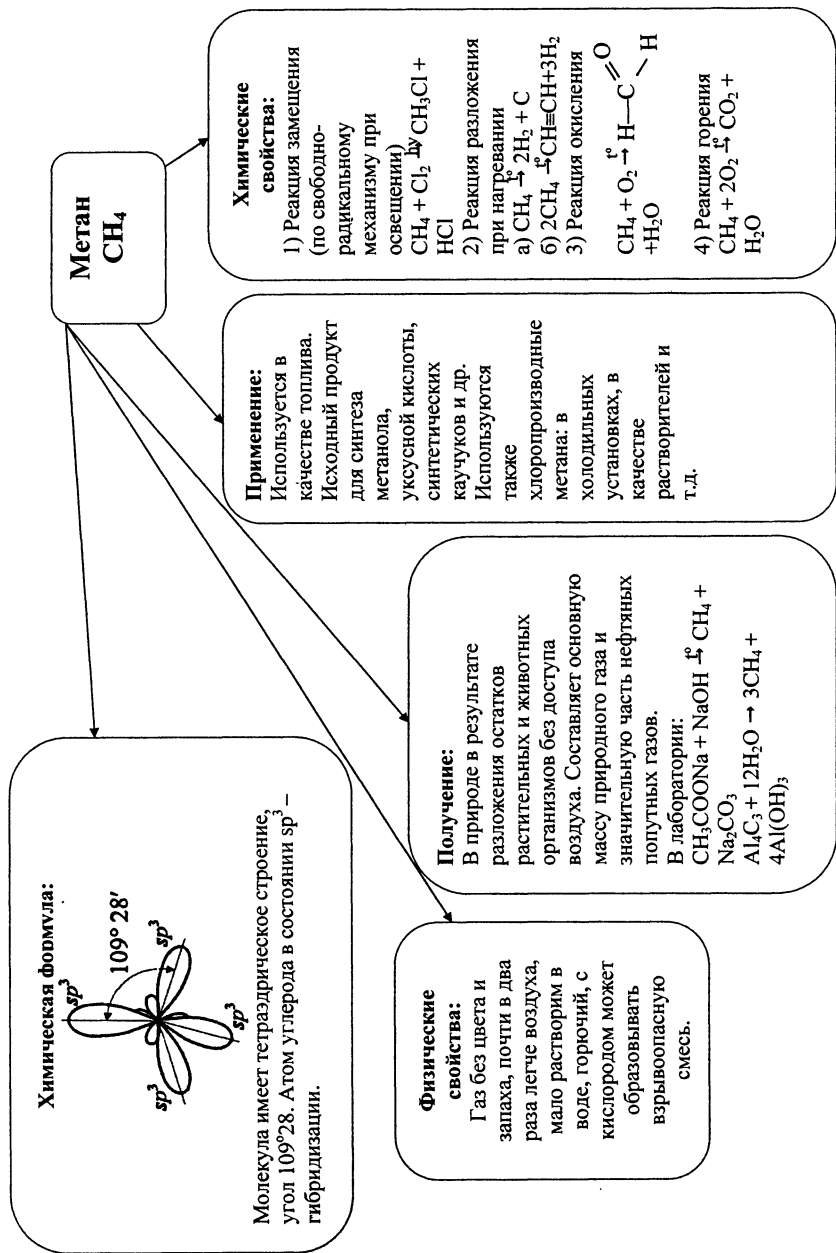
Физические свойства	Химические свойства	Нахождение в природе	Получение	Применение	Важнейшие соединения
<p>Металл серо-серебристого цвета.</p> <p>Температура плавления = 420°C.</p> <p>Хрупок при комнатной температуре и при температуре выше 200°C</p> <p>При 100 – 150°C хорошо прокатывается в листы.</p>	<p>При повышенной температуре реагирует с кислородом, образуя оксид $2Zn + O_2 \xrightarrow{t} 2 ZnO$</p> <p>с галогенами, образуя галогениды:</p> <p>$Zn + Cl_2 \xrightarrow{t} ZnCl_2$</p> <p>с серой, образуя сульфид: $Zn + S \xrightarrow{t} ZnS$</p> <p>С водой при нагревании $Zn + H_2O \xrightarrow{t} ZnO + H_2 \uparrow$</p> <p>с растворами щелочей при нагревании $Zn + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2 \uparrow$</p> <p>С растворами кислот (кроме азотной) $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$</p> <p>с разбавленной азотной кислотой $5Zn + 12HNO_3(\text{разбавл.}) \rightarrow 5Zn(NO_3)_2 + 6H_2O + N_2 \uparrow$</p> <p>с концентрированной азотной кислотой $3Zn + 8HNO_3(\text{конц.}) \rightarrow 3Zn(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$</p> <p>с концентрированной серной кислотой $4Zn + 5H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow 4ZnSO_4 + H_2 \uparrow + 4H_2O$</p>	<p>Встречается только в соединениях</p> <p>ZnS – цинковая обманка</p> <p>$ZnCO_3$ – цинковый шпат</p>	<p>Окисление сульфида до оксида и дальнейшее восстановление оксида при высокой температуре</p> <p>$2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{t} 2SO_2 + 2ZnO$</p> <p>$ZnO + C \xrightarrow{t} CO + Zn$</p>	<p>Цинк – металл, устойчивый к воздействию внешней среды, поэтому применяется для защитных покрытий (оцинкованные изделия).</p> <p>Применяется для производства сплавов, для производства цинково-угольных гальванических элементов.</p>	<p>ZnO – оксид цинка является амфотерным оксидом, реагирует с кислотами и щелочами при нагревании. С водой не взаимодействует.</p> <p>$Zn(OH)_2$ – гидроксид цинка – проявляет свойства амфотерных гидроксидов. Реагирует с кислотами, щелочами, при нагревании разлагается.</p>





Алканы

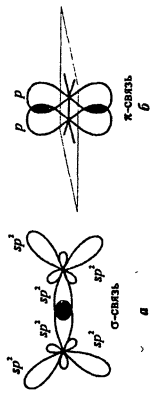
Общая формула, Номенклатура	Строение молекул	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
Алканы – это ациклические предельные углеводороды с общей формулой C_nH_{2n+2} .	Атомы углерода – в состоянии sp^3 – гибридизации. Гибридные облака – под углом $109^\circ 28'$.	Метан – почти нерастворимый в воде, бесцветный горючий газ без запаха. $C_1 - C_4$ – газы, $C_5 - C_{15}$ – жидкости, далее – твердые вещества	1) Реакция замещения по свободнорадикальному механизму. Реакция идет в несколько стадий и является цепной реакцией. а) $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_3Cl + HCl$ б) $CH_3Cl + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_2Cl_2 + HCl$ в) $CH_2Cl_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CHCl_3 + HCl$ г) $CHCl_3 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CCl_4 + HCl$ 2) Реакции окисления и горения $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ $CH_4 + O_2 \rightarrow HCOH + H_2O$ 3) Реакции термического разложения (дегидрирования и крекинга) $2CH_4 = C + 2H_2$ $C_4H_{10} = CH \equiv CH + 3H_2$ $C_4H_{10} = C_2H_6 + C_2H_4$	Метан получают: $C + 2H_2 \xrightarrow{кат} CH_4$ $CH_3COONa + H^+ = CH_4 + NaOH$ Na_2CO_3 Прочие алканы получают реакцией Вюрца: $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_3Cl + HCl$ $2CH_3Cl + 2Na \rightarrow C_2H_6 + 2NaCl$ Гидрированием алкенов и алкинов: $C_2H_4 + H_2 = C_2H_6$ $CH \equiv CH + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$	Получение синтетического каучука, горючего для двигателей, синтетического бензина, растворителей, ацетилена, типографской краски, резины и пр. Галогенпроизводные метана находят широкое применение в медицине и для тушения пожаров.
Алканы могут иметь неразветвленное и разветвленное строение. Атом углерода, соединенный с одним атомом углерода, считается первичным, с двумя атомами углерода – вторичным, с тремя – третичным, а с четырьмя атомами углерода – четвертичным.	В молекуле метана четыре гибридные облака атома углерода перекрываются s-орбиталями атомов водорода, образуя правильный тетраэдр.				
Для алканов характерна изомерия углеродного скелета (цепи).					



Алкены

Общая формула Номенклатура	Строение молекул	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
Алкены – это ациклические непредельные углеводороды с общей формулой C_nH_{2n} . В молекулах которых содержится одна двойная связь. Названия алкенов образуются от названий соответствующих алканов с помощью замены окончания –ан на –ен: этен(этилен), пропиен, бутен-1, бутен-2. Цифрой указывается номер атома, у которого начинается двойная связь. Для алкенов характерна изомерия углеродного скелета, изомерия положения двойной связи, геометрическая (цис-транс) изомерия, межклассовая изомерия (с циклоалканами).	Атомы углерода – в состоянии sp^2 – гибридизации. Гибридные орбитали – под углом 120° . Молекулы алкенов имеют плоское строение. В молекуле этена три гибридные орбитали каждого атома углерода образуют σ -связи, а оставшиеся p -электронные орбитали перекрываются, образуя π -связь.	Этилен – почти нерастворимый в воде, бесцветный горючий газ, почти без запаха. $C_2 - C_4$ – газы, $C_5 - C_{18}$ – жидкости, далее – твердые вещества.	1) Реакции присоединения а) галогенирование $CH_2=CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl-CH_2Cl$ б) гидрирование $CH_2=CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3-CH_3$ в) гидрогалогенирование $CH_2=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3-CH_2Cl$ г) гидратация $CH_2=CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3-CH_2OH$ д) полимеризация $nCH_2=CH_2 \rightarrow -(CH_2-CH_2-)_n$ 2) Реакции окисления и горения $CH_2=CH_2 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$ 3) Реакции термического разложения $CH_2=CH_2 \rightarrow 2C + 2H_2$	1) Дегидратация спиртов $CH_3-CH_2OH \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2O$ 2) Дегидрирование алканов $CH_3-CH_3 \xrightarrow[\text{кат}]{I^0} CH_2=CH_2 + H_2$ 3) Гидрирование алкинов $CH \equiv CH + H_2 \xrightarrow[\text{кат}]{I^0} CH_2=CH_2$ 4) Действие спиртовых растворов щелочей и металлов на газообразные алканы $CH_2Cl-CH_2Cl + Zn \xrightarrow{I^0} CH_2=CH_2 + ZnCl_2$ $CH_2=CH_2 + NaOH \xrightarrow{I^0} CH_3-CH_2Cl + NaOH \xrightarrow{I^0} CH_2=CH_2 + NaCl + H_2O$	Получение пластмасс, горючего для двигателей, синтетического бензина, растворителей, антифризов, ацетальдегида, синтетических моющих средств, косметических препаратов, лаков, синтетических каучуков и волокон, взрывчатых веществ и прочих ценных продуктов.

Химическая формула:



Молекула имеет плоское строение, угол 120°. Атом углерода в состоянии sp^2 -гибридизации.

Применение:

Используется в качестве топлива. Исходный продукт для синтеза пластмасс, взрывчатых веществ, антифризов, растворителей, уксусной кислоты, синтетических каучуков и др.



Физические свойства:

Газ без цвета и запаха, немного легче воздуха, мало растворим в воде.

Получение

- в лаборатории:
- 1) дегидратация спиртов
 $C_2H_5OH \xrightarrow{\Delta} C_2H_4 + H_2O$
 - 2) дегидрирование алканов
 $C_2H_6 \xrightarrow{\Delta} C_2H_4 + H_2$
 - 3) Действие металлов на дигалогенпроизводные
 $CH_2Br - CH_2Br + Zn \xrightarrow{\Delta} C_2H_4 + ZnBr_2$
 - 4) Действие спиртовых растворов щелочей на галогенопроизводные
 $CH_3 - CH_2Br + NaOH \xrightarrow[\text{кат}]{\Delta} C_2H_4 + NaBr + H_2O$
- На производстве этилен получают из природного газа и нефти


Химические свойства:

- 1) Реакция присоединения
 - а) галогенирование $C_2H_4 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl - CH_2Cl$
 - б) гидрирование $C_2H_4 + H_2 \rightarrow CH_3 - CH_3$
 - в) гидрогалогенирование $C_2H_4 + HCl \rightarrow CH_3 - CH_2Cl$
 - г) гидратация $C_2H_4 + HON \rightarrow CH_3 - CH_2OH$
- 2) Реакция разложения при нагревании $C_2H_4 \xrightarrow{\Delta} 2H_2 + 2C$
- 3) Реакция окисления $C_2H_4 + [O] + H_2O \xrightarrow{\Delta} CH_2OH - CH_2OH$
- 4) Реакция горения $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$
- 5) Реакция полимеризации $n C_2H_4 \xrightarrow[\text{кат}]{\Delta} (-CH_2 - CH_2 -)_n$

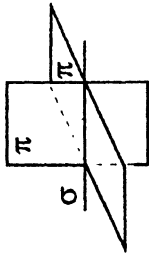
Алкадиены

Общая формула, Номенклатура	Строение молекул	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
Алкадиены – это ациклические непредельные углеводороды с общей формулой C_nH_{2n-2} , в молекулах которых содержится две двойные связи. Названия алкадиенов образуются от соответствующих алканов с помощью замены окончания –ан на –диен: пропADIен, бутADIен –1,3, бутADIен –1,2. Цифрами указываются номера атомов, у которых начинается двойная связь. Характерна изомерия углеродного скелета, изомерия положения двойных связей, геометрическая (цис-транс) изомерия, межклассовая изомерия (с алкинами).	Атомы углерода – в состоянии sp^2 -гибридизации. Гибридные облака – под углом 120° , Молекулы алкадиенов имеют плоское строение. Двойные связи могут быть изолированными (через несколько одинарных связей), сопряженными (через одну одинарную связь), кумулированными (находящимися рядом).	БутADIен-1,3 – газ, сжижается при $5^\circ C$, 2-метил-бутADIен-1,3 – летучая жидкость с $T_{кип.} = 34^\circ C$.	<p>1) реакции присоединения</p> <p>А) галогенирование $CH_2=CH-CH=CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl-CH=CH-CH_2Cl$ $CH_2Cl-CH=CH-CH_2Cl + Cl_2 \rightarrow$</p> <p>Б) гидрирование $CH_2=CH-CH=CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3-CH=CH-CH_3$ $CH_3-CH=CH-CH_3 + H_2 \rightarrow CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$</p> <p>В) гидрогалогенирование $CH_2=CH-CH=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3-CH=CH-CH_2Cl$ $CH_3-CH=CH-CH_2Cl + HCl \rightarrow CH_3-CHCl-CH_2-CH_2Cl$</p> <p>Г) полимеризация $n CH_2=CH-CH=CH_2 \rightarrow (-CH_2-CH=CH-CH_2-)_n$</p> <p>2) реакция горения $2C_4H_6 + 11O_2 \rightarrow 8CO_2 \uparrow + 6H_2O$</p>	<p>1) дегидрирование алканов $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 \rightarrow CH_2=CH-CH=CH_2 + 2H_2$</p> <p>2) дегидрирование и дегидратация спиртов (метод Лебедева) $2C_2H_5-OH \rightarrow CH_2=CH-CH=CH_2 + 2H_2O + H_2$</p>	Получение синтетического каучука и резины. Изопрен (2-метилбутADIен-1,3) является мономером, при полимеризации которого образуется природный каучук.

АЛКИНЫ

Общая формула, Номенклатура	Строение молекул	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
<p>Алкины — это ациклические непредельные углеводороды с общей формулой C_nH_{2n-2}, в молекулах которых содержится одна тройная связь. Названия алкинов образуются от названий соответствующих алканов с помощью замены окончания $-ан$ на $-ин$: этин(ацетилен), пропин, бутин-1, бутин-2. Цифрой указывается номер атома, у которого находится тройная связь.</p> <p>Для алкинов характерна изомерия углеродного скелета, изомерия положения тройной связи, межклассовая изомерия (с алкадиенами).</p>	<p>Атомы углерода — в состоянии sp-гибридизации. Гибридные облака — под углом 180°. Молекулы алкинов имеют линейное строение. В молекуле этина два гибридных облака каждого атома углерода образуют σ-связи, а оставшиеся p-электроны образуют π-связи, образуя две π-связи, находящиеся в перпендикулярных плоскостях.</p>	<p>Этин — мало растворимый в воде, бесцветный горючий газ, почти без запаха.</p> <p>$C_2 - C_4$ — газы, $C_5 - C_{18}$ — жидкости, далее — твердые вещества.</p>	<p>1) реакции присоединения а) галогенирование $CH \equiv CH + Cl_2 \rightarrow CHCl = CHCl$ $CHCl = CHCl + Cl_2 \rightarrow CHCl_2 - CHCl_2$ б) гидрирование $CH \equiv CH + H_2 \rightarrow CH_2 = CH_2$ $CH_2 = CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3 - CH_3$ в) гидрогалогенирование $CH \equiv CH + HCl \rightarrow CH_2 = CHCl$ $CH_2 = CHCl + HCl \rightarrow CH_3 - CHCl_2$ г) тримеризация и димеризация</p> <div style="text-align: center;">  $3CH \equiv CH \xrightarrow[\text{c}]{\text{t}^\circ}$ </div> <p>д) гидратация (реакция Кучерова)</p> $CH \equiv CH + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}} CH_3 - C(=O) - H$ <p>3) реакция горения</p> $2CH \equiv CH + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O$ <p>4) окисление перманганатом калия (обесцвечивание).</p>	<p>1) карбидный метод $CaC_2 + 2 H_2O = CH \equiv CH + Ca(OH)_2$ 2) дегидрирование алканов $2CH_4 \xrightarrow{t^\circ} CH \equiv CH + 3H_2$ 3) действие спиртовых щелочей на дигалогеноалканов $CH_2Cl - CH_2Cl + 2NaOH = CH \equiv CH + 2NaCl + 2H_2O$</p>	<p>Сырье в органическом синтезе, производство синтетического каучука, поливинил-хлорида, растворителей, уксусной кислоты. Ацетилен применяется при резке и сварке металлов</p>

Химическая формула:



Молекула имеет линейное строение, угол 180° . Атом углерода в состоянии sp -гибридизации.

Применение:

Используется в качестве топлива. Исходный продукт для синтеза пластмасс, взрывчатых веществ, растворителей, искусственной каучуков и др. Применяется для сварки и резки металлов

Ацетилен C_2H_2

Физические свойства:

Газ без цвета и запаха, немного легче воздуха, мало растворим в воде.



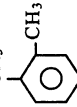
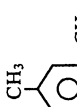
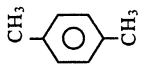
Получение:

- 1) Дегидрирование метана
 $2CH_4 \rightarrow C_2H_2 + 3H_2 \uparrow$
 - 2) Действие воды на карбид кальция
 $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$
 - 4) Действие спиртовых растворов щелочей на диалогенопроизводные
 $CH_3Br - CH_2Br + 2NaOH \rightarrow C_2H_2 + 2NaBr + 2H_2O$
- На производстве ацетилен получают из природного газа и нефти.

Химические свойства:

- 1) Реакция присоединения
 - а) галогенирование $C_2H_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl-CH_2Cl$
 - б) гидрирование $C_2H_2 + H_2 \xrightarrow{кат.} CH_3-CH_3$
 - в) гидрогалогенирование $C_2H_2 + HCl \rightarrow CH_3-CH_2Cl$
 - г) гидратация (реакция Кучерова) $C_2H_2 + HON \xrightarrow{Hg^{2+}} CH_3-C(=O)-H$
- 2) Реакция разложения при нагревании $C_2H_2 \xrightarrow{t} H_2 + 2C$
- 3) Реакция горения $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$
- 5) Реакция полимеризации $3C_2H_2 \xrightarrow{t} C_6H_6$

АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)

Общая формула, Номенклатура	Строение молекул	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
<p>– это циклические углеводороды с общей формулой C_nH_{2n-6}, в состав которых входит бензольное кольцо ($n \geq 6$)</p> <p>Простейшие представители аренов:</p>	<p>Атомы углерода – в состоянии sp^2-гибридизации. Гибридные облака перекрываются, образуя σ-связи, негибридные р-облака всех атомов углерода перекрываются попарно, образуя единую устойчивую π-систему.</p> <p>Электронная равномерно распределена по кольцу.</p>	<p>Бензол – нерастворимая в воде жидкость с температурой кипения $80^\circ C$. Температуры кипения увеличиваются с увеличением молекулярных масс.</p>	<p>1) реакция замещения</p> $C_6H_6 + Cl_2 = C_6H_5Cl + HCl$ $C_6H_6 + HNO_3 = C_6H_5NO_2 + H_2O$ <p>Гомологи бензола образуют 2,4,6-тригалогено- или нитропроизводные</p> $C_6H_5CH_3 + 3Br_2 = C_6H_2Br_3CH_3 + 3HBr$ <p>2) реакция горения</p> $2C_6H_6 + 15O_2 = 12CO_2 + 6H_2O$ <p>3) реакция окисления (только для гомологов бензола)</p> $C_6H_5CH_3 + 3[O] = C_6H_5COOH + H_2O$ <p>4) реакция присоединения</p> $C_6H_6 + 3Cl_2 \xrightarrow{h\nu} C_6H_6Cl_6$ $C_6H_6 + 3H_2 \xrightarrow{Pt} C_6H_{12}$	<p>1) дегидрирование и циклизация алканов $C_6H_{14} \xrightarrow{C} C_6H_6 + 4H_2$</p> <p>2) дегидрирование циклоалканов $C_6H_{12} \xrightarrow{C} C_6H_6 + 3H_2$</p> <p>3) тримеризация ацетилена $3CH \equiv CH \xrightarrow{C} C_6H_6$</p> <p>4) при коксовании углей из каменноугольной смолы и перегонке нефти.</p>	<p>Получение красителей, медикаментов, взрывчатых веществ, пластмасс, синтетических волокон, средств защиты растений, фунгицидов и гербицидов.</p>
<p>бензол</p>  <p>толуол</p>  <p>оксидол</p>  <p>м-ксилол</p>  <p>п-ксилол</p> 					

Предельные одноатомные спирты

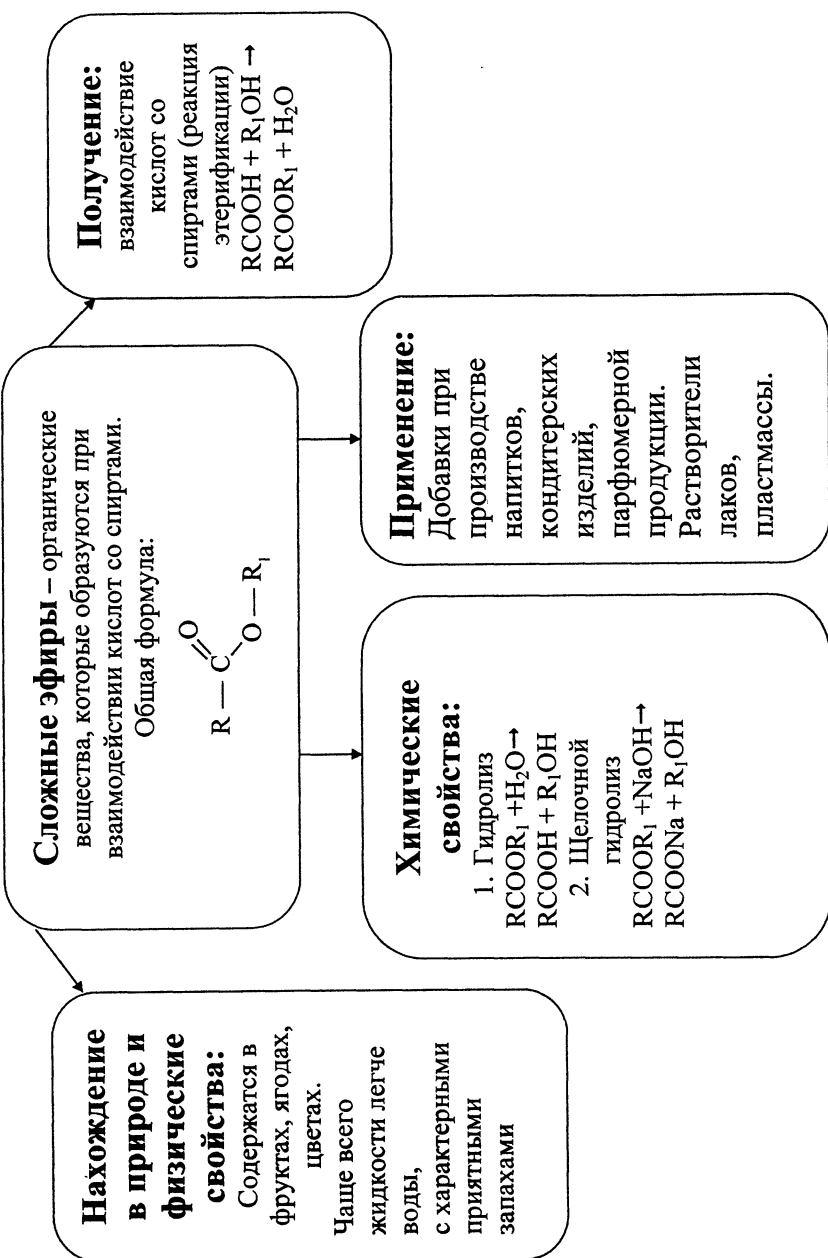
Общая формула, Номенклатура	Строение молекул	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
<p>Предельные одноатомные спирты – это производные алканов, в которых один из атомов водорода замещен на гидроксильную группу. Общая формула предельных одноатомных спиртов $C_nH_{2n+1}OH$.</p> <p>Названия даются путем прибавления к соответствующему алкану окончания –ол: CH_3OH – метанол, C_2H_5OH – этанол. Цифрой в названии указывается номер атома углерода, соединенный с гидроксильной группой: $CH_3-CH_2-CH_2-OH$ – пропанол-1 $CH_3-CH(OH)-CH_3$ – пропанол-2</p> <p>Виды изомеров: 1) строения углеродного скелета, 2) положения функциональной группы 3) межклассовая (с простыми эфирами)</p>	<p>Только σ-связи. Так как кислород обладает большей электроотрицательностью по сравнению с водородом и углеродом, связь O-H – сильно полярная, с избыточным отрицательным зарядом на атоме кислорода и с положительным зарядом на атоме водорода. Атом водорода гидроксильной группы обладает большей реакционной способностью, чем атомы водорода в углеводородном радикале. Для спиртов характерны также реакции с разрывом связи C-O.</p> <p>Между молекулами спиртов существуют слабые водородные связи, оказывающие влияние на их физические и химические свойства.</p>	<p>Низшие одноатомные предельные спирты представляют собой хорошо растворимые в воде жидкообразные вещества с характерными запахами.</p> <p>Метанол очень ядовит, этанол обладает наркотическим действием, оказывая вредное действие на организм. Высшие спирты – твердые вещества, практически не растворимые в воде.</p>	<p>Реагируют со щелочными металлами $2C_2H_5OH + 2Na = 2C_2H_5ONa + H_2$</p> <p>Взаимодействуют с галогеноводородами (в присутствии концентрированной серной кислоты) $C_2H_5OH + HCl = C_2H_5Cl + H_2O$</p> <p>Взаимодействуют с карбоновыми кислотами с образованием сложных эфиров $C_2H_5OH + CH_3COOH = CH_3COOC_2H_5 + H_2O$</p> <p>Окисляются с образованием альдегидов или карбоновых кислот $C_2H_5OH + CuO = CH_3-C(=O)-H + H_2O + Cu$</p> <p>горят $C_2H_5OH + 3O_2 = 2CO_2 + 3H_2O$</p> <p>Подвергаются дегидратации $C_2H_5OH \rightarrow C_2H_4 + H_2O$</p> <p>а) межмолекулярной, с получением простых эфиров б) внутримолекулярной, с получением алкенов</p>	<p>1) щелочной гидролиз галогеналкана $C_2H_5Cl + NaOH = C_2H_5OH + NaCl$</p> <p>2) дигидратация алкена (по правилу Марковникова) $CH_2=CH_2 + H_2O = CH_3-CH_2-OH$</p> <p>3) восстановление альдегида $H-C(=O)-H + H_2 = CH_3OH$</p> <p>Этанол (этиловый спирт) в промышленности получают при спиртовом брожении глюкозы $C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_5OH + 2CO_2$</p> <p>Метанол (метиловый спирт) получают прямым синтезом $CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$</p>	<p>Получение растворителей, сырья в органическом синтезе, каучука, лекарственных препаратов, парфюмерной продукции, искусственных кислот, добавок, улучшающих свойства бензина и моторного топлива, алкогольных напитков и др.</p>

АЛЬДЕГИДЫ

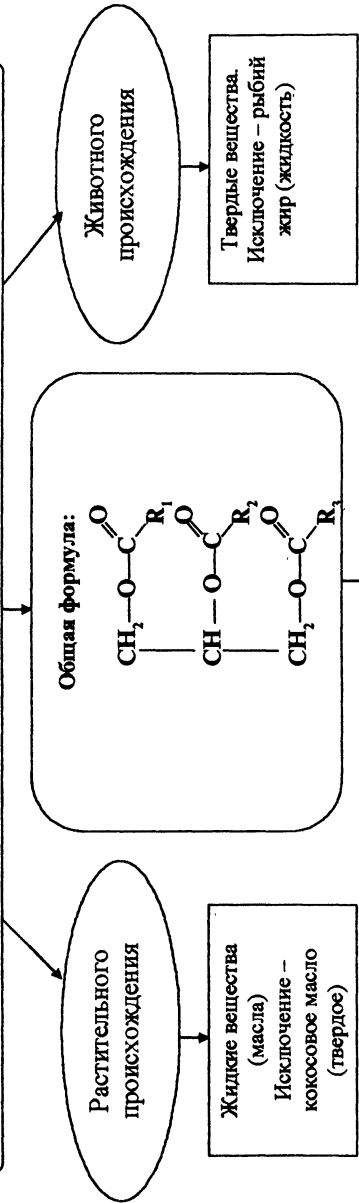
Общая формула, Номенклатура	Строение молекул	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
<p>Альдегидами называются органические соединения, которые содержат альдегидную группу. Общая формула альдегидов $\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$. Названия альдегидов строятся путем добавления к названию соответствующего алкана окончания «аль». Часто названия альдегидов даны по названиям соответствующих кислот – уксусный альдегид (ацетальдегид, этаналь), муравьиный альдегид (формальдегид, метаналь) и т.д.</p> <p>Для альдегидов характерны следующие виды изомерии:</p> <p>1) изомерия углеродного скелета</p> <p>2) межклассовая изомерия (с кетонами)</p>	<p>Атом углерода в альдегидной группе находится в состоянии sp^2 –гибридизации и образует три σ-связи и одну π-связь. Из-за большой электроотрицательности атома кислорода электроны электронная плотность оказываются смещенной к нему, в результате чего альдегиды легко окисляются. Наличие двойной связи определяет для альдегидов реакции присоединения.</p>	<p>Метаналь (формальдегид) – это бесцветный газ, с резким удушливым запахом, ядовит. 40% –ный раствор формальдегида называется формалином.</p> <p>Этаналь (ацетальдегид) – бесцветная жидкость с резким запахом, хорошо растворима в воде. Температура кипения его 21°C</p>	<p>1) реакции присоединения, например гидрирование (восстановление) с образованием спиртов</p> $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ <p>2) реакции окисления с получением соответствующих кислот</p> <p>а) реакция серебряного зеркала (качественная реакция на альдегиды)</p> $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow[\text{+2 Ag}]{\text{NH}_3, \text{HCOOH}}$ <p>б) окисление гидроксидом меди (II) (тоже качественная реакция на альдегиды)</p> $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{HCOOH} + \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$	<p>окислением первичных спиртов</p> $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CuO} = \text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$ <p>гидролизом диалогенпроизводных $\text{CH}_2=\text{CHCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + 2\text{HCl}$</p> <p>гидратацией ацетилена по реакции Кучерова (этаналь)</p> $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$ <p>При взаимодействии с водой гомологов ацетилена образуются кетоны.</p> <p>Прямым окислением этилена (этаналь)</p> $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + [\text{O}] = \text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$ <p>Прямым окислением метана (метаналь)</p> $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H} + \text{H}_2\text{O}$	<p>Получение пластмасс – фенопластов и аминопластов. Производство уксусной кислоты, красителей и лекарств. Раствор метанала (40%) называется формалином. Применяется для сохранения биологических препаратов, дезинфекции, програвливания семян, в промышленности для дубления кож.</p>

Карбоновые кислоты

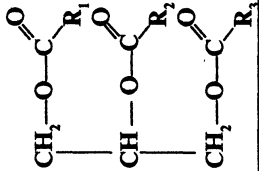
Общая формула, Номенклатура	Строение молекул	Физические свойства	Химические свойства	Получение	Применение
Прозвондые алканов, в которых один из атомов водорода замещен на карбоксильную группу. Общая формула $C_nH_{2n+1}COOH$	Атом углерода карбоксильной группы находится в состоянии sp^2 -гибридизации и образует три σ -связи и одну π -связь. Из-за электроотрицательности атома кислорода электронная плотность смещенной к нему, в результате чего атом углерода приобретает частичный заряд.	Низшие кислоты – жидкости с резким запахом, растворимые в воде, с повышением молекулярной массы растворимость уменьшается. Высшие кислоты – твердые вещества без запаха, нерастворимые в воде.	Реагируют с активными металлами $2CH_3COOH + Mg = (CH_3COO)_2Mg + H_2$ Реагируют со щелочами $CH_3COOH + NaOH = CH_3COONa + H_2O$ Реагируют с солями более слабых кислот $2CH_3COOH + Na_2CO_3 = 2CH_3COONa + H_2O + CO_2$ Реагируют с основными оксидами $2CH_3COOH + MgO = (CH_3COO)_2Mg + H_2O$ Реагируют со спиртами (реакция этерификации) $C_2H_5OH + CH_3COOH = CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ При нагревании образуют ангидриды $2CH_3COOH \xrightarrow{\text{т}} CH_3C(=O)O + H_2O$ $CH_3C(=O)O + H_2O$	Окисление альдегидов $H-C(=O)-H + NH_3 \rightarrow H-C(=O)-NH_2 + H_2O$ Окисление спиртов $C_2H_5OH + 2[O] = C_2H_5COOH + H_2O$ Окисление алканов $2C_2H_{10} + 5O_2 = 4CH_3COOH + 2H_2O$ Специфические методы: Пиролиз древесины (укусная кислота) Синтез из муравьиной кислоты (кроме HCl) Муравьиная кислота обладает специфическими свойствами: $HCOOH + Ag_2O = H_2O + CO_2 + 2Ag \downarrow$ $HCOOH \xrightarrow{\text{т}} H_2O + CO$	Укусную кислоту используют для получения пластмасс, красителей, лекарств, искусственных волокон, киноплёнки и др. Широко применяются также соли уксусной кислоты. Укус применяется в качестве приправы, а также для консервирования овощей. Муравьиная кислота – сильный восстановитель, ее сложные эфиры используются как растворители и душистые вещества. Натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот – основные составные части мыла.
Метановая (муравьиная) кислота $HCOOH$ Этановая (укусная) кислота CH_3COOH	Неподеленная электронная пара гидроксильного атома находится в сопряжении с π -связью. Вследствие этого увеличивается поляризация O-H и усиливаются кислотные свойства.	Затвердевает в виде кристаллов, почему и получила название «ледяной» уксусной кислоты. Укусная кислота хорошо растворима в воде, ее 6-9% раствор известен как укус, а 70-80% раствор как укусная эссенция.		$CH_3OH + CO = CH_3COOH$ $CO + NaOH = NaCOONa$ $HCOONa + H_2SO_4 = HCOOH + NaHSO_4$	



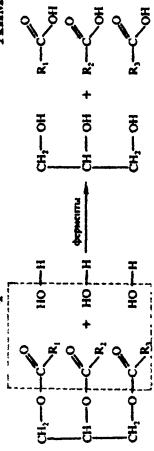
Жиры – сложные эфиры, образованные глицерином и карбоновыми кислотами



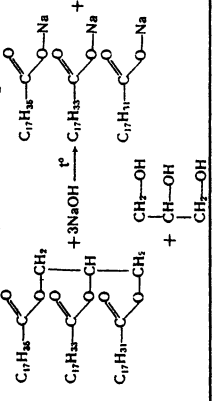
Общая формула:



1. Гидролиз

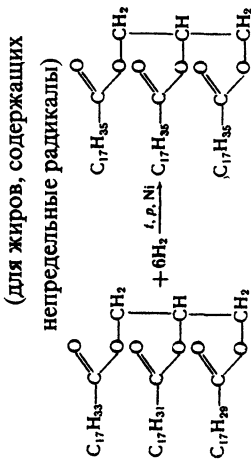


2. Щелочной гидролиз



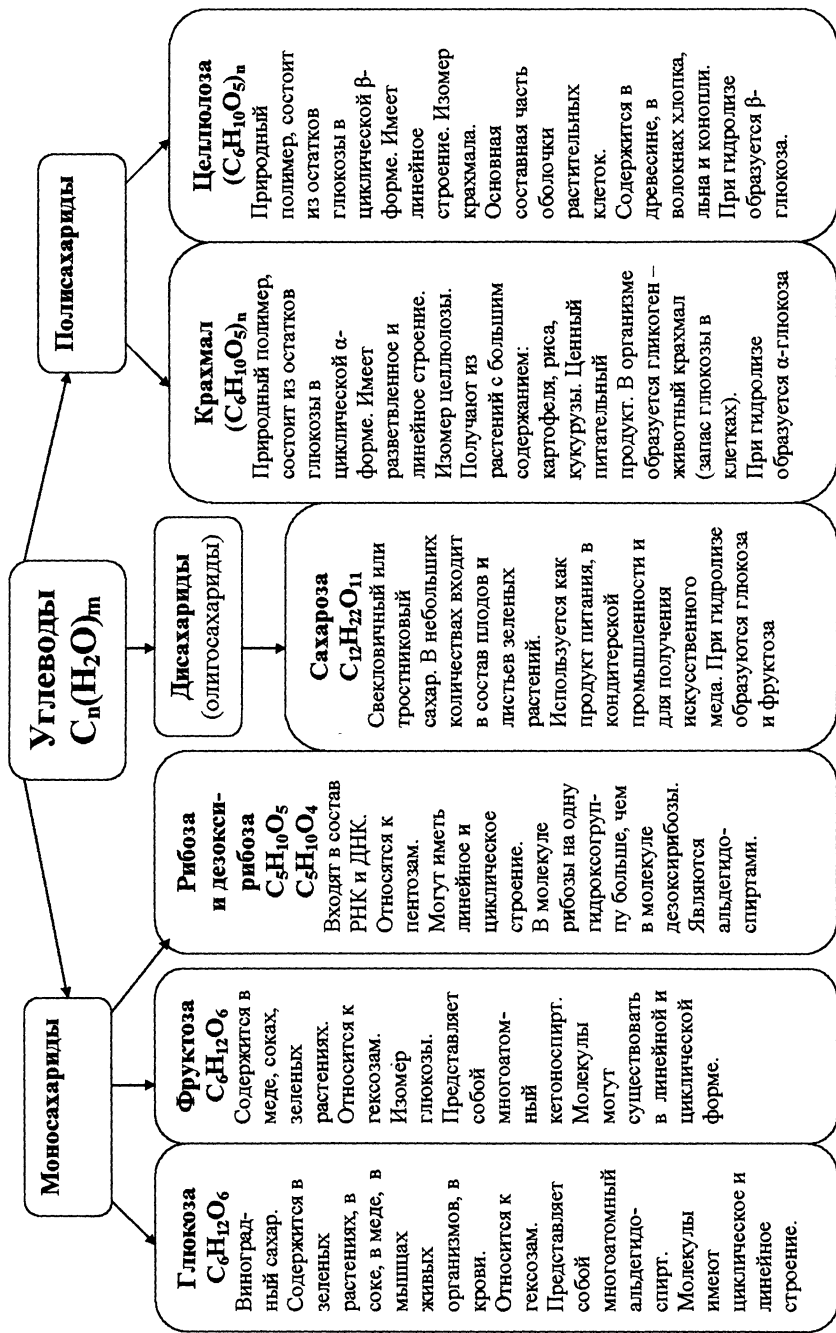
Химические свойства:

3. Гидрирование (гидрогенизация)
(для жиров, содержащих непредельные радикалы)

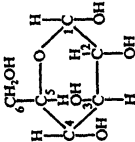


Применение:

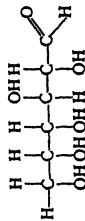
Пищевые продукты.
Производство мыла.



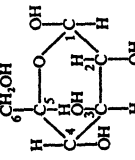
Химическая формула:



α-форма



линейная форма



β-форма

Г Л Ю К О З А C₆H₁₂O₆

Химические свойства:

Специфические свойства

- Подвергается брожению
- 1 Спиртовое брожение (образуется этанол)
 $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$
 - 2 Молочнокислое брожение (образуется молочная кислота)
 $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3-C(OH)-COOH$
 - 3 Маслянокислое брожение (образуется масляная кислота)
 $C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_4H_8O_4 + 2H_2$

Характерные для альдегидов

- 1 Реагирует с оксидом серебра в амлячном растворе с образованием глюконовой кислоты (реакция серебряного зеркала)
- 2 Реагирует с водородом, образуя шестиатомный спирт
- 3 Окисляется гидроксидом меди (II) при нагревании (выпадает красный осадок оксида меди (I))

Характерные для многоатомных спиртов

1. Реагирует с карбоновыми кислотами, образуя сложные эфиры
- 2 Реагирует с гидроксидом меди (II) с образованием алкоголята меди (II)

Применение:

Ценный питательный продукт, в организме при окислении глюкозы выделяется энергия

В медицине в качестве укрепляющего средства

В пищевой промышленности

Важное значение имеют процессы брожения глюкозы.

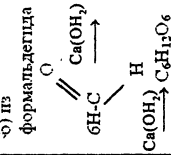
Получение:

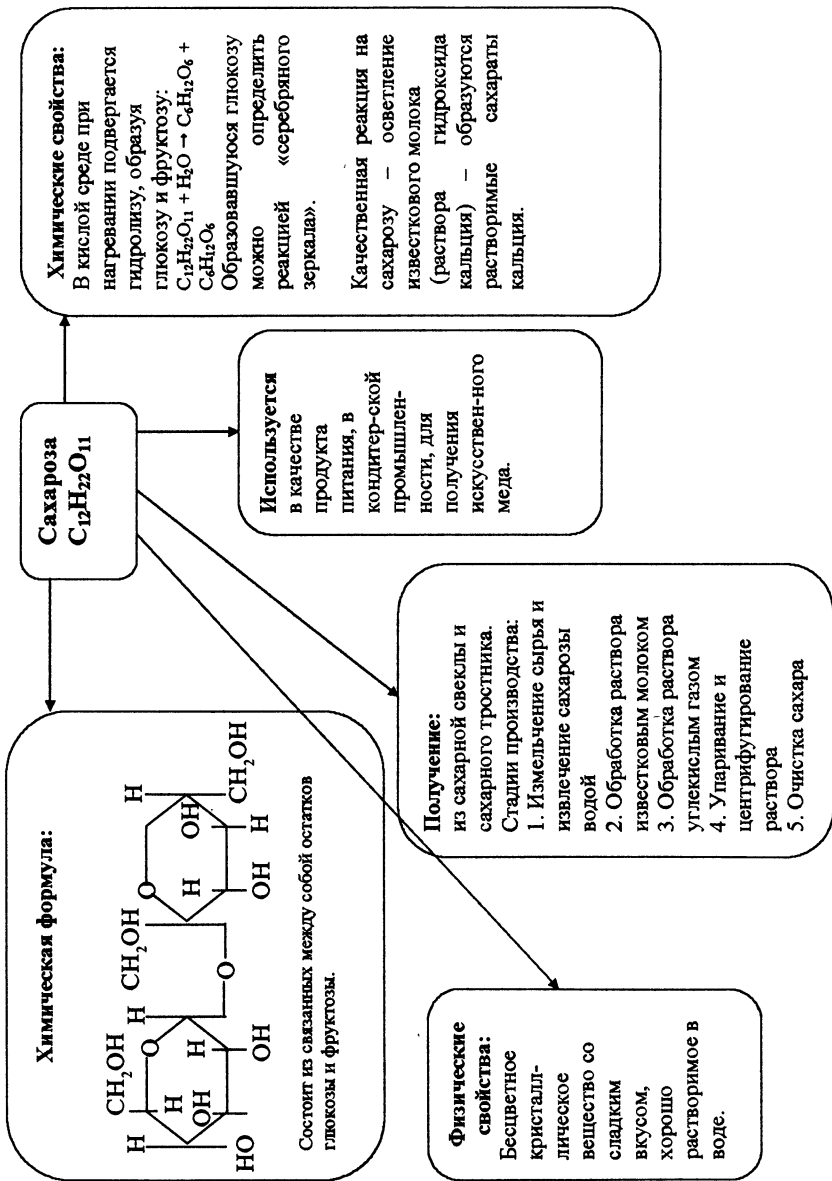
- 1) В природе путем фотосинтеза
 $6H_2O + 6CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$
- 2) В промышленности
 - а) гидролиз-зом крахмала
 $(C_6H_{10}O_5)_n + n H_2O \rightarrow n C_6H_{12}O_6$
 - б) из формальдегида

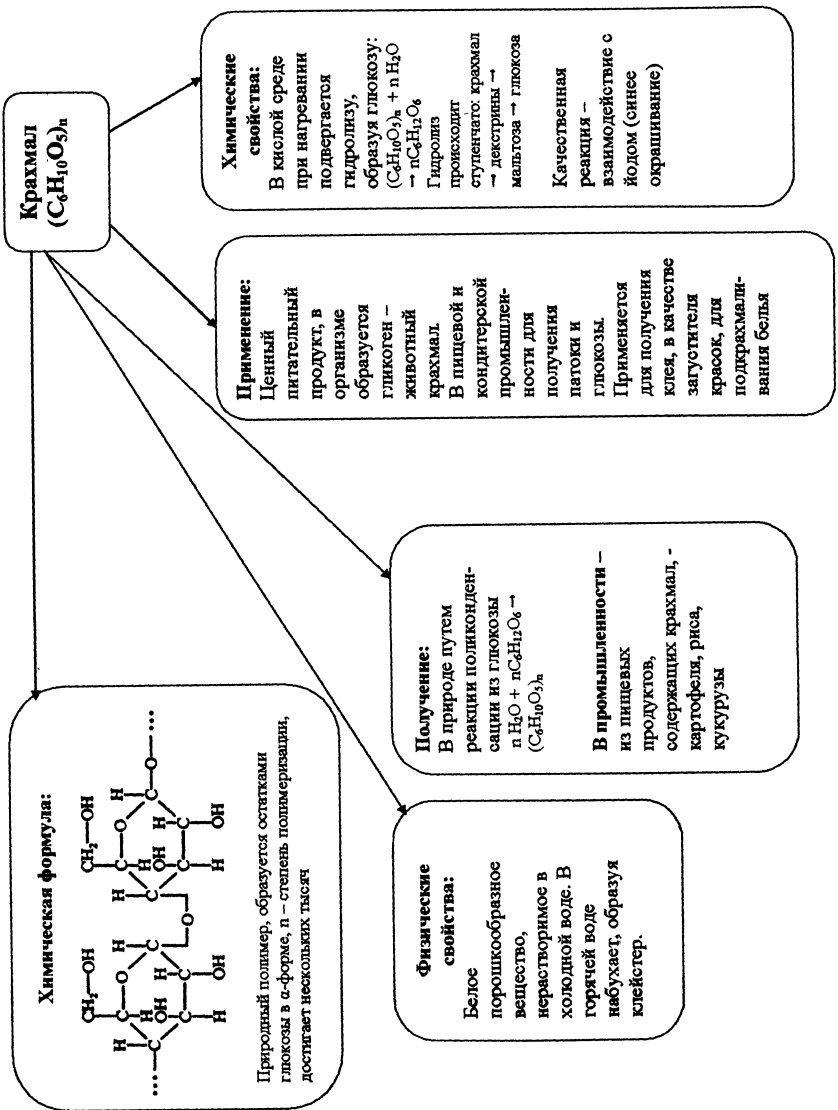
Физические свойства:

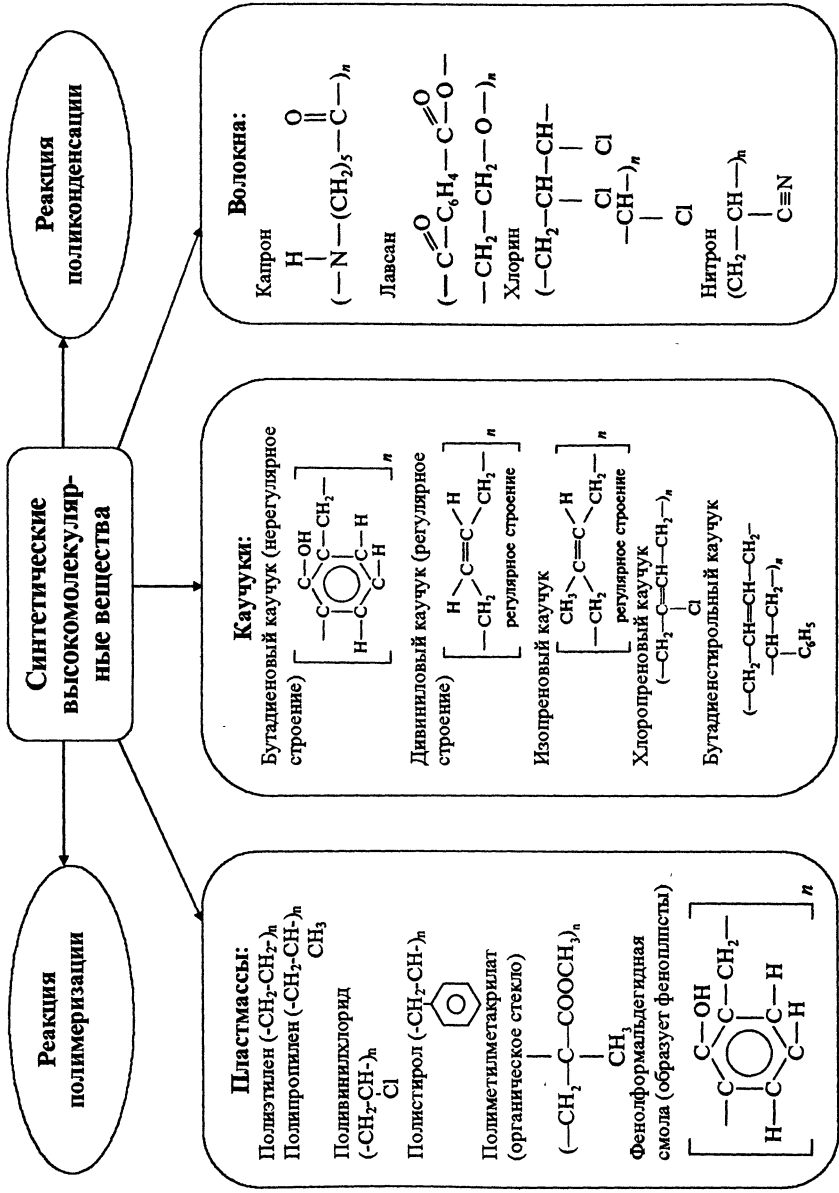
Бесцветное кристаллическое вещество со сладким вкусом, хорошо растворимое в воде

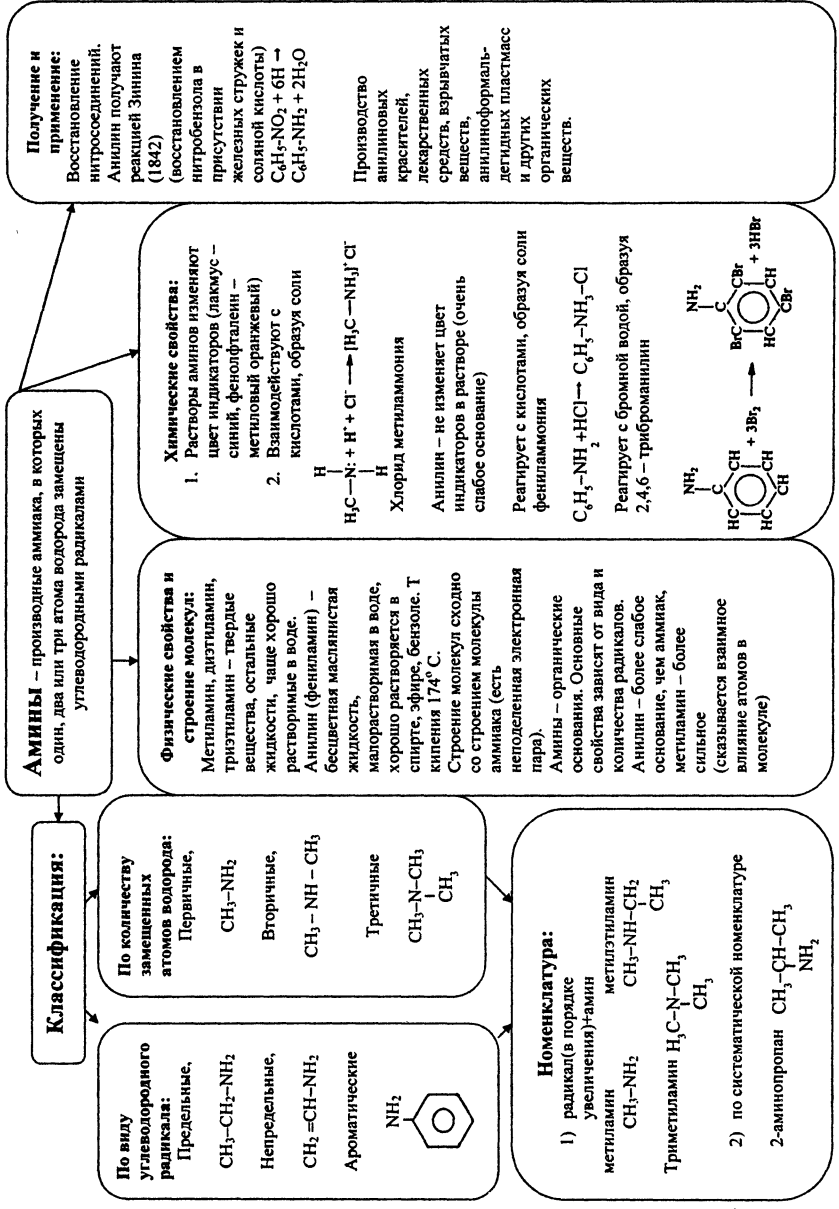
Образует кристаллогидрат





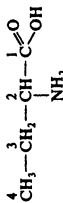




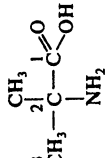


Изомерия:

изомерия углеродного скелета

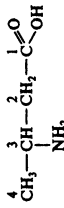


2-аминобутановая кислота

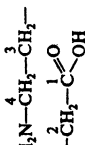


2-амино-2-метилпропановая кислота

изомерия положения аминогруппы

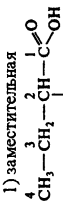


3-аминобутановая кислота

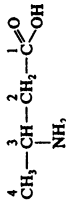


4-аминобутановая кислота

Номенклатура:

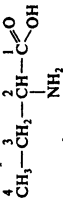


2-аминобутановая кислота

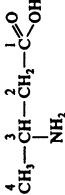


3-аминобутановая кислота

2) с использованием букв греческого алфавита



α-аминопропионовая кислота



β-аминопропионовая кислота

3) исторически сложившиеся названия

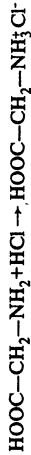
α-аминопропионовая кислота – аланин
α-аминопропионовая кислота – глицин

АМИНОКИСЛОТЫ – органические соединения, содержащие карбоксильные группы (-COOH) и аминогруппы (-NH₂)

Физические свойства:
Бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, многие со сладким вкусом

Химические свойства:

1) реагируют с кислотами (проявляют свойства оснований)



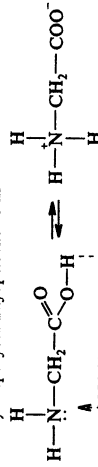
2) реагируют со щелочами (проявляют свойства кислот)



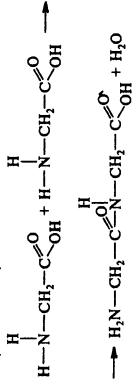
3) реагируют со спиртами, образуя сложные эфиры



4) образуют внутренние соли



5) реагируют друг с другом, полипептидными (амидными) связями

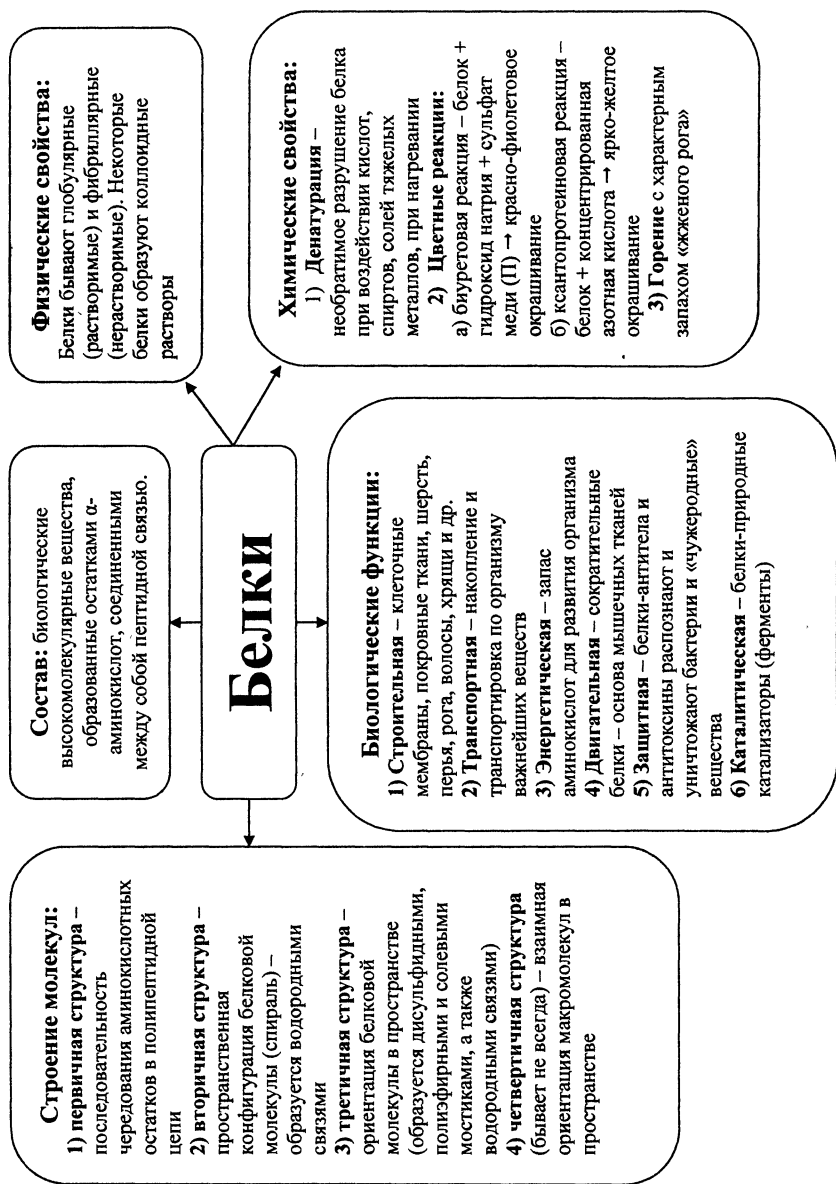


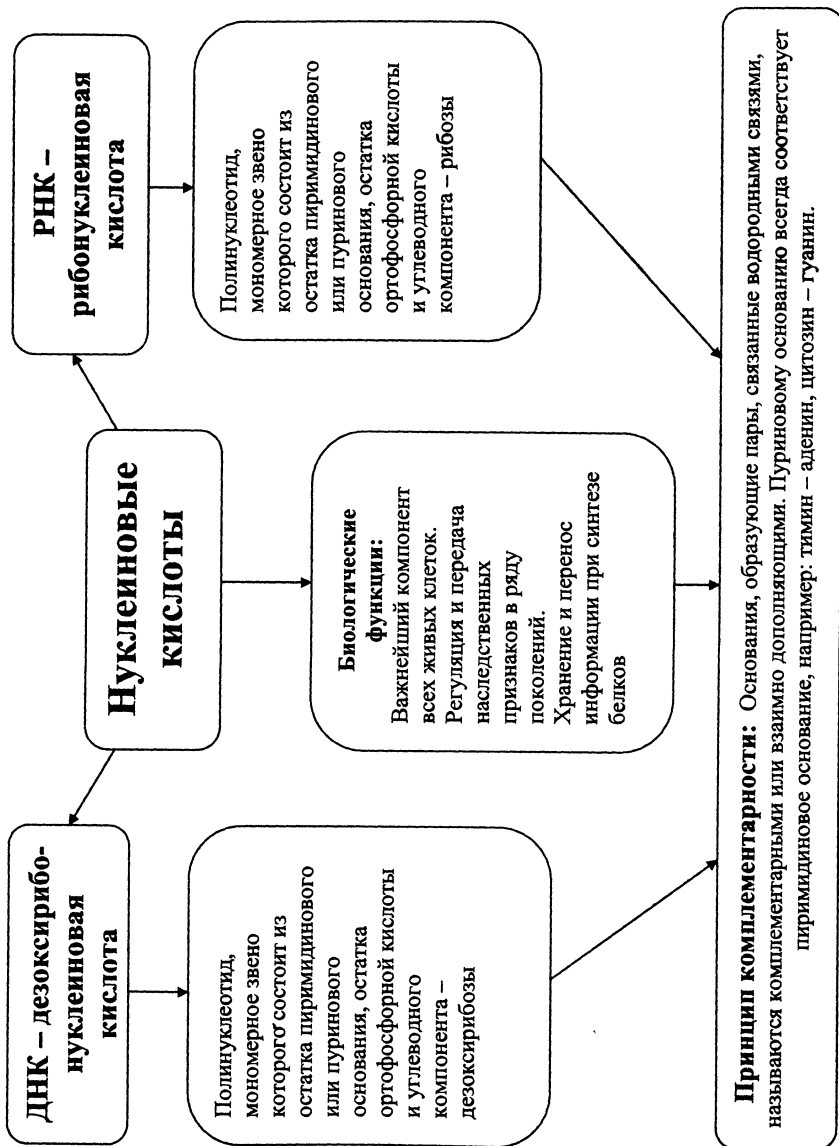
Получение и применение:
Получают действием аммиака на галогенозамещенные карбоновые кислоты:
 $\text{Cl}-\text{CH}_2-\text{COOH} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$

α-аминокислоты служат для синтеза белков в живых организмах

Аминокислоты применяются в медицине и сельском хозяйстве.

Производные некоторых аминокислот применяются для синтеза волокон, например, капрона.





Качественные реакции на катионы

Определяемый катион	Реактив или способ определения	Наблюдаемый признак реакции
Li ⁺	Окрашивание пламени	Красный цвет
Na ⁺	Окрашивание пламени	Желтый цвет
K ⁺	Окрашивание пламени	Фиолетовый цвет
Ca ²⁺	Окрашивание пламени	Кирпично-красный цвет
Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	Выпадение белого осадка Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ → BaSO ₄
Cu ²⁺	ОН	Выпадение синего осадка Cu ²⁺ + 2 OH ⁻ → Cu(OH) ₂
Pb ²⁺	S ²⁻	Выпадение черного осадка Pb ²⁺ + S ²⁻ → PbS
Ag ⁺	Cl ⁻	Выпадение белого осадка Ag ⁺ + Cl ⁻ → AgCl
Fe ²⁺	K ₃ [Fe(CN) ₆] – красная кровяная соль	Выпадение синего осадка (турнбуллева синь) 3Fe ²⁺ + 2[Fe(CN) ₆] ³⁻ → Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ₂
Fe ³⁺	K ₄ [Fe(CN) ₆] – желтая кровяная соль	Выпадение синего осадка (берлинская лазурь) 4Fe ³⁺ + 3[Fe(CN) ₆] ⁴⁻ → Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃
NH ₄ ⁺	ОН	NH ₄ ⁺ + OH ⁻ → NH ₃ ↑ + H ₂ O
H ⁺	Индикаторы: лакмус метиловый оранжевый	Красный цвет Розовый цвет
Zn ²⁺	ОН	Белый желеобразный осадок, который растворяется в избытке щелочи Zn ²⁺ + 2OH ⁻ → Zn(OH) ₂ Zn(OH) ₂ + 2OH ⁻ → ZnO ₂ ²⁻ + 2H ₂ O
Al ³⁺	ОН	Белый желеобразный осадок, который растворяется в избытке щелочи Al ³⁺ + 3OH ⁻ → Al(OH) ₃ Al(OH) ₃ + OH ⁻ → AlO ₂ ⁻ + 2H ₂ O

Качественные реакции на анионы

Определяемый анион	Реактив или способ определения	Наблюдаемый признак реакции
SO ₄ ²⁻	Ba ²⁺	Выпадение белого осадка $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$
NO ₃ ⁻	H ₂ SO ₄ (конц) + Cu	Образование голубого раствора и выделение бурого газа $Cu + NO_3^- + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + NO_2\uparrow + H_2O$
PO ₄ ³⁻	Ag ⁺	Выпадение ярко-желтого осадка $PO_4^{3-} + 3 Ag^+ \rightarrow Ag_3PO_4$
S ²⁻	Pb ²⁺	Выпадение черного осадка $Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS$
Cl ⁻	Ag ⁺	Выпадение белого осадка $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$
Br ⁻	Ag ⁺	Выпадение желтоватого осадка $Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr$
I ⁻	Ag ⁺	Выпадение желтого осадка $Ag^+ + I^- \rightarrow AgI$
CO ₃ ²⁻	Ca ²⁺	Выпадение белого осадка $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3$
SO ₃ ²⁻	H ⁺	Выделение газа с резким запахом, обесцвечивающего раствор фуксина $SO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow SO_2\uparrow + H_2O$
CrO ₄ ²⁻ Cr ₂ O ₇ ²⁻	Ba ²⁺	Выпадение желтого осадка $Ba^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow BaCrO_4$
OH ⁻	Индикаторы: лакмус метиловый оранжевый фенолфталеин	Синий цвет Желтый цвет Малиновый цвет
CH ₃ COO ⁻	H ₂ SO ₄	Запах уксусной кислоты

Качественные реакции на органические вещества

Определяемый катион	Реактив или способ определения	Наблюдаемый признак реакции
Алканы	Окрашивание пламени Определяются методом исключения	голубоватый цвет
Алкены и алкины	Окрашивание пламени Бромная вода Раствор перманганата калия	желтоватый цвет обесцвечивание раствора обесцвечивание раствора и выпадение осадка MnO_2
Бензол	Окрашивание пламени Реакция с бромом при нагревании в присутствии бромида железа(III)	Копоть при горении
Фенол	Бромная вода Раствор соды Na_2CO_3	Обесцвечивание, выпадение осадка 2,4,6-трибромфенола Выделение газа
Предельные одноатомные спирты	Оксид меди (II) при нагревании	Образование металлической меди, запах альдегида
Многоатомные спирты	Гидроксид меди (II)	Ярко-синее окрашивание
Альдегиды	Нитрат серебра в аммиачной среде при нагревании Гидроксид меди (II) при	Реакция «серебряного зеркала» Выпадение красного осадка

	нагревании	оксида меди (I)
Карбоновые кислоты	Индикаторы: лакмус Метиловый оранжевый	Красный цвет Розовый цвет
Муравьиная кислота	Нитрат серебра в аммиачной среде при нагревании	Реакция «серебряного зеркала»
Непредельные кислоты, например, олеиновая кислота	Бромная вода	Обесцвечивание раствора
Амины	Индикаторы: лакмус Фенолфталеин Метиловый оранжевый	Синий цвет Малиновый цвет Желтый цвет
Анилин	Бромная вода	Обесцвечивание, выпадение осадка 2,4,6-триброманилина
Крахмал	Раствор йода	Синее окрашивание
Белок	Концентрированная азотная кислота	Желтое окрашивание
	Гидроксид меди (II)	Красно-фиолетовое окрашивание
	Ацетат свинца (II) и гидроксид натрия	Выпадение черного осадка

Формулы для количественных расчетов:

Формула	Обозначения
$\nu = \frac{m}{M}$ $M = \frac{m}{\nu}$	m – масса вещества (г) M – молярная масса вещества (г/моль) ν – количество вещества (моль)
$\nu = \frac{V}{V_m}$ $V_m = \frac{V}{\nu}$	V – объем газа при н.у. (л) ν – количество вещества (моль) V _м – молярный объем газа (л/моль) – при н.у. 22,4 л/моль
$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100\%$	m _{теор.} – теоретическая масса вещества (г) m _{практ.} – практическая масса вещества (г) η – массовая доля выхода реакции (%)
$\eta_{\text{об.}} = \frac{V_{\text{практ.}}}{V_{\text{теор.}}} \cdot 100\%$	V _{теор.} – теоретический объем вещества (л) V _{практ.} – практический объем вещества (л) η _{об.} – объемная доля выхода реакции (%)
$D_B(A) = \frac{Mr(A)}{Mr(B)}$	D _B (A) – относительная плотность газа А по газу В M _r (A) – относительная молекулярная масса газа А M _r (B) – относительная молекулярная масса газа В
$\omega = \frac{m_{\text{вещ.}}}{m_{\text{р-ра.}}} \cdot 100\%$ $m_{\text{вещ.}} = m_{\text{раств.}} \cdot \omega$	ω – массовая доля вещества в растворе (%) m _{вещ.} – масса растворенного вещества (г) m _{р-ра.} – масса раствора (г)
$\omega = \frac{m_{\text{вещ.}}}{m_{\text{смеси}}} \cdot 100\%$ $m_{\text{вещ.}} = m_{\text{смеси}} \cdot \omega$	ω – массовая доля вещества в смеси (%) m _{вещ.} – масса вещества в смеси (г) m _{смеси} – масса смеси (г)
$\varphi = \frac{V_{\text{газа}}}{V_{\text{смеси}}}$ $V_{\text{газа}} = V_{\text{смеси}} \cdot \varphi$	φ – объемная доля газа в смеси (%) V _{газа} – объем газа в смеси (л) V _{смеси} – объем смеси (л)

Содержание

Общая химия

Основные понятия и законы химии.....	3
Химический элемент	4
Периодический закон и система Д.И. Менделеева	5
Химическая связь	6
Кристаллические решетки	7
Классификация химических реакций	8
Окислительно-восстановительные реакции	10
Электролитическая диссоциация	11
Реакции ионного обмена	12
Тепловой эффект химических реакций	13
Скорость химических реакций	14
Химическое равновесие	15
Металлы: общая характеристика и свойства	17
Неметаллы: общая характеристика и свойства	18
Получение металлов	19
Электролиз	20
Коррозия металлов и методы защиты от нее.....	21
Оксиды: способы получения и классификация	22
Оксиды: физические и химические свойства	23
Основания: классификация и получение	24
Основания: физические и химические свойства	25
Кислоты, классификация и получение	26
Кислоты, физические и химические свойства	27
Соли: классификация и получение	28
Соли: физические и химические свойства	29
Гидролиз солей	30
Растворы	31
Способы выражения концентраций веществ в растворах	32

Неорганическая химия

Металлы I группы главной подгруппы	33
Металлы II группы главной подгруппы	34

Алюминий и его соединения	35
Железо	36
Водород	37
Кислород	38
Хлор	39
Углерод и его соединения	40
Кремний и его соединения	41
Силикатная промышленность	42
Фосфор и его соединения	43
Азот и его соединения	44
Аммиак	45
Соли аммония	46
Азотная кислота и ее свойства	47
Нитраты	48
Сера, свойства и соединения	49
Серная кислота и ее свойства	50
Медь, свойства и соединения	51
Хром, свойства и соединения	52
Титан, свойства и соединения	53
Цинк	54

Органическая химия

Теория химического строения А.М. Бутлерова	55
Изомерия органических соединений	56
Алканы	57
Метан	58
Алкены	59
Этилен	60
Алкадиены	61
Алкины	62
Ацетилен	63
Ароматические углеводороды	64
Предельные одноатомные спирты	65
Многоатомные спирты	66
Фенолы	67
Альдегиды	68
Карбоновые кислоты	69

Сложные эфиры	70
Жиры.....	71
Углеводы	72
Глюкоза	73
Сахароза	74
Крахмал	75
Целлюлоза	76
Высокомолекулярные соединения	77
Амины	78
Аминокислоты	79
Белки	80
Нуклеиновые кислоты	81
Качественные и количественные измерения	
Качественные реакции на катионы	82
Качественные реакции на анионы	83
Качественные реакции на органические вещества	84
Формулы для количественных расчетов	86



Крупнейший поставщик на российском рынке

учебной и методической литературы

Бережное отношение к партнерам

*

Перспективные программы развития

*

Современный склад

1. Оптимальные условия сотрудничества.
2. Широкая палитра российских издательств учебной литературы по ценам издательств и с учетом издательской системы скидок.
3. Информационная поддержка партнеров. Сообщение о новинках книгоиздания и изменениях в образовательных программах.
4. Развитая система скидок и отсрочек платежа.

Ежедневное пополнение ассортимента.

Рекомендации наших специалистов по комплектации Вашего заказа:

- ✓ в соответствии с сезонным спросом
 - ✓ с учетом региональных особенностей
7. Оперативная доставка по Москве.
 8. Быстрый подбор на нашем складе ваших заказов, от одного до тысяч экземпляров.
 9. Сбор и выполнение перспективных заказов, в том числе на планируемые новинки.

У нас Вы можете приобрести литературу для дошкольников, школьников, абитуриентов, студентов высших и средних специальных учебных заведений, преподавателей, родителей.

Мы готовы к взаимовыгодному сотрудничеству с покупателями, независимо от размеров их заказов.

Мы открыты к сотрудничеству с издательствами, вне зависимости от количества наименований в их предложении.



**Издательство «Виктория плюс»
предлагает в помощь
школьникам и абитуриентам**

- Сочинения. Сборник шпор. Для школьников и абитуриентов.
 - История. Сборник шпор. Для школьников и абитуриентов.
 - Физика. Сборник шпор. Для школьников и абитуриентов.
 - Химия. Сборник шпор. Для школьников и абитуриентов.
 - Биология. Сборник шпор. Для школьников и абитуриентов.
 - Математика. Сборник шпор. Для школьников и абитуриентов.
-
- Физика в таблицах и схемах
 - Математика в таблицах и схемах
 - Русский язык в таблицах и схемах
 - История в таблицах и схемах
 - Английская грамматика в таблицах и схемах
 - Немецкая грамматика в таблицах и схемах

**КНИГИ ИЗДАТЕЛЬСТВА «ВИКТОРИЯ ПЛЮС»
ВЫ МОЖЕТЕ ПРИОБРЕСТИ:**

Заказы по **Санкт-Петербургу и России:**
(812) 516-58-11, 516-58-05
E-mail: victory@mailbox.alkor.ru,

В Москве: Филиал издательства
(095) 488-30-05,

«ВИКТОРИЯ ПЛЮС» ПРЕДЛАГАЕТ ЮРИДИЧЕСКУЮ ЛИТЕРАТУРУ, ПОДГОТОВЛЕННУЮ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ ИНФОРМАЦИОННО-ПРАВОВОЙ СИСТЕМЫ «КОДЕКС»

- Конституция РФ
- Правила дорожного движения РФ
- Гражданский кодекс РФ
- Уголовный кодекс РФ
- Уголовно-процессуальный кодекс РФ
- Жилищный кодекс РФ
- Налоговый кодекс РФ. Часть 1
- Налоговый кодекс РФ. Часть 2
- Трудовой кодекс РФ
- Семейный кодекс РФ
- Таможенный кодекс РФ
- Кодекс РФ об административных правонарушениях
- Защита прав призывников и военнослужащих (сборник нормативных документов)
- Защита прав ребенка в РФ (сборник нормативных документов)
- Защита прав потребителей. Правила розничной торговли
- Защита прав пенсионеров

***Все тексты приводятся
с учетом текущих изменений и дополнений***

**КНИГИ ИЗДАТЕЛЬСТВА «ВИКТОРИЯ ПЛЮС»
ВЫ МОЖЕТЕ ПРИОБРЕСТИ:**

Заказы по **Санкт-Петербургу и России:**

(812) 516-58-11, 516-58-05

E-mail: victory@mailbox.alkor.ru,

В Москве: Филиал издательства

(095) 488-30-05,

А также у нашего представителя фирмы **«Абрис Д»:**
(095) 215-29-01, 216-23-62, тел./факс: (095) 216-26-75

E-mail: abrisd@textbook.ru

**ИЗДАТЕЛЬСТВО «ВИКТОРИЯ ПЛЮС»
ПРИГЛАШАЕТ К СОТРУДНИЧЕСТВУ**

РЕГИОНАЛЬНЫХ ПРЕДСТАВИТЕЛЕЙ

Тел (812) 516-58-11, (095) 488-30-05

E-mail: victory@mailbox.alkor.ru

АВТОРОВ КНИГ ПО СЛЕДУЮЩИМ ТЕМАТИКАМ:

иностранные языки, учебная литература для школьников, абитуриентов, студентов ВУЗов, юриспруденция, педагогика, прикладная медицина, бухгалтерия, домашнее хозяйство, прикладная психология.

Тел (812) 516-58-11, E-mail: victory@mailbox.alkor.ru

Книги издательства «Виктория плюс»

вы можете приобрести:

Торговый отдел издательства
(812) 516-58-11, 516-58-05, victory@mailbox.alkor.ru

Филиал издательства «Виктория плюс»
в Москве (095) 488-30-05

ООО «Абрис Д» (095) 215-29-01, 216-23-62
тел./факс: (095) 216-26-75

ООО «Топ-книга»
630117 Новосибирск ул. Арбузова
1/1«Книга-почтой» Новосибирск-
117, а/я 560.
Тел. (3832) 36-10-28
оптовые продажи

ООО «Дом книги «Медведково»
Москва, Заревый проезд, д. 12.
Тел. (095) 478-48-97

ООО «Дом книги
«Молодая гвардия»
109180 Москва,
ул. Б.Полянка, 28
Тел. (095)238-00-32

ООО «Предприятие «Прогресс»
452030 Башкортостан, Белебей,
ул Интернациональная, д.71-а
Тел. (34716) 4-67-39

ООО «Энциклопедия»
614033 Пермь, ул. Куйбышева,
д.103. Тел. (3422) 45-76-69

ГУП «Санкт-Петербургский Дом
книги»
Санкт-Петербург, Невский пр. 28.
Тел. (812) 318-64-02

Магазин «Мир книги»
Чебоксары,

ул. Водопроводная, 22
(8352) 42-03-04, 42-10-24

Магазин «Книжный Мир»
Краснодар, ул. Красная, 29.
Тел. (8612) 62-75-38

ГУП ОЦ «Московский дом
книги»
121019 г. Москва,
ул. Новый Арбат, д. 8.
Тел. (095) 291-78-32

ООО «Экслибрис»
г. Петрозаводск,
пр. Энгельса, д. 13.
Тел. (8142) 777-551

МУП «Череповецккнига»
162622 г. Череповец, пр.
Победы, д. 73.
Тел. (8202) 25-52-80

МУП «Источник»
160001, г. Вологда,
ул. Мира, д.14.
Тел. (8172) 72-42-38

МП «Дом книги»
150000 г. Ярославль, ул.
Кирова, д. 18.
Тел. (0852) 30-47-51



ОБЪЕДИНЁННЫЙ ЦЕНТР

Московский Дом Книги

121019, Москва, Новый Арбат, 8

Тел. справ. службы:(095)290-35-80, 290-45-07

Тел. службы сервисных услуг

(заказ литературы):(095)291-73-92

Факс:(095)291-04-14; E-mail:zakaz@mdk-arbat.ru

Предлагаем оптовую и мелкооптовую продажу учебной, развивающей, а также художественной литературы ведущих российских и зарубежных издательств

- **Ознакомится с ассортиментом и заказать необходимую образовательную литературу вы можете в книжных магазинах нашей сети или по указанным телефонам и факсам.**
- **Оплата производится как за наличный, так и по безналичному расчету**
- **Действует гибкая система скидок. (от 5 до 15% в зависимости от суммы)**

НАШИ МАГАЗИНЫ:

ЦЕНТРАЛЬНЫЙ МАГАЗИН:

МОСКОВСКИЙ ДОМ КНИГИ НА НОВОМ АРБАТЕ

Адрес: Новый Арбат, 8; тел.: (095) 290-40-75

ОТДЕЛЫ МДК:

Отдел МДК "АНГЛИЙСКАЯ КНИГА"
Кузнецкий мост, 18; тел.: (095)921-00-35

Отдел МДК НА ДЕНЕЖНОМ
Денежный пер., 8/10; (095)241-95-87

Отдел МДК НА КАЛУЖСКОЙ
Калужская пл., 1; (095) 230-04-83

СПЕЦИАЛИЗИРОВАННЫЕ МАГАЗИНЫ:

ДОМ МЕДИЦИНСКОЙ КНИГИ

Комсомольский пр-т, 25; тел.: (095)245-39-27

ДОМ ПЕДАГОГИЧЕСКОЙ КНИГИ

ул. Большая Дмитровка, 7/5; тел.: (095)229-50-04, 229-43-02

ДОМ ТЕХНИЧЕСКОЙ КНИГИ

Ленинский пр-т, 40; тел.: (095)137-60-19

ДОМ КНИГИ В БРАТЕЕВО

Борисовские пруды, 18, к. 3; тел.: (095)342-86-41

ДОМ КНИГИ В БЕСКУДНИКОВО

Бескудниковский б-р, 29; тел.: (095)488-51-21

ДОМ КНИГИ В БИБИРЕВО

Мурановская ул, 12; тел.: (095)407-95-55

ДОМ КНИГИ НА ВДНХ

Проспект мира, 28, ВДНХ; тел.: (095)181-97-12

ДОМ КНИГИ НА ОСТОЖЕНКЕ

ул. Остоженка, 3/14; тел.: (095)202-65-58

ДОМ КНИГИ В ИЗМАЙЛОВО

Измайловская пл., 2; тел.: (095)185-92-56

ДОМ КНИГИ НА ЛЕНИНСКОМ

Ленинский пр-т, 88; тел.: (095)139-00-67

ДОМ КНИГИ НА ТРОФИМОВА

ул. Трофимова, 1/17; тел.: (095)279-55-76

ДОМ КНИГИ В КОПТЕВО

ул. Э.И.А.Космодемьянских, 31, тел.: (095)450-08-84

ДОМ КНИГИ НА ЛЕНИНГРАДКЕ

Ленинградское ш., 40; тел.: (095)159-79-74

ДОМ КНИГИ НА ВОЛОКОЛАМКЕ

Волоколамское ш., 15/22, тел.: (095)159-13-51

ДОМ КНИГИ НА СОКОЛЕ

Ленинградский пр-т, 78, тел.: (095)152-82-82

ДОМ КНИГИ НА ВОЙКОВСКОЙ

Ленинградское ш., 13; тел.: (095)150-69-17

ДОМ КНИГИ В ВЫХИНО

Ташкентская, 19; тел.: (095)376-60-83

ДОМ КНИГИ НА ПРЕОБРАЖЕНКЕ

Преображенский вал, 16; (095)тел.: 963-25-13

ДОМ КНИГИ В ГОЛЬЯНОВО

ул. Байкальская, 23; тел.: (095)462-59-94

ДОМ КНИГИ "НОВИНКА"

ул. Восточная, 15/8; тел.: (095)275-37-94

ДОМ КНИГИ "НОВЫЙ"

ш. Энтузиастов, 24/43; тел.: (095)361-68-34

ул. Чертановская, 14; тел.: (095)312-27-02

ДОМ КНИГИ В ОРЕХОВО

Каширское ш., 88/26, тел.: (095)391-95-90

ДОМ КНИГИ НА ПРОФСОЮЗНОЙ

ул. Профсоюзная, 7, тел.: (095)125-03-61

ДОМ КНИГИ В ОТРАДНОМ

Алтуфьевское ш., 34-а.; тел.: (095)401-39-55

ДОМ КНИГИ В ТУШИНО

б-р Яна Райниса, 21; тел.: (095)483-21-87

ДОМ КНИГИ У КРАСНЫХ ВОРОТ

ул. Садовая-Черногрязская, 5/8,

тел.: (095)208-66-66

ДОМ КНИГИ "ФОЛИАНТ"

ш. Энтузиастов, 60, тел.: (095)176-08-53

ДОМ КНИГИ В БЕЛЯЕВО

ул. Миклухо-Маклая, 18; тел.: (095)336-53-00

**«ВИКТОРИЯ ПЛЮС»
ПРЕДЛАГАЕТ СЛОВАРИ:**

Русско-английский и англо-русский, более 40 000 слов
Немецко-русский и русско-немецкий, более 40 000 слов
Русско-испанский и испанско-русский, более 25 000 слов
Русско-французский и французско-русский, более 40 000 слов
Русско-итальянский и итальянско-русский, более 35 000 слов

**В серии «ГАЛОПОМ ПО ЕВРОПАМ»
фирма «Виктория плюс»
предлагает разговорники
по большинству языков, в том числе:**

- | | | |
|----------------|----------------|--------------|
| * английскому | * итальянскому | * шведскому |
| * немецкому | * финскому | * японскому |
| * французскому | * польскому | * китайскому |
| * чешскому | * испанскому | * ивриту |

**КНИГИ ИЗДАТЕЛЬСТВА «ВИКТОРИЯ ПЛЮС»
ВЫ МОЖЕТЕ ПРИОБРЕСТИ:**

Заказы по **Санкт-Петербургу России:**
(812) 516-58-11, 516-58-05
E-mail: victory@mailbox.alkor.ru,

В Москве: Филиал издательства
(095) 488-30-05,

А также у нашего представителя фирмы **«Абрис Д»:**
(095) 215-29-01, 216-23-62, тел./факс: (095) 216-26-75
E-mail: abrisd@mail.ru

**ИЗДАТЕЛЬСТВО «ВИКТОРИЯ ПЛЮС»
ПРИГЛАШАЕТ К СОТРУДНИЧЕСТВУ**

РЕГИОНАЛЬНЫХ ПРЕДСТАВИТЕЛЕЙ

Тел (812) 516-58-11, (095) 488-30-05
E-mail: victory@textbook.alkor.ru

АВТОРОВ КНИГ ПО СЛЕДУЮЩИМ ТЕМАТИКАМ:

иностранные языки, учебная литература для школьников, абитуриентов,
студентов ВУЗов, юриспруденция,
педагогика, прикладная медицина, бухгалтерия,
домашнее хозяйство, прикладная психология.

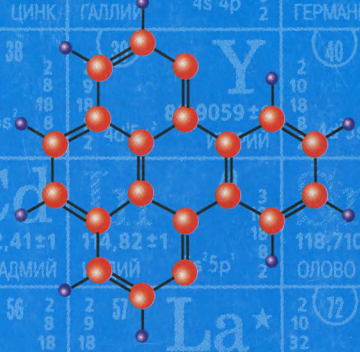
Тел (812) 516-58-11, E-mail: victory@mailbox.alkor.ru

а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б
Н				
Li 3 6,941±2 ЛИТИЙ	Be 4 9,01216±1 БЕРИЛЛИЙ	B 5 10,811±5 БОР	C 6 12,011±1 УГЛЕРОД	N 7 14,0067±1 АЗОТ
Na 11 22,98977±1 НАТРИЙ	Mg 12 24,304±1 МАГНИЙ	Al 13 26,981±1 АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,0855±3 КРЕМНИЙ	P 15 30,97376±1 ФОСФОР
K 19 39,0983±1 КАЛИЙ	Ca 20 40,078±1 КАЛЬЦИЙ	Sc 21 44,95591±1 СКАНДИЙ	Ti 22 47,88±3 ТИТАН	V 23 50,9415±1 ВАНАДИЙ
Cu 29 63,546±3 МЕДЬ	Zn 30 65,38±1 ЦИНК	Ga 31 69,723±4 ГАЛЛИЙ	Ge 32 72,61±3 ГЕРМАНИЙ	As 33 74,9216±1 МЫШЬЯК
Rb 37 85,4678±3 РУБИДИЙ	Sr 38 87,62±1 СТРОНЦИЙ	Y 39 88,9058±2 ИТРИЙ	Zr 40 91,224±2 ЦИРКОНИЙ	Nb 41 92,9064±2 НИОБИЙ
Ag 47 107,8682±3 СЕРЕБРО	Cd 48 112,41±1 КАДМИЙ	In 49 114,82±1 ИНДИЙ	Sn 50 118,710±7 ОЛОВО	Sb 51 121,75±3 СУРЬМА
Cs 55 132,9054±1 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,33±1 БАРИЙ	La* 57 138,9055±3 ЛАНТАН	Hf 72 178,49±3 ГАФНИЙ	Ta 73 180,9479±3 ТАНТАЛ
Au 79 196,9665±1 ЗОЛОТО	Hg 80 200,59±3 ОЦЕПЬ	Tl 81 204,38±1 ТАЛЛИЙ	Pb 82 207,2±1 СВИНЕЦ	Bi 83 208,9804±1 ВИСМУТ
Fr 87 223,0197 ФРАНЦИЙ	Ra 88 226,0254±1 РАДИЙ	Ac 89 227,03 АКТИНИЙ	Rf 104 [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	Du 105 [261] ДУБИНИЙ
Ce 58 140,9077±1 ПРАЗЕОДИМ	Pr 59 140,9077±1 НЕОДИМ	Nd 60 144,24±3 ПРОМЕТИЙ	Sm 62 150,36±3 САМАРИЙ	Eu 63 151,96±1 ЕВРОПИЙ
Th 90 232,0377±1 ТОРИЙ	Pa 91 231,03688±1 ПРОТАКТИНИЙ	U 92 238,02891±1 УРАНИЙ	Np 93 237,04817±1 НЕПТУНИЙ	Pu 94 244,06422±1 ПУМПУРИНИЙ
Am 95 243,06138±1 АМЕРИЦИЙ	Cm 96 247,07035±1 КЮРИЙ	Bk 97 247,07035±1 БЕРКЛИЙ	Cf 98 251,08328±1 КАЛИФОРНИЙ	Es 99 252,08328±1 ЭЙЗЕНСТАДТОВИЙ

ХИМИЯ

**В ТАБЛИЦАХ
И СХЕМАХ**

**Для школьников
и абитуриентов**



ISBN 5-89173-938-0

9 785891 7739383