

"Ваш помощник":

Справочник материалов для подготовки к ЕГЭ по химии

Содержание:

Раздел "Неорганическая химия"

2.2.1 Классификация неорганических веществ. Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная)	4 стр
2.2.2 Характерные химические свойства простых веществ – металлов: щелочных, щёлочноземельных, магния, алюминия; переходных металлов (меди, цинка, хрома, железа)	10 стр
2.2.5 Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов	12 стр
2.2.6 Характерные химические свойства кислот	16 стр
2.2.7 Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных; комплексных (на примере соединений алюминия и цинка)	19 стр

Раздел "Органическая химия"

3.3.1 Теория строения органических соединений: гомология и изомерия (структурная и пространственная). Взаимное влияние атомов в молекулах	21 стр
3.3.3 Классификация органических веществ. Номенклатура органических веществ (тривиальная и международная)	26 стр
3.3.4 Характерные химические свойства углеводородов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводородов (бензола и гомологов бензола, стирола)	27 стр
3.3.5 Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола	35 стр
3.3.6 Характерные химические свойства альдегидов, карбоновых кислот, сложных эфиров	38 стр
3.3.7 Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов и аминокислот. Важнейшие способы получения аминов и аминокислот	42 стр
3.3.8 Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды)	44 стр

Раздел "Химия и жизнь"

4.1.1 Правила работы в лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии	49 стр
4.1.2 Научные методы исследования химических веществ и превращений. Методы разделения смесей и очистки веществ	52 стр
4.1.3 Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы	52 стр
4.1.4 Качественные реакции на неорганические вещества и ионы	53 стр
4.1.5 Качественные реакции органических соединений	55 стр
4.2.1 Понятие о металлургии: общие способы получения металлов	56 стр
4.2.2 Общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола). Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	57 стр
4.2.4 Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, волокна, каучуки	59 стр

Раздел "Неорганическая химия"

2.2.1 Классификация неорганических веществ. Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная)

Названия некоторых кислот и их солей

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ кислоты и их соли

Название	Формула	Кислотный остаток	Название аниона
Азотная	HNO_3	NO_3^-	Нитрат
Азотистая	HNO_2	NO_2^-	Нитрит
Алюминиевая (орто)	H_3AlO_3	AlO_3^{3-}	Орто-алюминат
Алюминиевая (мета)	HAlO_2	AlO_2^-	Мета-алюминат
Бериллиевая	H_2BeO_2	BeO_2^{2-}	Мета-алюминат
Борная (орто)	H_3BO_3	BO_3^{3-}	Орто-борат
Борная (мета)	HBO_2	BO_2^-	Мета-борат
Борная (тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	Тетраборат
Висмутовая	HBiO_3	BiO_3^-	Висмутат
Вольфрамовая	H_2WO_4	WO_4^{2-}	Вольфрамат
Железная	H_2FeO_4	FeO_4^{2-}	Феррат
Железистая (мета)	HFeO_2	FeO_2^-	Феррит
Кремниевая (орто)	H_4SiO_4	SiO_4^{4-}	Орто-силикат
Кремниевая (мета)	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Мета-силикат
Марганцовая	HMnO_4	MnO_4^-	Перманганат
Марганцовистая	H_2MnO_4	MnO_4^{2-}	Манганат

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ кислоты и их соли (продолжение)

Марганцоватистая	H_2MnO_3	MnO_3^{2-}	Манганит
Молибденовая	H_2MoO_4	MoO_4^{2-}	Молибдат
Мышьковая (<i>орто</i>)	H_3AsO_4	AsO_4^{3-}	Орто-арсенат
Мышьякова (<i>мета</i>)	HAsO_3	AsO_3^-	Мета-арсенат
Димышьяковая	$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$	$\text{As}_2\text{O}_7^{4-}$	Диарсенат
Оловянная (<i>орто</i>)	H_4SnO_4	SnO_4^{4-}	Орто-станнат
Оловянная (<i>мета</i>)	H_2SnO_3	SnO_3^{2-}	Мета-станнат
Оловянистая	H_2SnO_2	SnO_2^{2-}	Станнит

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ кислоты и их соли (продолжение)

Название	Формула	Кислотный остаток	Название аниона
Селеновая	H_2SeO_4	SeO_4^{2-}	Селенат
Селенистая	H_2SeO_3	SeO_3^{2-}	Селенит
Свинцовая (<i>орто</i>)	H_4PbO_4	PbO_4^{4-}	Орто-плюмбат
Свинцовая (<i>мета</i>)	H_2PbO_3	PbO_3^{2-}	Мета-плюмбат
Свинцовистая	H_2PbO_2	PbO_2^{2-}	Плюмбит
Серная	H_2SO_4	SO_4^{2-}	Сульфат
Дисерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$	Дисульфат
Надсерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	Пероксодисульфат
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Тио-сульфат
Дитионовая	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$	$\text{S}_2\text{O}_6^{2-}$	Дитионат
Тетратионовая	$\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	Тетратионат
Сернистая	H_2SO_3	SO_3^{2-}	Сульфит
Сурьмяная (<i>орто</i>)	H_3SbO_4	SbO_4^{3-}	Орто-антимонат
Сурьмяная (<i>мета</i>)	HSbO_3	SbO_3^-	Мета-антимонат
Теллуровая	H_2TeO_4	TeO_4^{2-}	Теллурат
Угльная	H_2CO_3	CO_3^{2-}	Карбонат
Муравьиная	HCOOH	HCOO^-	Формиат
Уксусная	CH_3COOH	CH_3COO^-	Ацетат
Фосфорная (<i>орто</i>)	H_3PO_4	PO_4^{3-}	Орто-фосфат
Фосфорная (<i>мета</i>)	HPO_3	PO_3^-	Мета-фосфат
Фосфорноватистая	H_3PO_2	H_2PO_2^-	Дигидро-гипо-фосфит
Хромовая	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	Хромат
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Дихромат
Хромистая (<i>орто</i>)	H_3CrO_3	CrO_3^{3-}	Орто-хромит
Хромистая (<i>мета</i>)	HCrO_2	CrO^{2-}	Мета-хромит

ОКСО-кислоты и -соли элементов Cl, Br, I ПОДОБНЫ.

Название	Формула	Кислотный остаток	Название аниона
Хлорная	HClO_4	ClO_4^-	Пер-хлорат
Хлорноватая	HClO_3	ClO_3^-	Хлорат
Хлористая	HClO_2	ClO_2^-	Хлорит
Хлорноватистая	HClO	ClO^-	Гипо-хлорит
Бромная	HBrO_4	BrO_4^-	Пер-бромат
Бромноватая	HBrO_3	BrO_3^-	Бромат
Бромристая	HBrO_2	BrO_2^-	Бромит
Бромноватистая	HBrO	BrO^-	Гипо-бромит
Иодная	HIO_4	IO_4^-	Пер-иодат
Иодноватая	HIO_3	IO_3^-	Иодат
Иодистая	HIO_2	IO_2^-	Иодит
Иодноватистая	HIO	IO^-	Гипо-иодит

БЕСКИСЛОРОДНЫЕ кислоты и их соли

Название	Формула	Кислотный остаток	Название аниона
Фтороводородная	HF	F^-	Фторид
Хлороводородная	HCl	Cl^-	Хлорид
Бромоводородная	HBr	Br^-	Бромид
Иодоводородная	HI	I^-	Иодид
Циановодородная	HCN	CN^-	Цианид
Тиоциановодородная	HSCN	SCN^-	Тио-цианид
Селеноводородная	H_2Se	Se^{2-}	Селенид
Сероводородная	H_2S	S^{2-}	Сульфид
Теллуридоводородная	H_2Te	Te^{2-}	Теллурид

Классификация оксидов

Оксиды - бинарное соединение химического элемента с кислородом в степени окисления -2 , в котором сам кислород связан только с менее электроотрицательным элементом.

Классификация оксидов	Определение	Примеры реакций	Типичные взаимодействия
Нормальные	Оксиды, в которых есть только связи между кислородом и каким-нибудь элементом	MgO, SO_3, SiO_2	Смотрите свойства кислотных и основных оксидов
Пероксиды	Те, в которых есть связи между двумя атомами кислорода	Na_2O_2, H_2O_2	Смотрите таблицу свойства пероксида водорода
Смешанные оксиды	Те, которые представляют собой смесь двух оксидов одного элемента в разных степенях окисления	$Pb_3O_4 = 2PbO$ $PbO_2 + Fe_3O_4 = FeO + Fe_2O_3$	Обладают теми же свойствами, что и входящие в их составы оксиды
Кислотные или ангидриды	Оксиды, которые реагируют с водой, образуя кислоты; с основаниями и основными оксидами - образуют соли	SO_3, SO_2, Mn_2O_7	С водой: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ С основаниями и основными оксидами: $Mn_2O_7 + 2KOH \rightarrow 2KMnO_4 + H_2O$
Основные оксиды	Те, которые реагируют с водой, образуя основания; с кислотами и кислотными оксидами образуют соли	CaO, Na_2O	С водой: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
Амфотерные оксиды	Те, которые в зависимости от условий проявляют свойства и кислотных, и основных оксидов	ZnO, Al_2O_3	С кислотами: $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$ С щелочами: $ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
Безразличные (несолеобразующие)	Оксиды, которые не реагируют ни с кислотами, ни с основаниями. Солей не образуют	CO, NO, N_2O	$NO + H_2O \rightarrow N_2O + NaOH$

Классификация солей

Соли - сложные вещества, состоящие из катионов металлов и анионов кислотных остатков

Средние	Кислые	Основные	Двойные	Смешанные	Комплексные
Полное замещение атомов водорода в кислоте на металл	Неполное замещение атомов водорода в кислоте на металл	Неполное замещение OH- групп на кислотный остаток	Содержат два разных металла и один кислотный остаток	Содержат один металл и два кислотных остатка	Содержат комплексный катион или анион - атом металла, связанный с несколькими лигандами
$AlCl_3$	$KHSO_4$	$FeOHCl$	$KAl(SO_4)_2$	$CaClBr$	$K_2[Zn(OH)_4]$
Хлорид алюминия	Гидросульфат калия	Гидроксохлорид железа (II)	Сульфат алюминия-калия	Хлорид-бромид кальция	Тетрагидроксоцинкат калия

2.2.2 Характерные химические свойства простых веществ – металлов: щелочных, щёлочноземельных, магния, алюминия; переходных металлов (меди, цинка, хрома, железа)

Химические свойства металлов

Реакция	Особенности	Уравнение
С кислородом	Большинство металлов образует оксидные плёнки. Щелочные металлы самовоспламеняются в присутствии кислорода. При этом натрий образует пероксид Na_2O_2 , остальные металлы I группы – надпероксиды RO_2 . При нагревании щелочноземельные металлы самовоспламеняются, металлы средней активности – окисляются. Во взаимодействие с кислородом не вступают золото и платина	$4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$ $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$ $\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow \text{KO}_2$ $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$
С водородом	При комнатной температуре реагируют щелочные, при нагревании – щелочноземельные. Бериллий не вступает в реакцию. Магнию дополнительно необходимо высокое давление	$\text{Sr} + \text{H}_2 \rightarrow \text{SrH}_2$ $2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH}$ $\text{Mg} + \text{H}_2 \rightarrow \text{MgH}_2$
С азотом	Только активные металлы. Литий вступает в реакцию при комнатной температуре. Остальные металлы – при нагревании	$6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$ $3\text{Ca} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2$
С углеродом	Литий и натрий, остальные – при нагревании	$4\text{Al} + 3\text{C} \rightarrow \text{Al}_3\text{C}_4$ $2\text{Li} + 2\text{C} \rightarrow \text{Li}_2\text{C}_2$
С серой	Не взаимодействуют золото и платина	$2\text{K} + \text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S}$ $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$
С фосфором	При нагревании	$3\text{Ca} + 2\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$
С галогенами	Не реагируют только малоактивные металлы, медь – при нагревании	$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$
С водой	Щелочные и некоторые щелочноземельные металлы. При нагревании, в условиях кислой или щелочной среды реагируют металлы средней активности	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$ $\text{Pb} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO} + \text{H}_2\uparrow$
С кислотами	Металлы слева от водорода. Медь растворяется в концентрированных кислотах	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Со щелочами	Только амфотерные металлы	$2\text{Al} + 2\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K[Al(OH)}_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
С солями	Активные замещают менее активные металлы	$3\text{Na} + \text{AlCl}_3 \rightarrow 3\text{NaCl} + \text{Al}$

Взаимодействие металлов различной активности с концентрированной серной кислотой

Металл + $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{O} + \dots$

Металл + $\text{H}_2\text{NO}_3 \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{O} + \dots$

Неметалл + $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{кислота} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Au, Pt, Pb не реагируют с серной кислотой ни при какой концентрации

Пассивная: с холодной концентрированной серной кислотой не реагирует

Al, Cr, Fe, Be, Co

При нагревании пассивирующие пленки растворяются, и взаимодействие с кислотой происходит интенсивно

	Активные	Средней активности	Малоактивные	Благородные
Металлы	Li, Ca, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al(II)	Zn, Cd, Sn, Mn (II), Cr (II), Fe (II), Co (II), Ni (II), Pb (II)	Cu, Ru, Hg, Ag, Rh, Pb, Bi (II)	Au, Pt, Lr
Концентрированная кислота	H_2S , S	S, SO_2	SO_2	-

2.2.5 Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов

Основания. Физические и химические свойства

Основания – сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп.

Общая формула оснований $Me(OH)_n$

$NaOH$ – гидроксид натрия,

KOH – гидроксид калия,

$Ca(OH)_2$ – гидроксид кальция,

$Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III),

$Ba(OH)_2$ – гидроксид бария

Существует также основание, в котором гидроксигруппа присоединена не к металлу, а к иону NH_4^+ (*катиону аммония*). Это основание называется гидроксидом аммония и имеет формулу NH_4OH .

Гидроксид аммония образуется в реакции присоединения воды к аммиаку, когда аммиак растворяют в воде:



Основания бывают растворимыми и нерастворимыми. Растворимые основания называются щелочами. Растворы щелочей скользкие на ощупь ("мыльные") и довольно едкие. Они разъедают кожу, ткани, бумагу, очень опасны (как и кислоты) при попадании в глаза. Поэтому при работе со щелочами и кислотами необходимо пользоваться защитными очками.

Если раствор щелочи все-таки попал в лицо, необходимо промыть глаза большим количеством воды, а затем разбавленным раствором слабой кислоты (например, уксусной). Этот способ медицинской помощи основан на уже известной нам реакции нейтрализации.



Лишь небольшую часть всех оснований называют щелочами. Это, например, KOH – гидроксид калия (*едкое кали*), $NaOH$ – гидроксид натрия (*едкий натр*), $LiOH$ – гидроксид лития, $Ca(OH)_2$ – гидроксид кальция (*его раствор называется известковой водой*), $Ba(OH)_2$ – гидроксид бария.

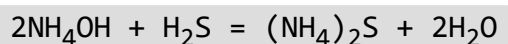
Большинство других оснований в воде нерастворимы и щелочами их не называют. Разные основания имеют разную способность отщеплять гидроксигруппы, поэтому их, подобно кислотам, подразделяют на сильные и слабые основания (*таблица 1*). Сильные основания в водных растворах склонны легко отдавать свои гидроксигруппы, а слабые – нет.

Классификация оснований по силе

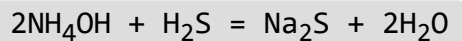
Сильные основания	Слабые основания
NaOH гидроксид натрия (<i>едкий натр</i>) KOH гидроксид калия (<i>едкое кали</i>) LiOH гидроксид лития Ba(OH)_2 гидроксид бария Ca(OH)_2 гидроксид кальция (<i>гашеная известь</i>)	Mg(OH)_2 гидроксид магния Fe(OH)_2 гидроксид железа (II) Zn(OH)_2 гидроксид цинка NH_4OH гидроксид аммония Fe(OH)_3 гидроксид железа (III) <i>и тд...</i>

Не следует путать силу основания и его растворимость. Например, гидроксид кальция – сильное основание, хотя его растворимость в воде не велика. В данном случае сильным основанием (*щелочью*) мы называем ту часть гидроксида кальция, которая растворена в воде. Сила основания важна в реакциях со слабыми кислотами. Слабое основание и слабая кислота реагируют лишь в незначительной степени. Напротив, сильное основание легче реагирует с любой кислотой независимо от её силы.

Слабое основание + слабая кислота = реакция протекает лишь в незначительной степени (*мало продуктов реакции*):



Сильное основание + слабая кислота = продуктов реакции больше:



Кристаллы щелочей при растворении в воде полностью диссоциируют, то есть распадаются на положительно заряженные ионы металла и отрицательно заряженные гидроксид-ионы
Например, при диссоциации гидроксида натрия образуются положительно заряженные ионы натрия и отрицательно заряженные гидроксид-ионы:



Процесс диссоциации гидроксида кальция отображается следующим уравнением:



Фактически с индикатором взаимодействуют гидроксид-ионы, содержащиеся в растворе любой щёлочи. При этом протекает химическая реакция с образованием нового продукта, признаком протекания которой является изменение окраски вещества.

Фиолетовый лакмус становится синим

Бесцветный фенолфталеин становится малиновым

Универсальный индикатор становится синим

Щёлочи взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду
Реакции обмена между щелочами и кислотами называют реакциями нейтрализации.

Например, при взаимодействии гидроксида натрия с соляной кислотой образуются хлорид натрия и вода:

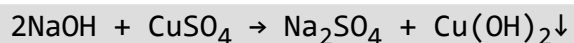


Если нейтрализовать гидроксид кальция азотной кислотой, образуются нитрат кальция и вода:

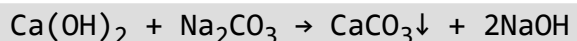


Щёлочи могут взаимодействовать с растворимыми в воде солями. Реакция обмена между основанием и солью возможна в том случае, если оба исходных вещества растворимы, а в результате образуется хотя бы одно нерастворимое вещество (*выпадает осадок*)

Например, при взаимодействии гидроксида натрия с сульфатом меди(II) образуются сульфат натрия и гидроксид меди(II):



При взаимодействии гидроксида кальция с карбонатом натрия образуются карбонат кальция и гидроксид натрия:



Малорастворимые щёлочи при нагревании разлагаются на оксид металла и воду.

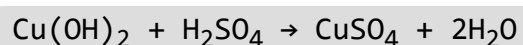
Например, если нагреть гидроксид кальция, образуются оксид кальция и водяной пар:



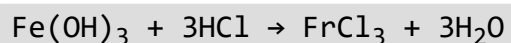
Общие химические свойства нерастворимых оснований

Нерастворимые основания взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду.

Например, при взаимодействии гидроксида меди(II) с серной кислотой образуются сульфат меди(II) и вода:

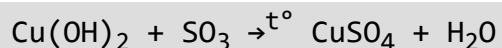


При взаимодействии гидроксида железа(III) с соляной (хлороводородной) кислотой образуются хлорид железа(III) и вода:



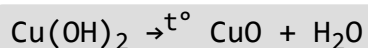
Некоторые нерастворимые основания могут взаимодействовать с некоторыми кислотными оксидами, образуя соль и воду.

Например, при взаимодействии гидроксида меди(II) с оксидом серы(VI) образуются сульфат меди(II) и вода:

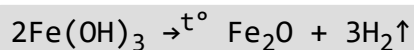


Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на оксид металла и воду.

Например, при нагревании гидроксида меди(II) образуются оксид меди(II) и вода:



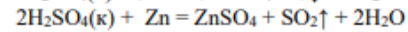
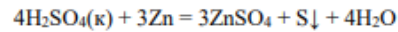
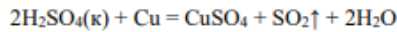
Гидроксид железа(III) при нагревании разлагается на оксид железа(III) и воду:



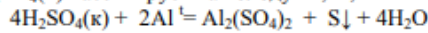
! 5) Взаимодействие кислот-окислителей с металлами и неметаллами:

H₂SO₄ S⁺⁶ - окислитель

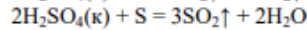
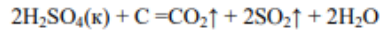
1) + Me



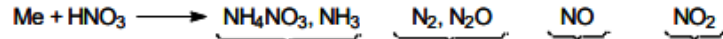
H₂SO₄(к) пассивирует на холоду Cr, Fe, Al



2) + неMe



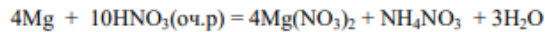
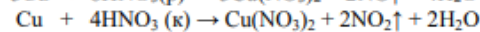
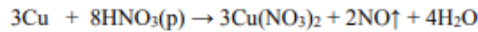
HNO₃ N⁺⁵ - окислитель



Me(акм.) K, Na, Ca, Ba, Mg

Al, Fe, Cr

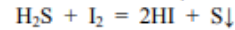
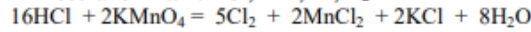
конц. HNO₃ пассивирует
разб. HNO₃ при t⁰ NO



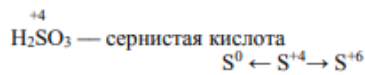
! Окислительно-восстановительные свойства кислот

1) Кислоты – окислители: HNO₃, H₂SO₄(к) (См. выше)

2) Кислоты – восстановители: HCl, HBr, HI, H₂S



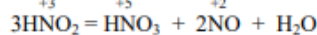
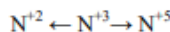
3) Кислоты, проявляющие окислительно-восстановительную двойственность: H₂SO₃, HNO₂



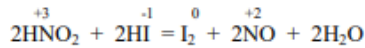
окислитель

восстановитель

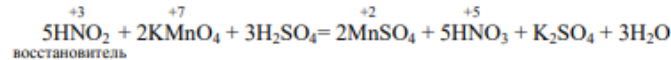
⁺³
HNO₂ – азотистая кислота



(реакция диспропорционирования, HNO₂ – окислитель и восстановитель)



окислитель



восстановитель

Физические свойства: Жидкие - HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, HClO₄ Твердые – H₃PO₄, H₂SiO₃ (н/р)

Растворы газов в воде – HF, HCl, HBr, HI, H₂S, H₂CO₃, H₂SO₃

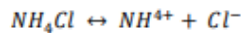
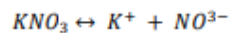
Медико-биологическое значение: HCl играет важную роль в пищеварении. В желудочном соке человека 0,5% HCl. Соляная кислота стимулирует секрецию поджелудочной железы и печени, назначают при пониженной кислотности. H₃PO₄ – остатки фосфорной кислоты входят в состав нуклеиновых кислот, АТФ – назначают при хронической коронарной недостаточности, мышечной дистрофии и атрофии, спазмах периферических сосудов. H₃BO₃ - противовоспалительное средство.

2.2.7 Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных; комплексных (на примере соединений алюминия и цинка)

Соли. Классификация. Химические свойства солей.

Любую соль можно рассматривать как продукт реакции между кислотой и основанием.

Соли диссоциируют в воде на катионы металлов (или катион аммония NH_4^{+}) и анионы кислотных остатков:



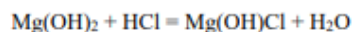
- **средние (нормальные) соли** (K_2SiO_3 , K_3PO_4 , Na_2SO_4) - состоят из катионов металла (или аммония) и анионов кислотного остатка, являются продуктами полного замещения атомов водорода в кислоте химическим элементом металлом:



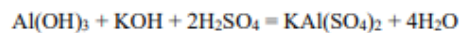
- **кислые соли** (K_2HPO_4 - гидроортофосфат калия, NaH_2PO_4 - дигидрофосфатнатрия, $NaHSO_4$ - гидросульфат натрия), у этих солей в анион кислотного остатка входит водород, являются продуктами неполного замещения атомов водорода в кислоте химическим элементом металлом:



- **основные соли** ($Mg(OH)Cl$ - гидроксохлорид магния, $CuOHCl$ - гидроксохлорид меди) - являются производными оснований, в которых произошло неполное замещения гидроксильных групп кислотными остатками:



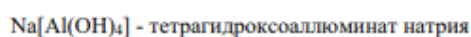
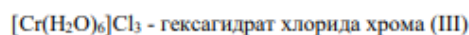
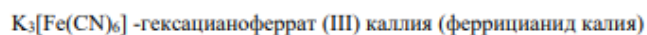
- **двойные соли** содержат два катиона, состоят из ионов разных металлов и одинаковых кислотных остатков:



- **смешанные соли** содержат два аниона, состоят из анионов одного металла и различных кислотных остатков:



- **комплексные соли** представляют собой соединения, в состав которых входят сложные ионы или молекулы:

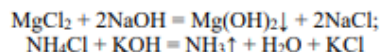


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

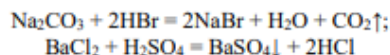
- реагируют с металлами (более активный металл вытесняет из соли менее активный), которые в ряду стандартных электронных потенциалов стоят впереди металла, входящего в состав соли:



- реагируют с водорастворимыми основаниями (более сильные основания вытесняют из соли более слабые), при этом в реакцию вступают только соли, дающие нерастворимые гидроксиды при действии щелочей:



- реагируют с кислотами (реакция идет до конца, если один из продуктов выделяется в виде газа или выпадает в осадок):



- соли могут вступать в реакцию друг с другом (обменные реакции), образуя при этом труднорастворимые соли:

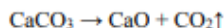


- гидрокарбонаты, карбонаты и нитраты при нагревании разлагаются:

- гидрокарбонаты превращаются в карбонаты при легком нагревании:



- при более высоких температурах карбонаты разлагаются до оксида и углекислого газа (температура разложения растет с активностью металла):



- карбонаты щелочных металлов при нагревании не разлагаются;
- продукты разложения нитратов при нагревании зависят от активности металла, который входит в состав соли (см. таблицу электрохимического ряда напряжений металлов):
 - для металлов, стоящих левее магния: $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$
 - для металлов, стоящих между магнием и медью: $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
 - для металлов, стоящих правее меди: $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$

ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ

- в результате взаимодействия кислот с:
 - металлами (до H): $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
 - основными оксидами: $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - основаниями: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - солями: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- в результате взаимодействия оснований с:
 - неметаллами: $6\text{KOH} + 3\text{S} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
 - кислотными оксидами: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 - солями: $\text{FeCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$
- в результате взаимодействия металлов с неметаллами: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
- кислотных и основных оксидов: $\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4$
- соли с металлом: $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$
- двух солей: $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{BaSO}_4\downarrow$

Раздел "Органическая химия"

3.3.1 Теория строения органических соединений: гомология и изомерия (структурная и пространственная). Взаимное влияние атомов в молекулах

Теория химического строения органических веществ

Предпосылки создания теории

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

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

Основные направления развития теории

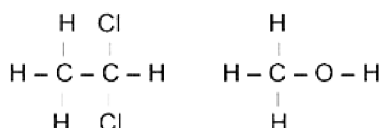
1. Стереохимическое – установление зависимости между пространственным строением органических веществ и их реакционной способностью. 1874 г. Я. Х. Вант-Гофф и Ж. А. Ле Бель.
2. Электронное – установление зависимости свойств веществ от их электронного строения, т. е. от распределения электронной плотности,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

Значение теории

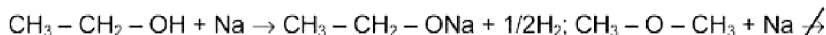
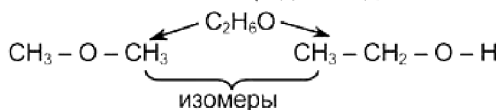
1. Объяснила многообразие органических веществ, образованных небольшим числом элементов.
2. Объяснила существование изомеров.
3. Способствовала развитию органической химии и промышленности органического синтеза.

Основные положения теории А. М. Бутлерова

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

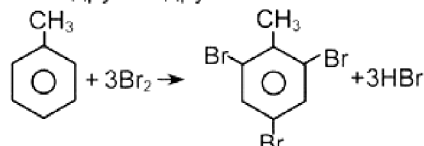


2. Свойства органических веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле, т. е. от химического строения.

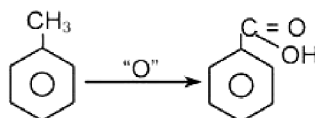


3. Атомы и группы атомов в молекулах взаимно влияют друг на друга.

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



А C_6H_5 – оттягивает эл. плотность от $-CH_3$, увеличивая полярность связей $C-H$, что делает возможной реакцию окисления

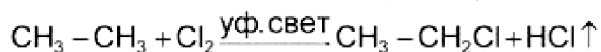


4. По свойствам веществ можно определить их строение и наоборот.

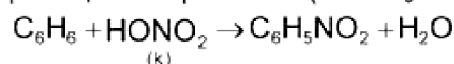
Типы химических реакций в органической химии

1. Реакции замещения – реакции, при которых атом или группа атомов заменяется на другой атом или группу атомов

реакция галогенирования (+Гал₂)

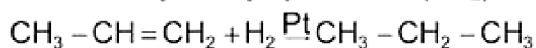


реакция нитрования (+HNO₃ – HONO₂)

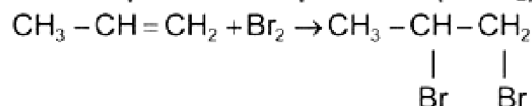


2. Реакции присоединения – реакции, при которых из двух или более молекул образуется одна. Только для веществ, молекулы которых имеют π-связи.

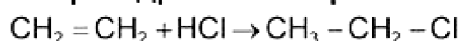
р. гидрирования (+H₂)



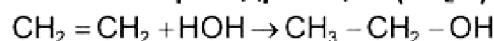
р. галогенирования (+Гал₂)



р. гидрогалогенирования (+HГал)

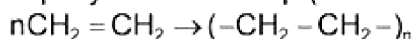


р. гидратации (+H₂O)

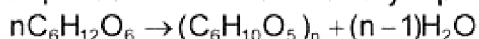


р. образования полимеров

р. полимеризации – процесс, при котором из мономера (низкомолекулярного вещества) образуется полимер (высокомолекулярное вещество)

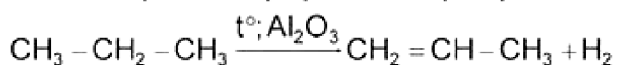


р. поликонденсации – процесс, при котором из мономера, кроме полимера, образуется еще побочный низкомолекулярный продукт (например H₂O)

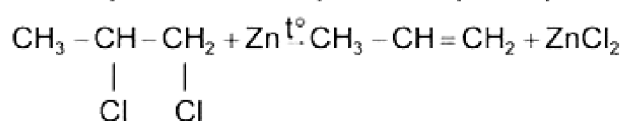


3. Реакции отщепления (элиминирования) – реакции, при которых из одной молекулы вещества образуется несколько молекул других веществ.

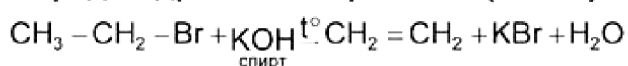
р. дегидрирования (-H₂)



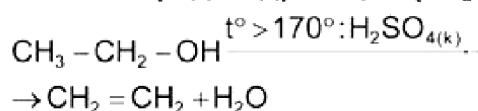
р. дегалогенирования (-Гал₂)



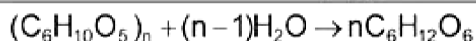
р. дегидрогалогенирования (-HГал)



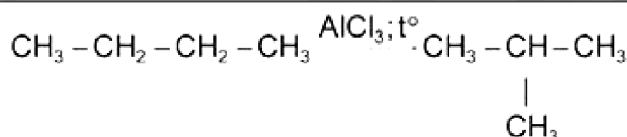
р. дегидратации (-H₂O)



р. деполимеризации (р. деполиконденсации)

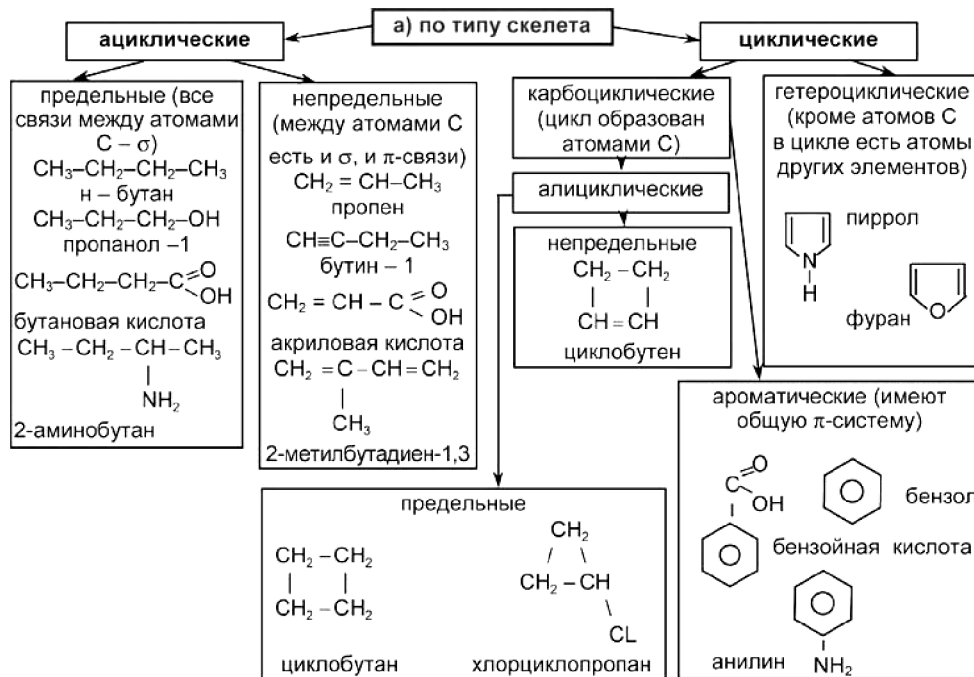


4. Реакции изомеризации – реакции, в результате которых из молекул одного вещества образуются молекулы другого вещества с тем же качественным и количественным составом, но другим строением.

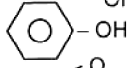
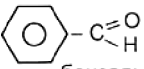
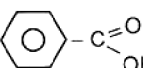


Классификация веществ

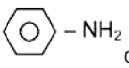
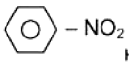
Органические вещества



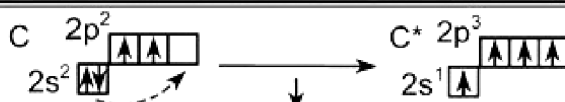
б) по наличию функциональных групп

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

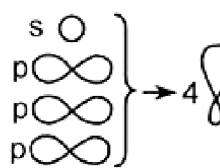
азотосодержащие

амины	- NH ₂	R - NH ₂	$\text{CH}_3\text{-NH}_2$ метиламин  фениламин
нитросоединения	- NO ₂	R - NO ₂	$\text{CH}_3\text{-NO}_2$ нитрометан  нитробензол
аминокислоты	- NH ₂ - COOH	R-CH(NH ₂)-COOH	$\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$ α-аминопропановая кислота (аланин)

Валентные состояния атома углерода



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



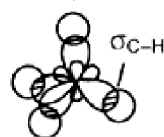
sp^3

валентный угол $109^\circ 28'$

тетраэдрическое строение



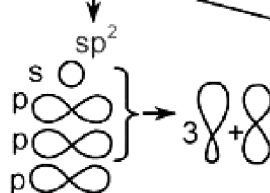
метан CH_4



все связи σ

в гомологах метана также все связи σ

$l_{\text{C-C}} = 0,154 \text{ нм}$

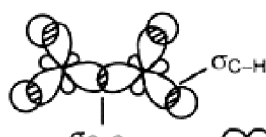


валентный угол 120°

плоскостное строение



этилен



этилен

$l_{\text{C=C}} = 0,134 \text{ нм}$



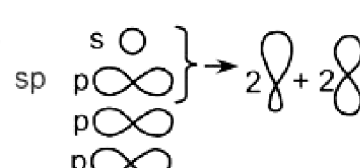
$\sigma_{\text{C-H}}$

$\sigma_{\text{C-C}}$

$\sigma_{\text{C-C}}$

$\sigma_{\text{C-H}}$

$\sigma_{\text{C-C}}$



sp

валентный угол 180°

линейное строение



ацетилен



$\sigma_{\text{C-H}}$

$\sigma_{\text{C-C}}$

$\pi_{\text{C-C}}$

$\pi_{\text{C-C}}$

$\pi_{\text{C-C}}$

$\pi_{\text{C-C}}$

$l_{\text{C=C}} = 0,120 \text{ нм}$

Гибридизация способствует максимальному перекрыванию эл. облаков, а следовательно, образованию более прочных связей.

σ -связи образуются при перекрывании эл. орбиталей вдоль линии связи.

π -связи образуются при «боковом» перекрывании эл. орбиталей.

Изомерия органических веществ

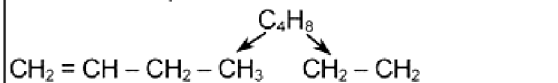
Изомеры – это вещества, которые имеют одинаковый состав, но разное строение молекул и различные свойства.

Изомерия – явление существования изомеров.

Структурная изомерия – обусловлена различным порядком соединения атомов в молекулах

Межклассовая

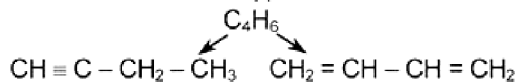
1. алкены – циклоалканы



бутен – 1

циклобутан

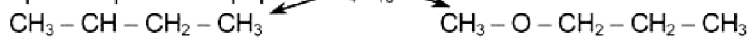
2. алкины – алкадиены



бутин – 1

бутадиен – 1, 3

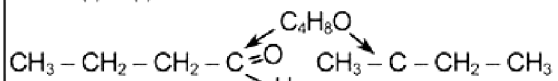
3. пред. одноатомн. спирты – простые эфиры



бутанол – 2

метилпропиловый спирт

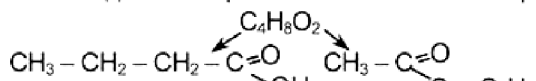
4. альдегиды – кетоны



бутаналь

бутанон

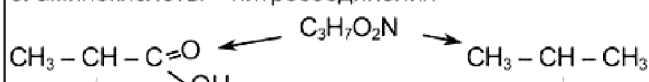
5. одноосн. карб. кислоты – сложные эфиры



бутановая кислота

этилацетат

6. аминокислоты – нитросоединения

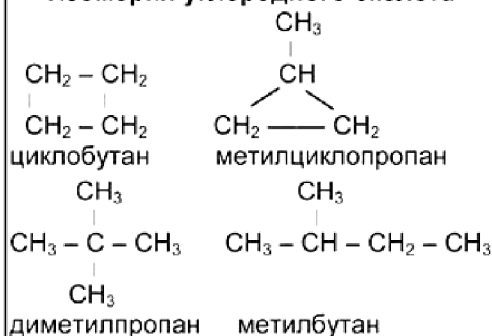


α – аминокпропионовая кислота

2 – нитропропан

Структурная изомерия – обусловлена различным порядком соединения атомов в молекулах

Изомерия углеродного скелета

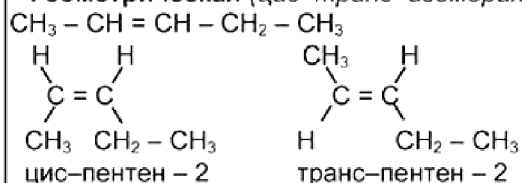


Изомерия положения



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

Геометрическая (цис–транс–изомерия)



Оптическая (при наличии асимметрического атома углерода)



3.3.3 Классификация органических веществ. Номенклатура органических веществ (тривиальная и международная)

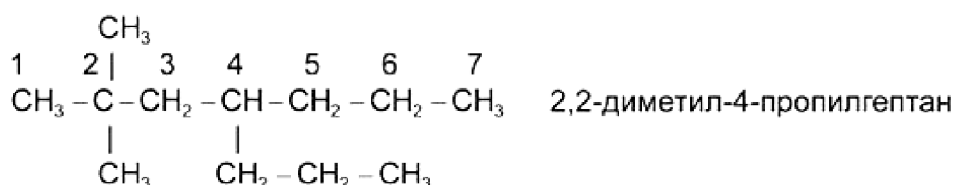
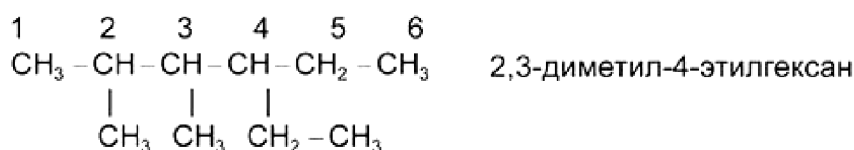


3.3.4 Характерные химические свойства углеводородов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводородов (бензола и гомологов бензола, стирола)

Предельные углеводороды (алканы)

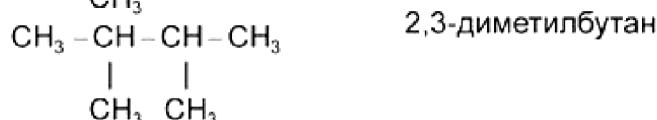
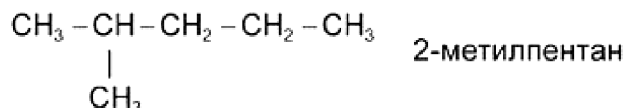
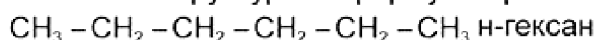
I. Номенклатура алканов

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



II. Изомерия алканов – изомерия углеродного скелета

Составить структурные формулы трех изомеров состава C_6H_{14}



III. Физические свойства алканов

$\text{C}_1 - \text{C}_4$ – газы

$\text{C}_5 - \text{C}_{15}$ – жидкости

$\text{C}_{16} - \dots$ – твердые вещества

} С увеличением M_r увеличивается межмолекулярное взаимодействие, поэтому растет плотность веществ, $T_{\text{кип}}$ и меняется агрегатное состояние

Алканы (C_nH_{2n+2})

Химические свойства

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

Применение

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

2) Галогенпроизводные алканов – растворители, например, CH₃Cl; CCl₄

3) В органическом синтезе, например:

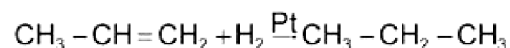
$2\text{CH}_4 \xrightarrow{1500^\circ \text{C}} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$, образовавшийся ацетилен применяется для получения спиртов и альдегидов;

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

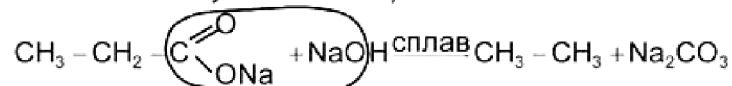
Получение

1) выделяют из природных источников углеводородов;

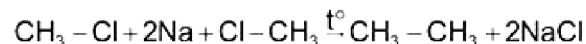
2) гидрирование алкенов (число атомов "С" не изменяется)



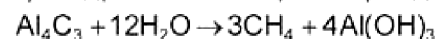
3) декарбоксилирование солей карбоновых кислот или щелочное плавление (число атомов "С" уменьшается)



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



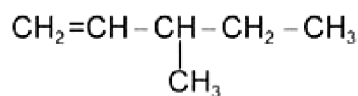
5) гидролиз некоторых карбидов, например:



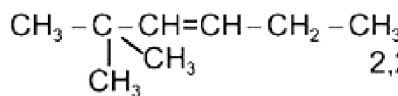
Алкены (C_nH_{2n})

I. Номенклатура алкенов

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



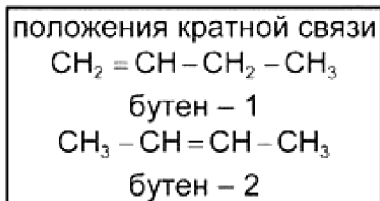
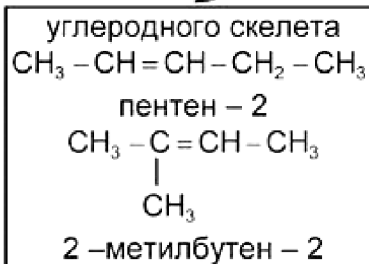
3-метилпентен-1



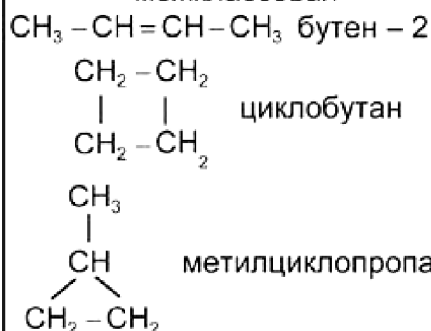
2,2-диметилгексен-3

Изомерия

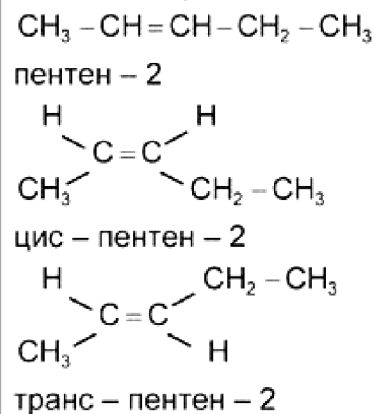
структурная



межклассовая

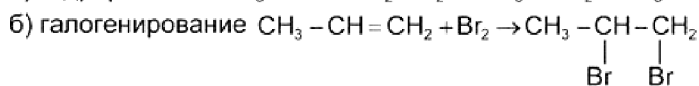
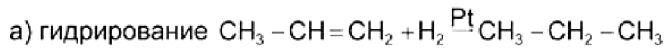


геометрическая



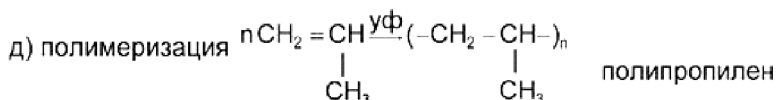
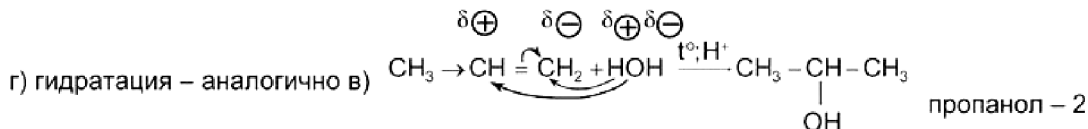
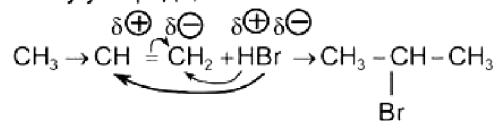
Алкены. Химические свойства

1) Реакции присоединения

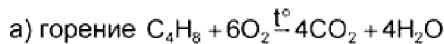


реакция с бромной водой – качественная, т. к. происходит обесцвечивание раствора

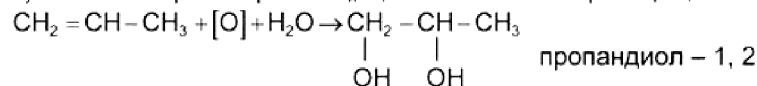
в) гидрогалогенирование: если НГал присоединяется к несимметричному алкену, то реакция происходит по правилу Марковникова – водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, а галоген – к менее. Можно показать смещение эл. плотности



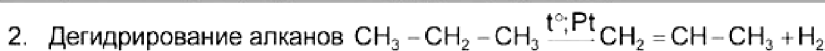
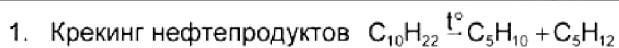
2) Реакции окисления



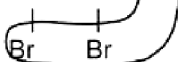
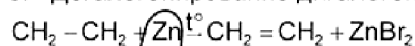
б) окисление раствором KMnO_4 – качественная реакция, т. к. раствор обесцвечивается



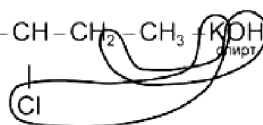
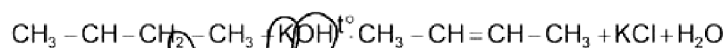
Получение



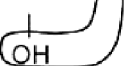
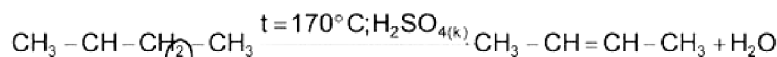
3. Дегалогенирование дигалогенпроизводных алканов



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



5. Дегидратация спиртов – по правилу Зайцева



Применение

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

Алкадиены $C_n H_{2n-2}$

Определение

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

Классификация

По взаимному расположению двойных связей

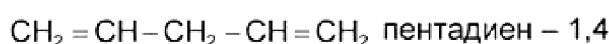
а) двойные связи находятся у одного атома углерода – кумулированные

б) двойные связи разделены одной одинарной – сопряженные

в) двойные связи разделены несколькими одинарными – изолированные

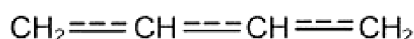
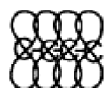
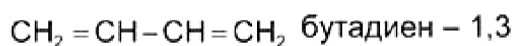
Номенклатура

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



Строение

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

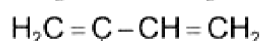
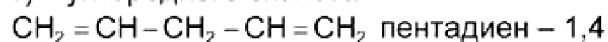


Наиболее характерны реакции присоединения по положениям 1 и 4.

Изомерия

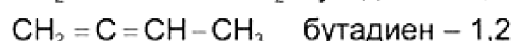
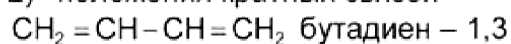
структурная

1) углеродного скелета

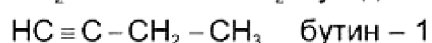
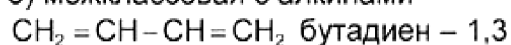


2-метилбутадиен – 1,3

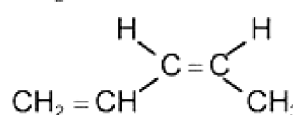
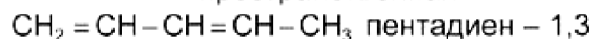
2) положения кратных связей



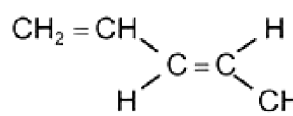
3) межклассовая с алкинами



пространственная



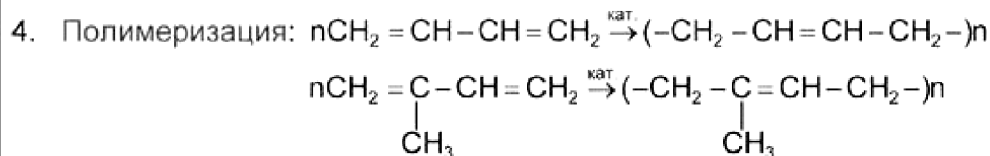
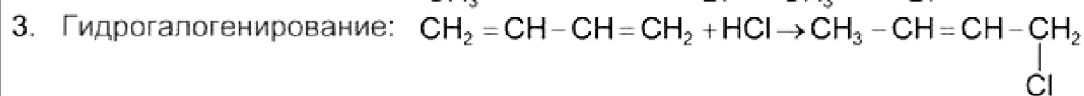
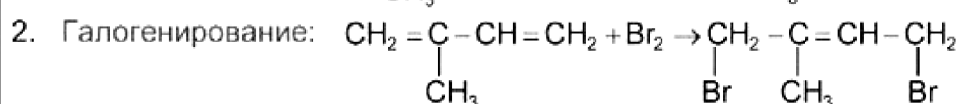
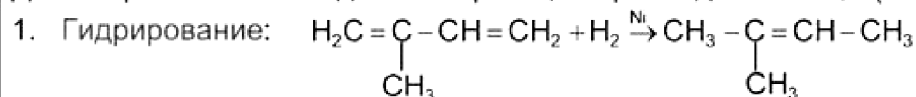
цис-пентадиен – 1,3



транс-пентадиен – 1,3

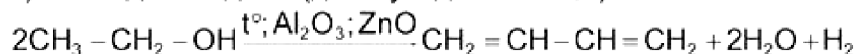
Алкадиены. Химические свойства

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

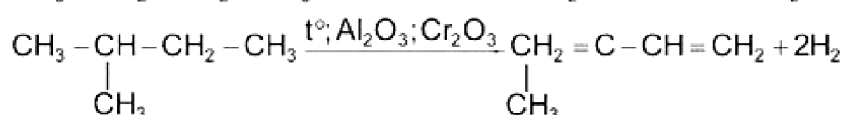
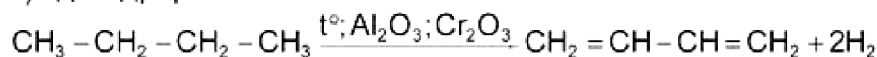


Получение

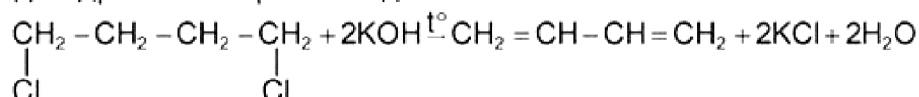
1) метод Лебедева (для бутадиена – 1,3)



2) дегидрирование алканов



3) дегидрогалогенирование дигалогеналканов

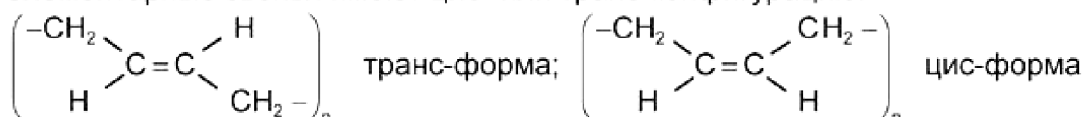


Применение

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

Каучук. Резина

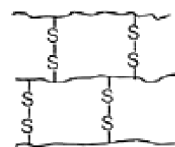
Наибольшей эластичностью обладают каучуки стереорегулярного строения – все элементарные звенья имеют цис- или транс-конфигурацию.



каучук + S^{t° резина – процесс вулканизации,

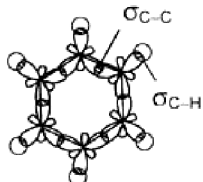
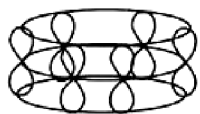
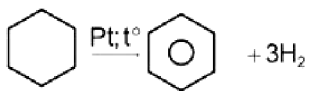
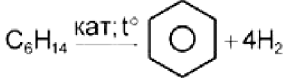
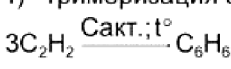
образуются дисульфидные мостики между макромолекулами каучука

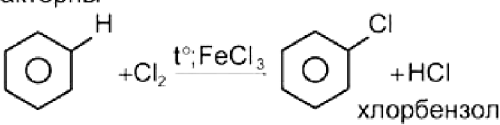
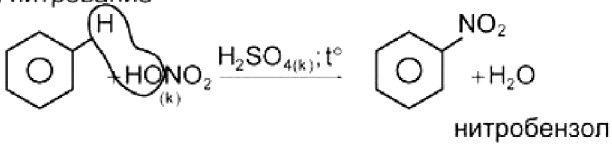
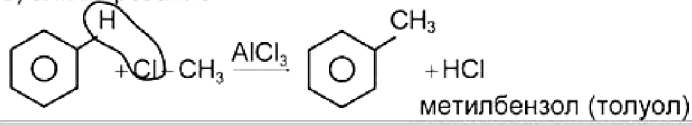
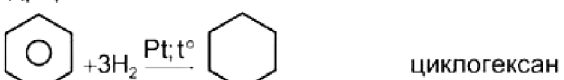
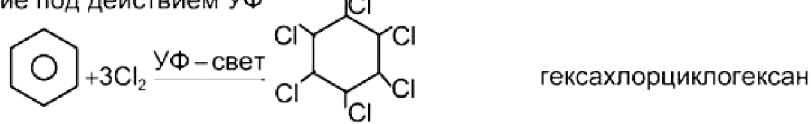
по месту разрыва π -связей, что увеличивает его прочность.




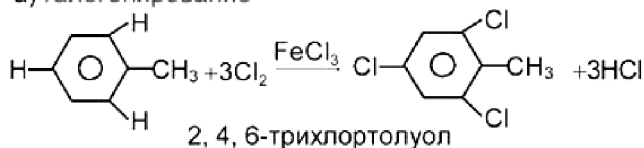
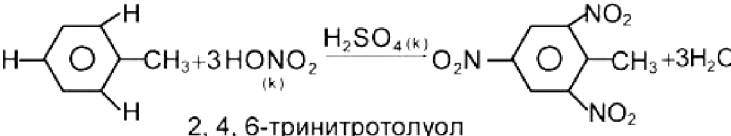
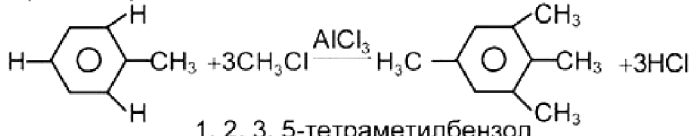
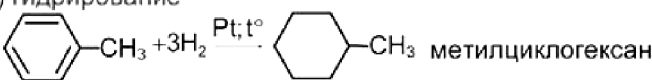
Ароматические углеводороды (арены)

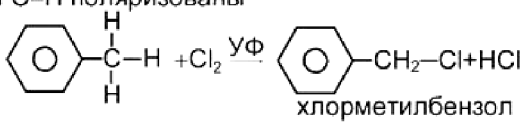
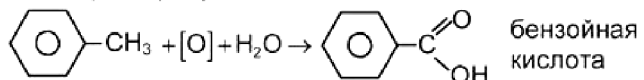
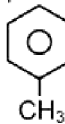
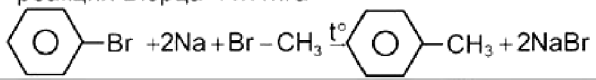
(C_nH_{2n-6})

Бензол – C ₆ H ₆ – простейший из ароматических соединений		
Строение молекулы бензола	Получение	Физические свойства
<p>Атомы С в sp² – гибридизации ⇒ каждый из них образует по 3 σ-связи (2 с соседними атомами С и 1 с атомом Н) под углом 120° ⇒ молекула имеет плоскостное строение.</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>У каждого атома С остается по 1 р электрону, не участвовавшему в гибридизации, они перекрываются, образуя единую прочную π-систему.</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p><i>l</i>_{C=C} = 0,140 нм</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1) выделяют из нефти, при коксовании каменного угля 2) дегидрирование циклогексана <div style="text-align: center; margin: 5px 0;">  </div> 3) ароматизация алканов <div style="text-align: center; margin: 5px 0;">  </div> 4) тримеризация ацетилена <div style="text-align: center; margin: 5px 0;">  </div> 	<p>Бесцветная жидкость со сладковатым запахом, нерастворим в воде, T_{кип.} = 80° С.</p>
Применение		
<p>Получение красителей, взрывчатых веществ, лекарств, инсектицидов</p>		

Химические свойства
<p>1) <i>Реакции замещения</i> – наиболее характерны</p> <p>а) галогенирование с катализатором</p> <div style="text-align: center; margin: 5px 0;">  <p style="text-align: right; margin-right: 50px;">хлорбензол</p> </div> <p>б) нитрование</p> <div style="text-align: center; margin: 5px 0;">  <p style="text-align: center;">нитробензол</p> </div> <p>в) алкилирование</p> <div style="text-align: center; margin: 5px 0;">  <p style="text-align: center;">метилбензол (толуол)</p> </div>
<p>2) <i>Реакции присоединения</i> – идут сложнее, чем у алкенов, т. к. прочная π-система</p> <p>а) гидрирование</p> <div style="text-align: center; margin: 5px 0;">  <p style="text-align: center;">циклогексан</p> </div> <p>б) галогенирование под действием УФ</p> <div style="text-align: center; margin: 5px 0;">  <p style="text-align: right; margin-right: 50px;">гексахлорциклогексан</p> </div>
<p>3) <i>Реакции окисления</i></p> <p>а) горение C₆H₆ + $\frac{15}{2}$ O₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ 6CO₂ + 3H₂O</p> <p>б) раствором KMnO₄ не окисляется, т. к. устойчивая π-система</p>

Ароматические углеводороды – гомологи бензола (толуол)

Взаимное влияние в молекуле толуола	Химические свойства толуола
<p>а) влияние $-\text{CH}_3$ на $-\text{C}_6\text{H}_5$ $-\text{CH}_3$ – донор электронной плотности.</p> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="text-align: center; margin-right: 10px;"> CH_3  </div> <div> <p>В результате перераспределения \bar{e} плотности в бензольном кольце она повышается в положениях 2, 4, 6 (орто- и пара-) \Rightarrow реакции замещения происходят легко и идут по 2, 4, 6 атомам углерода.</p> </div> </div>	<p>I. Свойства, аналогичные свойствам бензола – по $-\text{C}_6\text{H}_5$</p> <p>1) реакции замещения – в зависимости от количества реагентов происходят по одному, двум или трем положениям с повышенной \bar{e} плотностью</p> <p>а) галогенирование</p> <div style="text-align: center;">  <p>2, 4, 6-трихлортолуол</p> </div> <p>б) нитрирование</p> <div style="text-align: center;">  <p>2, 4, 6-тринитротолуол</p> </div> <p>в) алкилирование</p> <div style="text-align: center;">  <p>1, 2, 3, 5-тетраметилбензол</p> </div> <p>2) Реакции присоединения</p> <p>а) гидрирование</p> <div style="text-align: center;">  <p>метилциклогексан</p> </div>

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

3.3.5 Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола

Кислородсодержащие соединения Спирты (R-(OH)_n)

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

Номенклатура

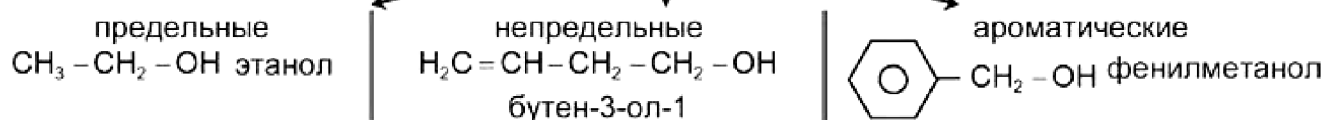
Название соответствующего углеводорода + суффикс -ол (указывает на наличие -OH)

Классификация

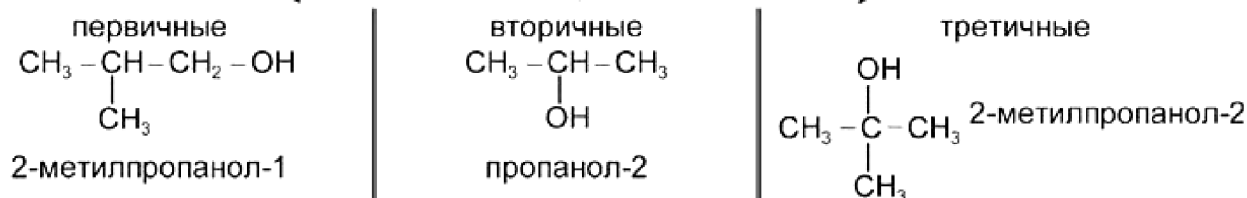
1) числу -OH групп



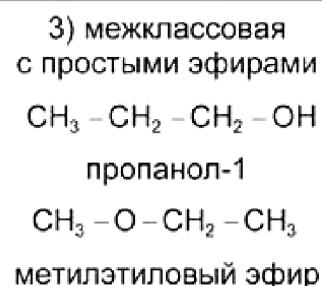
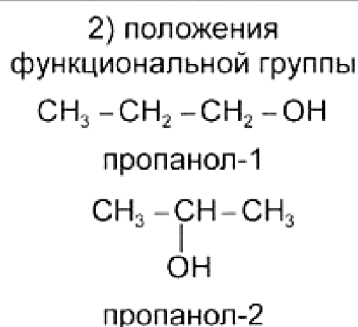
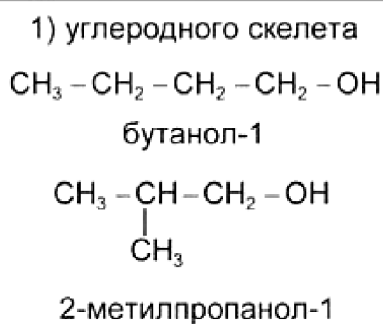
2) по типу радикала



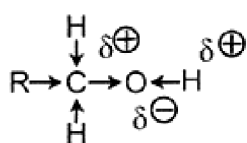
3) по характеру атома «С», связанного с -OH



Изомерия



Электронное строение



Молекулы спиртов содержат полярные связи: C-H; C-O; O-H. Химические реакции идут с разрывом этих связей.

Из-за δ^{\ominus} на «O» и δ^{\oplus} на «H» между молекулами спиртов образуются водородные связи (см. стр. 137 «Химическая связь»).

Спирты. Физические свойства

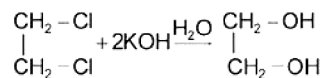
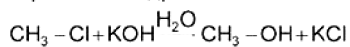
Из-за водородных связей молекулы спиртов ассоциируются, поэтому:

- а) среди спиртов нет газов, низшие спирты – жидкости, высшие – твердые вещества.
- б) спирты имеют более высокие $T_{кип.}$, чем углеводороды.

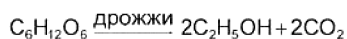
Образованием водородных связей между молекулами спирта и воды объясняется хорошая растворимость низших спиртов в воде.

Получение

- 1) Щелочной гидролиз галогеналканов



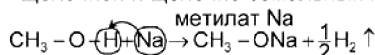
- 2) Гидратация алкенов – см. химические свойства алкенов – для одноатомных спиртов
- 3) Окисление алкенов – см. химические свойства алкенов – для двухатомных спиртов
- 4) Восстановление альдегидов и кетонов – см. химические свойства альдегидов и кетонов
- 5) Для этанола – брожение глюкозы.



Химические свойства спиртов

I. Разрыв связи $-O-H$:

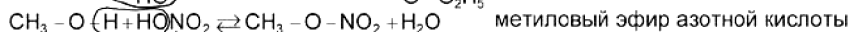
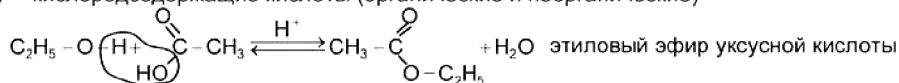
- 1) +щелочной и щелочно-земельный металл



в этой реакции проявляются слабые кислотные свойства.

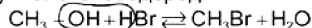
С ростом R они уменьшаются, так как полярность связи O-H уменьшается ($R \rightarrow O \leftarrow H$)

- 2) +кислородсодержащие кислоты (органические и неорганические)

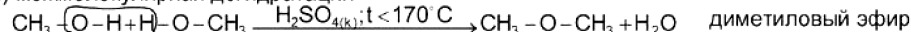


II. Разрыв связи $C-O$:

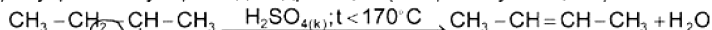
- 1) +галогеноводород



- 2) межмолекулярная дегидратация

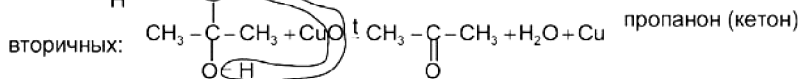
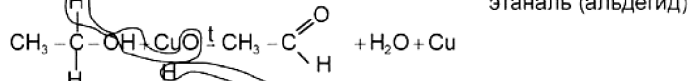


- 3) внутримолекулярная дегидратация (по правилу Зайцева)



III. Разрыв связи $C-H$:

- 1) окисление спиртов первичных:



Применение

Метанол – растворитель, пластмассы, метаналь.

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

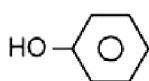
Этиленгликоль – антифриз.

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

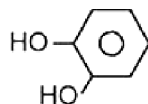
Фенолы

Определение

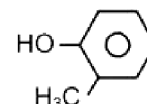
Органические вещества, в молекулах которых фенил радикал непосредственно связан с гидроксильными группами.



фенол (гидроксибензол)



1,2-дигидроксибензол



o-гидрокситолуол

Физические свойства

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

Электронное строение

I. Влияние $-OH$ на $-C_6H_5$:



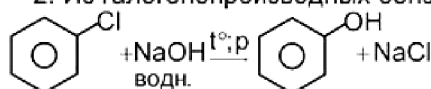
неподеленная пара $p-\bar{e}$ атома кислорода вступает в сопряжение с π -системой бензольного кольца, за счет чего повышается электронная плотность в положениях 2, 4, 6 \Rightarrow свойства фенола (по бензольному кольцу) аналогичны свойствам толуола.

II. Влияние $-C_6H_5$ на $-OH$

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

Получение

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



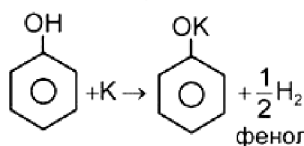
Применение

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

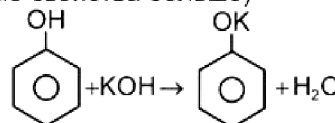
Химические свойства фенола

I. Кислотные свойства

1) + активный металл (сходство со спиртами)



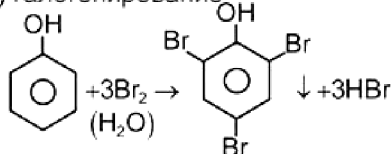
2) + щелочь (отличие от спиртов, так как кислотные свойства больше)



II. Реакции бензольного кольца – сходство с толуолом

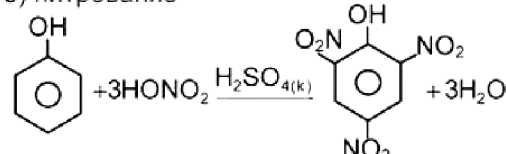
1) реакции замещения

а) галогенирование



2,4,6-трибромфенол (белый осадок)

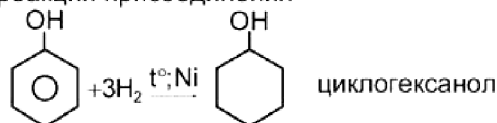
б) нитрование



2,4,6-тринитрофенол (пикриновая кислота)

2) реакции присоединения

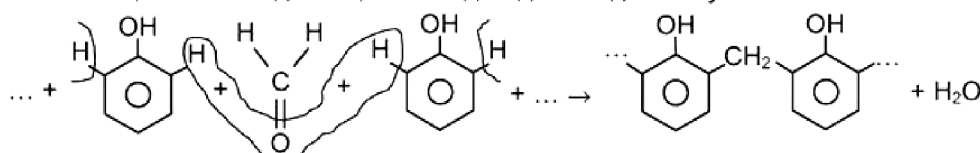
а) гидрирование



III. Качественная реакция на фенол

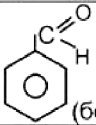
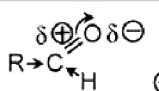
+ раствор $FeCl_3 \rightarrow$ образуются соединения фиолетового цвета

IV. Реакция поликонденсации с альдегидами – для получения пластмасс



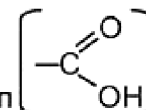
3.3.6 Характерные химические свойства альдегидов, карбоновых кислот, сложных эфиров

Альдегиды $\left(R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H \right)$

<p>Альдегиды – производные углеводородов, в которых углеводородный радикал связан с альдегидной группой</p> $-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$		
Номенклатура		
Название соответствующего углеводорода + суффикс -аль		
$H-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$ метаналь	$CH_3-\underset{\underset{CH_3}{ }}{CH}-CH_2-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$ 3-метилбутаналь	$CH_2=CH-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$ пропаналь
Классификация – по типу радикала		
<p>предельные</p> $CH_3-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$ этаналь (уксусный альдегид)	<p>непредельные</p> $CH_2=CH-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$ пропаналь (акролеин)	<p>ароматические</p>  бензальдегид (бензойный альдегид)
Электронное строение		
	<p>Электроны π-связи смещены к более электроотрицательному «O» \Rightarrow на нем образуется δ^-, а на «C» – δ^+. На «H» образуется незначительный \oplus заряд, поэтому между молекулами альдегидов нет водородной связи.</p>	
Физические свойства		
<p>Так как нет водородных связей, метаналь – газ (далее – жидкости, высшие альдегиды – твердые), $T_{кип}$ альдегидов ниже, чем у спиртов. Низшие альдегиды хорошо растворяются в воде, так как образуются водородные связи между «H» воды и «O» альдегида, с ростом R растворимость падает.</p>		
Изомерия		
<p>1) углеродного скелета</p> $CH_3-\underset{\underset{CH_3}{ }}{CH}-CH_2-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$ 3-метилбутаналь	<p>2) межклассовая с кетонами $R_1-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-R_2$</p> $CH_3-CH_2-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$ пропаналь	
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$ пентаналь	$CH_3-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-CH_3$ пропанон (ацетон)	
Химические свойства		
<p>Реакции присоединения, так как имеется π-связь.</p> <p>1) гидрирование (восстановление)</p> $CH_3-CH_2-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array} + (H)-(H) \xrightarrow{Ni} CH_3-CH_2-CH_2-OH$	<p>Реакции окисления, так как атом «H» альдегидной группы приобретает реакционную способность из-за смещения электронной плотности.</p> <p>1) + аммиачный раствор оксида серебра</p> $CH_3-CH_2-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array} + Ag_2O \xrightarrow{t^\circ, \text{ам. р-р}} CH_3-CH_2-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow OH \end{array} + 2Ag \downarrow$ <p>пропановая кислота</p> <p>реакция «серебряного зеркала» – качественная реакция для альдегидов</p> <p>2) + $Cu(OH)_2$</p> $H-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array} + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} H-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow OH \end{array} + Cu_2O \downarrow + 2H_2O$ <p>метановая кислота</p> <p>Образуется осадок кирпично-красного цвета – качественная реакция для альдегидов.</p>	
<p>При восстановлении альдегидов образуются первичные спирты, кетонов – вторичные.</p> <p>2) полимеризация</p> $n \text{ } H-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array} \xrightarrow{\text{кат.}} (-CH_2-O-)_n$ полиформальдегид		
<p>3) поликонденсация с фенолом см. химические свойства фенола</p>		
Получение		
<p>1) окисление и каталитическое окисление первичных спиртов – см. химические свойства спиртов (стр. 110)</p> <p>2) для этанала – реакция Кучерова</p> $HC \equiv CH + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}; H^+; t^\circ} CH_3-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$		
Применение		
<p>1) метаналь (муравьиный альдегид; формальдегид)– полимеры; 40% раствор (формалин) для хранения анатомических препаратов; в кожевенной промышленности; лекарства.</p> <p>2) этаналь (уксусный альдегид) – этанол, уксусная кислота; ацетатное волокно.</p>		

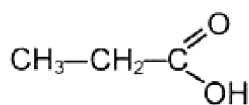
Карбоновые кислоты

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

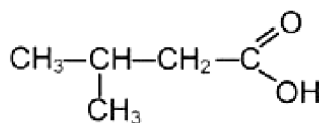


Номенклатура

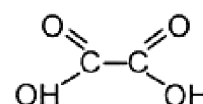
Название углеводорода + -овая + кислота



пропановая кислота



3-метилбутановая кислота

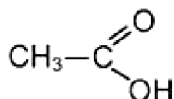


этандиновая кислота
(щавелевая)

Классификация

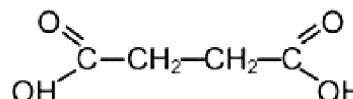
1) по числу $-\text{COOH}$

одноосновные



этановая кислота (уксусная)

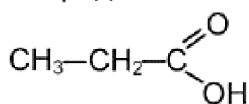
многоосновные



бутандиновая кислота (янтарная)

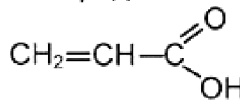
2) по типу радикала

предельные



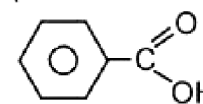
пропановая кислота
(пропионовая)

непредельные



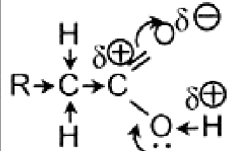
пропеновая кислота
(акриловая)

ароматические



бензойная кислота

Электронное строение

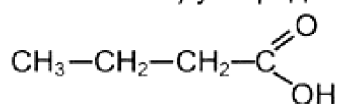


$-\text{R}$ донор электронной плотности для $-\text{COOH}$, $-\text{COOH}$ – акцептор для $-\text{R}$.

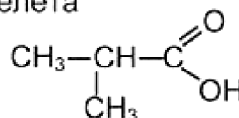
Неподеленная пара \bar{e} атома O взаимодействует с \bar{e} π -связи карбонильной группы, поэтому связь O–H сильно поляризуется. Так как имеется $\text{O} \delta^-$ и $\text{H} \delta^+$, \Rightarrow между молекулами – водородные связи.

Изомерия

1) углеродного скелета

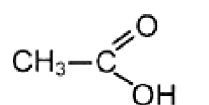


бутановая кислота

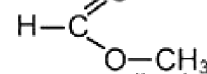
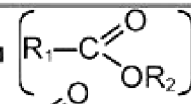


метилпропановая
кислота

2) межклассовая
со сложными эфирами



этановая кислота



метилэфир
муравьиной кислоты

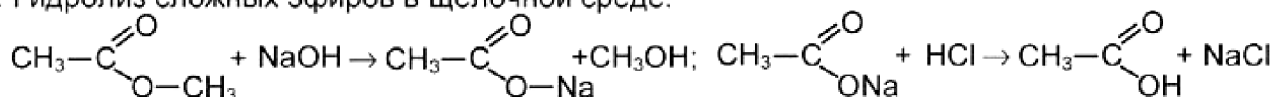
Физические свойства

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

Карбоновые кислоты

Получение

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



Применение

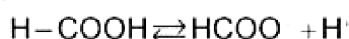
1. Муравьиная кислота – дезинфицирующие свойства: обработка кож, емкостей в пищевой промышленности, консервирование; лекарственные вещества, крашение тканей и бумаги.
2. Уксусная кислота – растворитель, красители, лекарства, искусственные волокна, для пищевых целей.
3. Пальмитовая и стеариновая кислоты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

Химические свойства

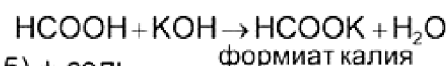
I. С разрывом связи O–H – кислотные свойства. Связь O–H более полярная, чем в спиртах \Rightarrow кислотные свойства у карбоновых кислот больше. Так как R является донором электронной плотности, то он уменьшает полярность связи O–H \Rightarrow с ростом R кислотные свойства уменьшаются.

Все общие свойства кислот

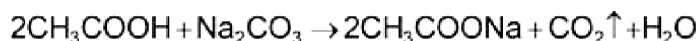
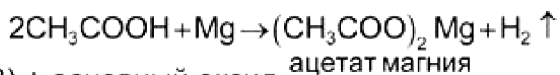
1) диссоциация



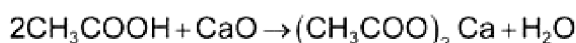
4) + основание



2) + металл



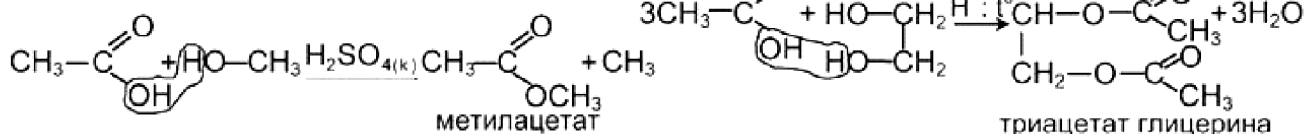
3) + основной оксид



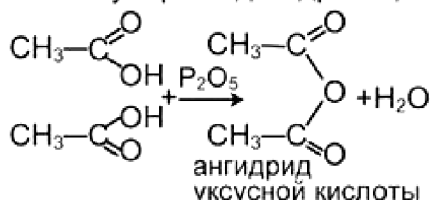
5) + соль

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

1) + спирт – реакции этерификации

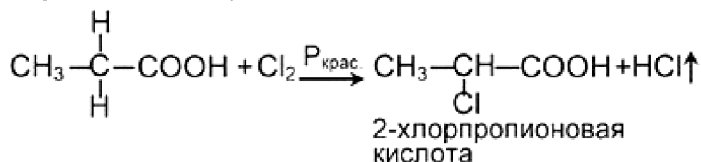


2) межмолекулярная дегидратация



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

1) + галоген – реакция замещения



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

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

Сложные эфиры		Жиры	
химические свойства	<p>1) Гидролиз → спирт + кислота</p> $C_2H_5-C(=O)-O-C_2H_5 + HOH \xrightleftharpoons{H^+, t^\circ} C_2H_5-C(=O)-OH + C_2H_5OH$ <p>2) Щелочной гидролиз → спирт + соль</p> $C_2H_5-C(=O)-O-C_2H_5 + NaOH \rightarrow C_2H_5-C(=O)-ONa + C_2H_5OH$	<p>3) Реакции присоединения для жиров, содержащих остатки непредельных кислот</p> $\begin{array}{c} CH_2-O-C(=O)-C_{17}H_{33} \\ \\ CH-O-C(=O)-C_{17}H_{33} \\ \\ CH_2-O-C(=O)-C_{17}H_{33} \end{array} + 3H_2 \xrightarrow{Ni, t^\circ} \begin{array}{c} CH_2-O-C(=O)-C_{17}H_{35} \\ \\ CH-O-C(=O)-C_{17}H_{35} \\ \\ CH_2-O-C(=O)-C_{17}H_{35} \end{array}$	
Получение	В реакциях этерификации (спирт + кислота)		
Применение	<p>Парфюмерия, пищевая промышленность, лекарства, растворители.</p>	<p>Получение мыла, из жидких жиров → твердые (маргарин); в живых организмах – энергетическая, защитная, структурная функции.</p>	

3.3.7 Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов и аминокислот. Важнейшие способы получения аминов и аминокислот

Азотсодержащие органические соединения

АМИНЫ	
Определение	
Это производные аммиака (NH ₃), в молекуле которого один, два или три атома водорода замещены на углеводородные радикалы.	
Номенклатура	
1) название R + амин CH ₃ -NH ₂ метиламин CH ₃ -NH-C ₂ H ₅ метилэтиламин	2) amino- + название углеводорода CH ₃ -CH(NH ₂)-CH ₃ 2-аминопропан
Классификация	
1) по числу замещенных атомов Н первичные CH ₃ -NH ₂ метиламин вторичные CH ₃ -NH-CH ₃ диметиламин третичные CH ₃ -N(CH ₃) ₂ диметилэтиламин	2) по типу -R предельные C ₂ H ₅ -NH ₂ этиламин ароматические C ₆ H ₅ -NH ₂ фениламин (анилин)
Изомерия – структурная	
1) углеродного скелета CH ₃ -CH ₂ -CH(NH ₂)-CH ₃	2) положения функциональной группы CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -NH ₂
3) между типами аминов CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -NH ₂ CH ₃ -CH ₂ -NH-CH ₃	
Строение	
Аналогично молекуле аммиака – имеется неподеленная пара e ⁻ на атоме N, за счет которой проявляются основные свойства (способность присоединять H ⁺).	
Предельный: CH ₃ -N(H) ₂ ; ароматический C ₆ H ₅ -N(H) ₂	
В предельных R повышает электронную плотность на атоме N, а в ароматических – понижает ⇒ основные свойства у предельных аминов больше, чем у ароматических.	

	Предельные амины CH ₃ -NH ₂	Ароматические амины C ₆ H ₅ -NH ₂
Физические свойства	Простейшие амины – газы, остальные низшие амины – жидкости. Имеют запах, схожий с запахом аммиака. Хорошо растворяются в воде. Первичные и вторичные амины образуют водородные связи, поэтому имеют высокие T _{кип} .	Анилин – бесцветная маслянистая жидкость, малорастворимая в воде, T _{кип} = 184° С.
Химические свойства	<p>I. Основные свойства</p> <p>Проявляются в способности присоединять H⁺ за счет неподеленной пары e⁻ на атоме N и образовывать ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму.</p> <p>1) + кислота</p> $\text{CH}_3\text{-NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{-NH}_3^+\text{Cl}^-$ <p style="text-align: center;">хлорид метиламмония</p> $2\text{CH}_3\text{-NH}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{CH}_3\text{-NH}_3^+)_2\text{SO}_4^{2-}$ <p style="text-align: center;">сульфат метиламмония</p> <p>2) + H₂O</p> $\text{CH}_3\text{-NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-NH}_3^+\text{OH}^-$ <p style="text-align: center;">гидроксид метиламмония</p> <p>Раствор CH₃NH₂ изменяет окраску индикатора</p> <p>II. Восстановительные свойства</p> <p>1) реакция горения</p> $2\text{CH}_3\text{NH}_2 + \frac{9}{2}\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$	<p>Практически не идет, так как основные свойства выражены очень слабо (влияние -C₆H₅ на -NH₂)</p> <p>III. Ароматические свойства – реакция замещения. -NH₂ – донор электронной плотности ⇒ замещение по положениям 2, 4, 6 (аналогично толуолу и фенолу)</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2 + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br-C}_6\text{H}_3(\text{NH}_2)\text{-Br} + 3\text{HBr}$ <p style="text-align: center;">2, 4, 6-трибром-анилин</p>

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

Аминокислоты

Органические вещества, содержащие и амино- (NH₂), и карбоксильную (-COOH) группы.

Номенклатура
 Приставка амино- + название карбоновой кислоты
 $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array}$ аминокислотная

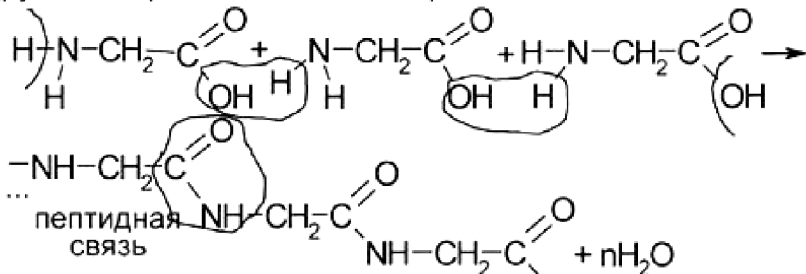
Получение
 Галогенирование карбоновой кислоты
 $\text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2 - \text{COOH} + \text{HCl} \uparrow$
 Взаимодействие с аммиаком
 $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ | \\ \text{Cl} \end{array} + \begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{N} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array} + \text{HCl} \uparrow$

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

Химические свойства
 Кислотные свойства, так как содержится - COOH
 $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array} + \text{NaOH} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COONa} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$
 Основные свойства, так как содержится -NH₂ - способна присоединять H⁺ (см. аммиак, стр. 57)
 $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array} + \text{HCl} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_3\text{Cl} \end{array}$
 То есть аминокислоты проявляют амфотерные свойства. По этой причине молекулы аминокислоты реагируют друг с другом с образованием полимеров.

Применение
 1) Лекарства
 2) Получение синтетических волокон - капрон.
 Значение
 Образуют белки

образование внутренней соли
 $\text{H}_2\text{N} - \text{CH} - \text{COOH} \rightleftharpoons \begin{array}{c} \text{H}_2\text{N} - \text{CH} - \text{COO}^- \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$



Изомерия

1) углеродного скелета	2) положение аминогруппы
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$ $ $ NH_2 2-аминобутановая кислота	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH} - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$ 2-аминопропановая кислота
$\text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$ $ $ NH_2 2-метилпропановая кислота	$\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$ $ $ NH_2 3-аминопропановая кислота

Классификация

1) по числу функциональных групп	2) по положению аминогруппы	3) все природные аминокислоты, участвующие в синтезе белков, делятся на:
$\begin{array}{l} \text{NH}_2 \\ \\ \text{R} - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \\ \\ \text{R} - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \\ \\ \text{R} - \text{COOH} \\ \\ \text{COOH} \end{array}$ моноаминомонокарбоновые кислоты диаминомонокарбоновые кислоты моноаминодикарбоновые кислоты	$\begin{array}{c} \alpha \\ \text{R} - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$ α-аминокислоты $\begin{array}{c} \beta \quad \alpha \\ \text{R} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$ β-аминокислоты	заменимые - незаменимые - синтезируются в организме человека, поступают с пищей не синтезируются в организме человека, поступают с пищей

3.3.8 Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды)

Углеводы

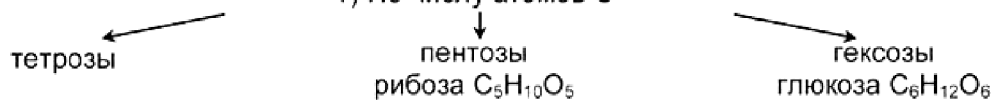
По способности подвергаться гидролизу

По способности подвергаться гидролизу				
	Не гидролизуются – моносахариды (глюкоза, фруктоза)	При гидролизе образуется из каждой молекулы две молекулы моносахаридов – дисахариды (сахароза)	При гидролизе из каждой молекулы образуется множество молекул моносахаридов – полисахариды (крахмал, целлюлоза)	
	Глюкоза C ₆ H ₁₂ O ₆	Сахароза	Крахмал	Целлюлоза
В природе	Во фруктах, особенно много в винограде. У животных и человека – в крови	В растениях, особенно в сахарной свекле и тростнике	Во всех растениях, особенно в зернах и клубнях	Во всех растениях: входит в состав клеточных оболочек, особенно много во льне и хлопке
Физические свойства	Бесцветное кристаллическое вещество, сладкое, хорошо растворяется в воде	Бесцветное кристаллическое вещество, сладкое, хорошо растворяется в воде	Белый аморфный порошок, в горячей воде набухает	Белое волокнистое вещество, не растворяется в воде
Химические свойства	Альдегидоспирт 1) как альдегид а) $C_6H_{12}O_6 + Ag_2O \xrightarrow{r} Ag \downarrow$ раствор – серебряное зеркало б) $C_6H_{12}O_6 + Cu(OH)_2 \xrightarrow{r} Cu_2O \downarrow$ осадок кирпичного цвета 2) как многоатомный спирт $C_6H_{12}O_6 + Cu(OH)_2 \rightarrow$ раствор ярко-синее окрашивание	$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{r}$ $\xrightarrow{r} C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$ глюкоза фруктоза	1) крахмал + H ₂ O → → глюкоза 2) крахмал + J ₂ → → синее окрашивание	Целлюлоза + H ₂ O → → глюкоза
Применение	1) как источник энергии в организме 2) получение этанола, молочной кислоты, витамина С, сорбита (заменителя сахара)	1) в пищевой промышленности 2) в пищу	1) получение глюкозы и патоки, спирта, лимонной кислоты 2) для изготовления лекарств 3) в парфюмерной, пищевой промышленности	1) в строительстве 2) топливо 3) натуральные и искусственные волокна 4) бумага, картон 5) этанол 6) нитролаки 7) киноплёнка 8) бездымный порох 9) пластмассы

Моносахариды

Классификация

1) По числу атомов С



2) по наличию функциональных групп



Строение молекулы глюкозы

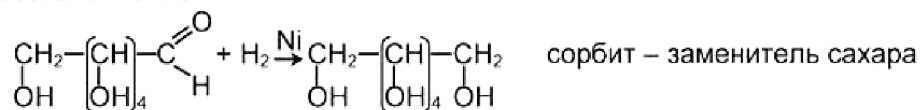


Из-за свободного вращения атомов С вокруг σ -связей и наличия полярных связей —O—H (у 5-го атома С) и >C=O .

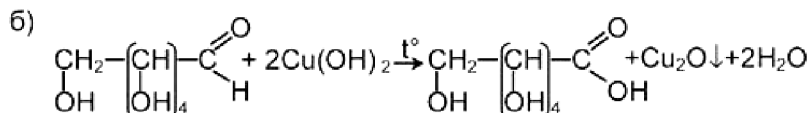
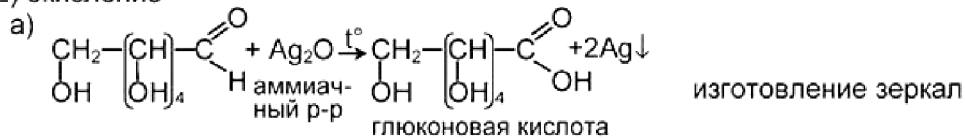
Химические свойства глюкозы

I. Реакции с участием альдегидной группы.

1) восстановление



2) окисление

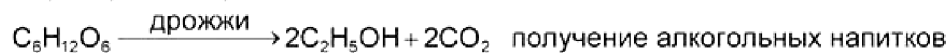


II. Реакции с участием гидроксильных групп

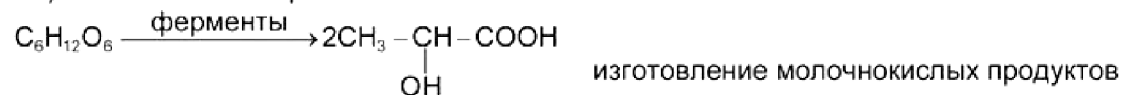
глюкоза + $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow$ глюконат $\text{Cu}(\text{II})$ — раствор ярко-синего цвета.

III. Особые свойства глюкозы — реакции брожения.

1) спиртовое брожение

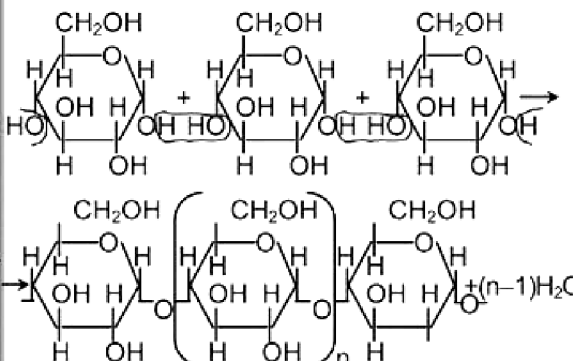
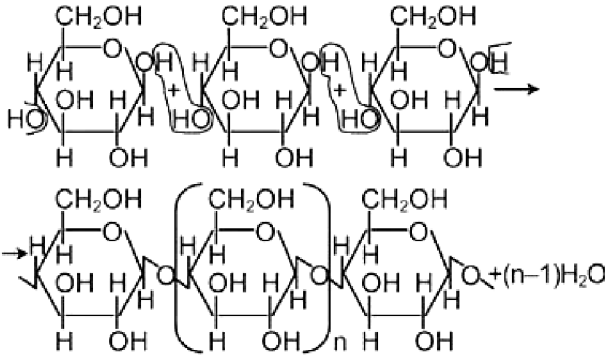


2) молочнокислое брожение



молочная кислота

Полисахариды

	Крахмал	Целлюлоза (клетчатка)
Состав и строение	<p>1) макромолекулы состоят из остатков α-глюкозы</p> 	<p>1) макромолекулы состоят из остатков β-глюкозы</p> 
	<p>2) n – до нескольких тысяч; Mr – до 1 млн.</p> <p>3) макромолекулы имеют линейное строение (амилоза) и разветвленное (амилопектин).</p> <p>4) макромолекулы имеют компактную форму, водородные связи между ними почти не образуются.</p>	<p>2) n – до 40 тысяч; Mr – до 20 млн.</p> <p>3) макромолекулы имеют линейное строение.</p> <p>4) между вытянутыми макромолекулами образуются водородные связи \Rightarrow волокнистая структура.</p>

химические свойства	<p>1) гидролиз</p> $(C_6H_{10}O_5)_n + (n-1)H_2O \xrightarrow{H_2SO_4; t^\circ} nC_6H_{12}O_6$ <p style="text-align: center;">α-глюкоза</p> <p>В организме ступенчато: крахмал \rightarrow декстрины \rightarrow мальтоза \rightarrow глюкоза</p>	<p>1) гидролиз</p> $(C_6H_{10}O_5)_n + (n-1)H_2O \xrightarrow{H_2SO_4; t^\circ} nC_6H_{12}O_6$ <p style="text-align: center;">β-глюкоза</p> <p>В организме человека гидролизу не подвергается (отсутствуют необходимые ферменты)</p>
	<p>2) Реакция этерификации</p> <p>Реакция возможна, но полученные эфиры не имеют практического значения</p> $\left[C_6H_7O_2 \begin{matrix} \text{OH} \\ \\ \text{OH} \\ \\ \text{OH} \end{matrix} \right]_n + 3nHONO_2 \xrightarrow{H_2SO_4}$ $\xrightarrow{H_2SO_4} \left[C_6H_7O_2 \begin{matrix} \text{O-NO}_2 \\ \\ \text{O-NO}_2 \\ \\ \text{O-NO}_2 \end{matrix} \right]_n + 3nH_2O$ <p style="text-align: center;">тринитроцеллюлоза</p> <p>нитропроизводные целлюлозы – пластмассы, нитролаки, нитрокраски, взрывчатые вещества</p> $\left[C_6H_7O_2 \begin{matrix} \text{OH} \\ \\ \text{OH} \\ \\ \text{OH} \end{matrix} \right]_n + 3nCH_3COOH \xrightarrow{H_2SO_4}$ $\xrightarrow{H_2SO_4} \left[C_6H_7O_2 \begin{matrix} \text{O-C(=O)CH}_3 \\ \\ \text{O-C(=O)CH}_3 \\ \\ \text{O-C(=O)CH}_3 \end{matrix} \right]_n + 3nH_2O$ <p style="text-align: center;">триацетилцеллюлоза – искусственные волокна, лаки, краски.</p>	
	<p>3) + I₂</p> <p>I₂ + крахмал \rightarrow синее окрашивание (при t° обесцвечивается, при охлаждении вновь появляется) – качественная реакция на крахмал.</p>	

Белки

Определение			
Это биополимеры, макромолекулы которых состоят из остатков α -аминокислот, соединенных пептидной связью.			
Классификация			
1) по составу	2) по форме молекул		
протеины (простые) макромолекулы состоят только из остатков α -аминокислот	протеиды (сложные) кроме остатков α -аминокислот макромолекулы содержат другие группы атомов (ионы металлов; остатки H_3PO_4 и т. д.)	глобулярные (шаровидные) растворяются в воде	фибриллярные (нитевидные) не растворяются в воде
Строение молекул			
1) первичная структура – это число и последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи. 2) вторичная структура – это спираль, которая образуется в результате скручивания полипептидной цепи. Это происходит за счет водородных связей между группами $>C=O$ и $>N-H$ 3) третичная структура – пространственная конфигурация спирали – глобула (для большинства белков). Эта структура поддерживается за счет гидрофобных взаимодействий, водородных, дисульфидных, ионных связей. 4) четвертичная структура – способ совместной укладки нескольких глобул. Есть не у всех белков. Биологическая активность белков определяется третичной и четвертичной структурами.			

Химические свойства
1) гидролиз \rightarrow смесь α -аминокислот. В организме происходит ступенчато.
2) денатурация – разрушение четвертичной, третичной и вторичной структур, в результате чего белок сворачивается. Вызывается растворами кислот, щелочей, солей тяжелых металлов, высокой t° , γ -лучами.
3) цветные (качественные) реакции на белки: а) ксантопротеиновая (на остатки аминокислот, содержащих бензольные кольца) белок + $HNO_{3(k)}$ \rightarrow желтое окрашивание. б) биуретовая (на пептидные связи) белок + $CuSO_4 + NaOH_{(k)}$ \rightarrow сине-фиолетовое окрашивание.
4) горение $\rightarrow N_2 + CO_2 + H_2O$ сопровождается запахом жженных перьев.

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

Нуклеиновые кислоты

Это биополимеры, макромолекулы которых состоят из моноклеотидов.

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

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

Раздел "Химия и жизнь"

4.1.1 Правила работы в лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии

Правила работы в лаборатории

1. Категорически запрещается работать в лаборатории одному, поскольку в ситуации несчастного случая, вам некому будет оказать первую неотложную помощь
2. При работе в лаборатории обязательно следует соблюдать чистоту и порядок, не шуметь, чётко следовать правилам **ТБ**. Запрещено работать в условиях спешки, поскольку это может привести к несчастному случаю
3. Работать в лаборатории разрешается только в халате, который всегда должен быть застёгнут
4. Обувь и одежда, в которых вы работаете в лаборатории, должны быть закрытыми (сандалии, шорты)
5. Если у вас длинные волосы, то их следует собрать в пучок или хвост таким образом, чтобы они не мешали в ходе работы
6. В лаборатории обязательно должны быть средства личной защиты — маски, очки
7. В любом помещении лаборатории должны быть средства противопожарной защиты, а именно ящик с просеянным песком и совком для него, асбестовое мыло, войлочное противопожарное одеяло, огнетушители в рабочем состоянии
8. Все работники лаборатории должны быть информированы о том, где находятся средства противопожарной защиты, а также аптечка, которая должна содержать всё необходимое для оказания первой помощи
9. На всех склянках, в которых хранятся реактивы, должны быть приклеены этикетки с указанием вещества
10. Строго запрещается пить и/или принимать пищу в лаборатории, а также хранить в лаборатории продукты питания, поскольку они могут легко пропитаться парами токсичных веществ
11. Опыты нужно проводить только в чистой и целой химической посуде без трещин, и прочих признаков повреждения
12. Работать следует аккуратно таким образом, чтобы реагенты не смогли попасть на открытые участки кожи (лицо, руки)
13. Категорически запрещается пробовать вещества на вкус!!! Пробовать на вкус запрещено любые даже знакомые из быта нетоксичные вещества типа хлорида натрия и сахарозы. Даже такие вещества могут содержать токсичные примеси либо из-за неаккуратного обращения с такими веществами, либо же из-за специфики способа производства реагента
14. Для ознакомления с запахом вещества категорически запрещается подносить сосуд с ним слишком близко к носу или склоняться над ним отверстием сосуда. Для того, чтобы почувствовать запах вещества, следует лёгким движением руки направить к себе его пары

15. При перемещении бутылей с реактивами с одного места на другое сосуд следует брать одной рукой за горлышко, а другой поддерживать его за дно
16. Вещества запрещается трогать руками. Для набора сыпучих веществ следует воспользоваться металлическим или фарфоровым шпателем/ложечкой
17. Жидкие вещества и их растворы запрещается набирать в пипетки ртом, для этого необходимо использовать резиновую грушу или пипетатор
18. Категорически запрещается закрывать сосуд с неостывшей горячей жидкостью пробкой
19. При нагревании веществ и их растворов в пробирке запрещено держать её при этом руками. Для удерживания пробирки следует воспользоваться держателем пробирок
20. При нагревании веществ в пробирках запрещается направлять их отверстия на себя или в сторону окружающих
21. Запрещается смотреть в отверстия нагреваемых сосудов с веществами из-за возможного поражения выбросом горячей массы
22. По окончании эксперимента посуду надо сразу же помыть. Признаком чистой посуды является её равномерное смачивание водой и отсутствие мутных разводов
23. При возникновении вопросов всегда обращайтесь к преподавателю

Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии

1. Работать с едкими веществами и их растворами (щёлочи, кислоты) следует только в защитных очках и перчатках
2. Все опыты с ядовитыми и пахучими веществами, а также газами, образующими взрывчатые смеси с воздухом, следует проводить в вытяжном шкафу, надев защитные очки и перчатки
3. При попадании концентрированного раствора кислоты на кожу поражённое место следует незамедлительно промыть под струёй холодной воды, после чего обработать кожу с разбавленным раствором питьевой воды (гидрокарбоната натрия NaHCO_3)
4. При ожоге концентрированными растворами щелочей обожжённый участок следует промыть под струёй холодной воды, после чего обработать его 1%-ным раствором уксусной (CH_3COOH) или борной (H_3BO_3) кислот, после чего снова промыть водой
5. Концентрированные растворы щелочей и кислот следует хранить в вытяжном шкафу в прочной посуде, под которой должен располагаться поддон на случай протечки в сосудах
6. Все работы с едкими и токсичными веществами нужно проводить в защитных очках
7. Концентрированные растворы летучих кислот, в частности, плавиковой, азотной и соляной, допускается переливать только в вытяжном шкафу
8. Разбавление концентрированных растворов кислот следует проводить в жаростойкой посуде. При этом кислоту необходимо приливать к воде небольшими порциями. Ни в коем случае не наоборот, так как это может привести к вскипанию жидкости и её выброса из сосуда
9. Для приготовления раствора из жидкой щёлочи щёлочь маленькими порциями с помощью шпателя добавляют в холодную воду при тщательном перемешивании. Если в процессе растворения жидкость очень сильно нагревается, следует временно приостановить добавление щёлочи до остывания раствора, после чего добавить ещё недостающее количество твёрдой щёлочи
10. Нельзя допускать контакт щелочных металлов с водой и галогенпроизводными органических соединений
11. Хранить щелочные и щелочноземельные металлы нужно в посуде из тёмного стекла под слоем керосина или другой инертной по отношению к ним органической жидкости в вытяжном шкафу. Поскольку литий - очень лёгкий металл, во избежании всплытия в керосине его придавливают грузом
12. При работе с щелочными и щелочноземельными металлами кусок металла стоит извлечь из банки пинцетом, промокнуть его салфеткой от защитной жидкости и отрезать ножом кусочек металла необходимого размера. Оставшуюся большую часть следует поместить снова в банку под защитный слой жидкости. Отрезанный кусок ЩМ или ЩЗМ следует использовать сразу же по назначению
13. Небольшие обрезки натрия, а также посуду и бумагу с остатками металла следует «обезвредить» с помощью 96%-ного этилового спирта (не водой!!!!)
14. Строго запрещается выкидывать остатки активных металлов в мусорное ведро, раковину или оставлять их не «обезвреженными» в химической посуде после эксперимента

4.1.2 Научные методы исследования химических веществ и превращений. Методы разделения смесей и очистки веществ

Методы разделения смесей и очистки веществ

ГОМОГЕННЫХ СМЕСЕЙ (ОДНОРОДНЫХ СМЕСЕЙ)		СПОСОБЫ РАЗДЕЛЕНИЯ	ГЕТЕРОГЕННЫХ СМЕСЕЙ (НЕОДНОРОДНЫХ СМЕСЕЙ)	
ВЫПАРИВАНИЕ, КРИСТАЛЛИЗАЦИЯ (Основано на различных температурах кипения разделяемых веществ)			ОТСТАИВАНИЕ (Основано на различной плотности или смачиваемости разделяемых веществ)	
ДИСТИЛЛЯЦИЯ, ПЕРЕГОНКА (Основано на различных температурах кипения разделяемых веществ)			ФИЛЬТРОВАНИЕ (Основано на различной растворимости или различных размерах частиц разделяемых веществ)	
ХРОМАТОГРАФИЯ (Основано на различной поглощаемости компонентов смеси различными веществами)			ДЕЙСТВИЕ МАГНИТОМ (Основано на различных магнитных свойствах разделяемых веществ)	

4.1.3 Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы

Окраска индикаторов в различных средах

Индикаторы	Цвет индикатора в различных средах		
	Кислой	Щелочной	Нейтральной
Лакмус	Красный	Синий	Фиолетовый
Фенолфталеин	Бесцветный	Малиновый	Бесцветный
Метиловый оранжевый	Розовый	Желтый	Оранжевый

4.1.4 Качественные реакции на неорганические вещества и ионы

Качественные реакции на катионы

Катион	Воздействие или реактив	Наблюдаемая реакция
Li^+	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Na^+	Пламя	Желтое окрашивание
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca^{2+}	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
Sr^{2+}	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Ba^{2+}	Пламя SO_4^{2-}	Желто-зеленое окрашивание Белый осадок, не растворимый в кислотах: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$
Cu^{2+}	Вода	Гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску
Pb^{2+}	S^{2-}	Выпадение черного осадка: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$
Ag^+	Cl^-	Выпадение белого осадка не растворимого в HNO_3 , но растворимого в конц. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$
Fe^{2+}	Гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Выпадение синего осадка: $\text{K}^+ + \text{Fe}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow$
Fe^{3+}	1) Гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 2) Роданид-ион SCN^-	Выпадение синего осадка: $\text{K}^+ + \text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow$ Появление ярко-красного окрашивания за счет образования комплексных ионов $\text{Fe}(\text{NSC})^{2+}$, $\text{Fe}(\text{NSC})_2^+$ и др.
Al^{3+}	Щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение осадка гидроксида алюминия при приливании первых порций щелочи и его растворение при дальнейшем приливании
NH_4^+	Щелочь, нагрев	Запах аммиака: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
H^+ (кислотная среда)	Индикаторы: лакмус, метилоранж, оранжевый	Красное окрашивание

Качественные реакции на анионы

Анион	Реактив	Наблюдаемая реакция
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах: $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4\downarrow$
NO_3^-	1) добавить конц. H_2SO_4 и Cu , нагреть 2) смесь $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$	Образование голубого раствора, содержащего ионы Cu^{2+} , выделение газа бурого цвета NO_2 Возникновение окраски сульфата нитрозожелеза (II) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}]^{2+}$. Окраска от фиолетовой до коричневой (<i>реакция «бурого кольца»</i>)
PO_4^{3-}	Ионы Ag^+	Выпадение светло-желтого осадка в нейтральной среде: $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$
CrO_4^{2-}	Ионы Ba^{2+}	Выпадение желтого осадка, не растворимого в уксусной кислоте, но растворимого в HCl : $\text{Ba}_2^+ + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4\downarrow$
S^{2-}	Ионы Pb^{2+}	Выпадение черного осадка : $\text{Pb}^{2+} \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$
CO_3^{2-}	Ионы Ca^{2+}	Выпадение белого осадка , растворимого в кислотах: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$
CO_2	Известковая вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ Выпадение белого осадка и его растворение при пропускании CO_2
SO_3^{2-}	Ионы H^+	Появление характерного запаха SO_2 : $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$
F^-	Ионы Ca^{2+}	Выпадение белого осадка: $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- = \text{CaF}_2\downarrow$
Cl^-	Ионы Ag^+	Выпадение белого осадка, не растворимого в HNO_3 , но растворимого в конц. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$ $\text{AgCl} + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$
Br^-	Ионы Ag^+	Выпадение светло-желтого осадка, не растворимого в HNO_3 : $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}\downarrow$ осадок темнеет на свету ионы Ag
I^-	Ионы Ag^+	Выпадение желтого осадка, не растворимого в HNO_3 и NH_3 конц.: $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}\downarrow$ осадок темнеет на свету
OH^- (щелочная среда)	Индикаторы: лакмус, фенолфталеин	Синее окрашивание, малиновое окрашивание

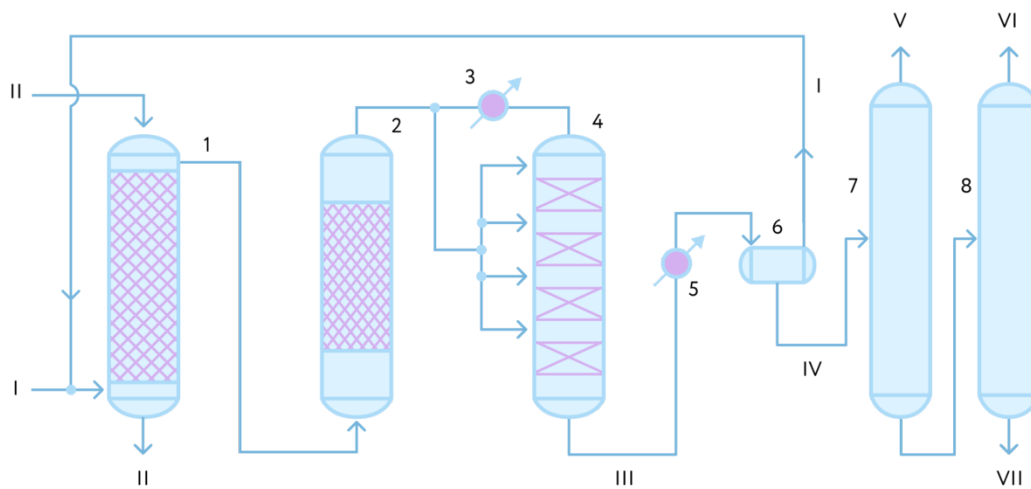
4.1.5 Качественные реакции органических соединений

Качественные реакции органических соединений

Соединение	Реактив	Наблюдаемая реакция
Алканы	Пламя	Обычно определяют путем исключения Низшие алканы горят голубоватым пламенем
Алкены C=C	1) Бромная вода 2) р-р KMnO_4 3) Горение	Обесцвечивание раствора Обесцвечивание раствора, выпадение бурого осадка MnO_2 Горят слегка желтоватым пламенем (частицы углерода)
Бензол	Горение	Обычно определяют путем исключения Горит коптящим пламенем
Фенол	1) Бромная вода 2) р-р Na_2CO_3 3) FeCl_3	Обесцвечивание, выпадение белого осадка трибромфенола Выделение углекислого газа Фиолетовое окрашивание
Спирты	1) Na 2) Горение 3) Черная горячая прокаленная Cu - проволока	Выделение водорода Горят светлым голубоватым пламенем Восстановление красной окраски у прокаленной горячей медной проволоки
Многоатомные спирты	$\text{Cu(OH)}_2 + \text{NaOH}$	Синее окрашивание - образование глицератов и др
Амины	1) Лакмус 2) HNaI	В водном растворе - синее окрашивание Образуют соли с галогеноводородами после выпаривания твердый осадок
Анилин	1) Бромная вода 2) HNaI	Обесцвечивание бромной воды, выпадение осадка триброманилина После упаривания твердый осадок соль гидрогалогенида анилина
Альдегиды	1) Ag_2O 2) Cu(OH)_2	Реакция серебряного зеркала Выпадение красного осадка Cu_2O
Карбоновые кислоты	Лакмус	Красное окрашивание ! Муравьиная - реакция серебряного зеркала ! Олеиновая - обесцвечивание бромной воды
Крахмал	Раствор I_2 в KI или спиртовой раствор иода	Синее окрашивание
Белки	конц HNO_3	Желтое окрашивание При добавлении щелочного раствора - оранжевое

4.1.5 Качественные реакции органических соединений

Производство метанола



1 – скруббер; 2 – адсорбер; 3 – теплообменники;
4 – колонна синтеза; 5 – холодильник;
6 – сепаратор; 7, 8 – ректификационные колонны;

I – синтез-газ; II – вода; III – реакционные газы;
IV – метанол-сырец; V – диметилловый спирт;
VI – метанол; VII – высшие спирты.

4.2.1 Понятие о металлургии: общие способы получения металлов

Общие способы получения металлов

Являются процессами восстановления и зависят от формы нахождения металла в природе и окислительной активности его ионов

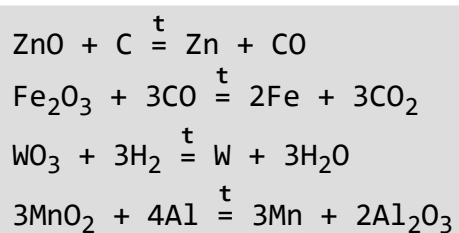
Пиromеталлургия

Получение металлов из руд при высоких температурах

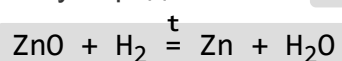
Восстановители: C, CO, H₂

Металлы: Al, Mg, Zn

Используется для получения металлов средней активности и маловктивных Из оксидов:

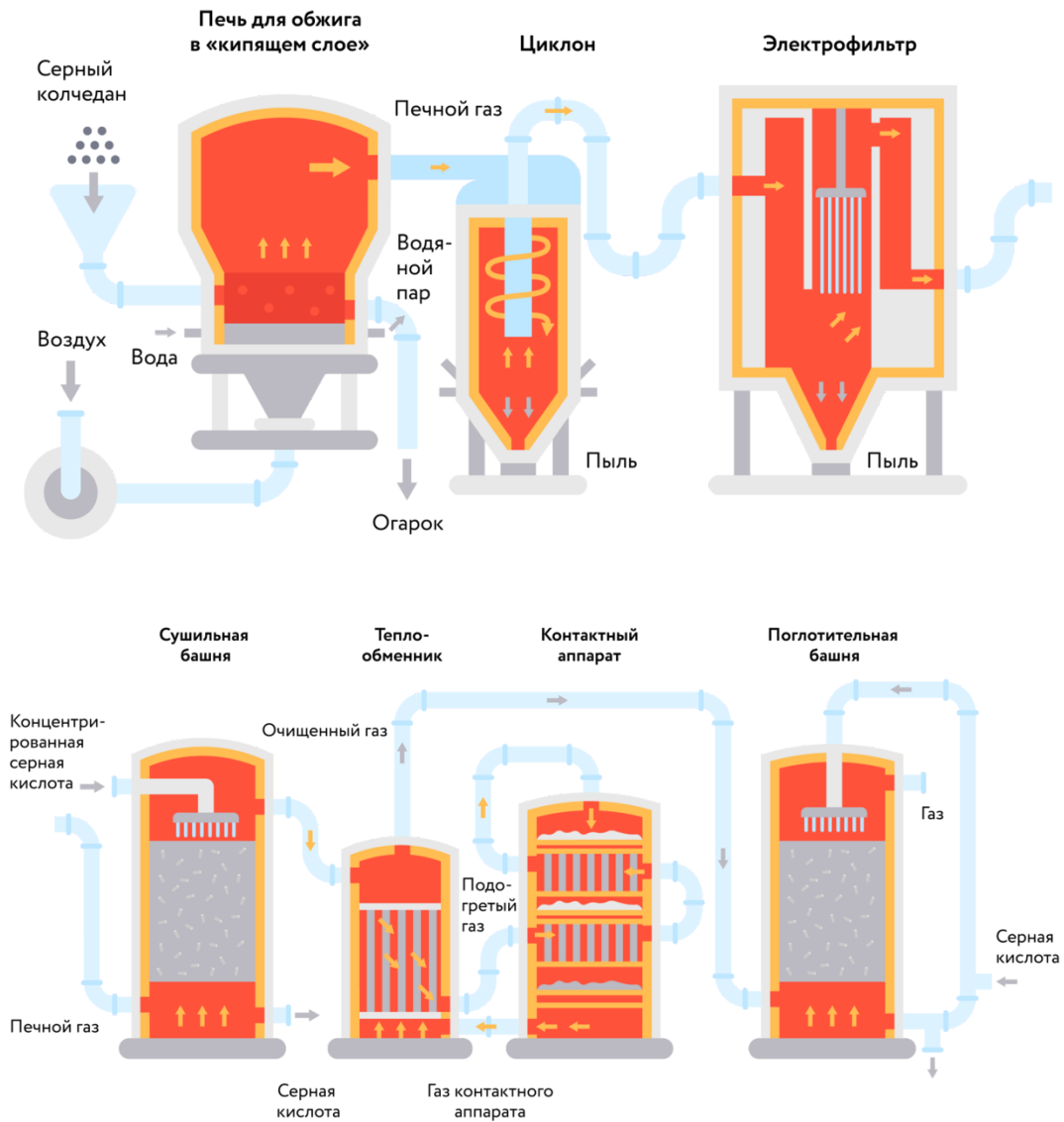


Из сульфидов: обжиг $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \stackrel{t}{=} 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$ восстановление

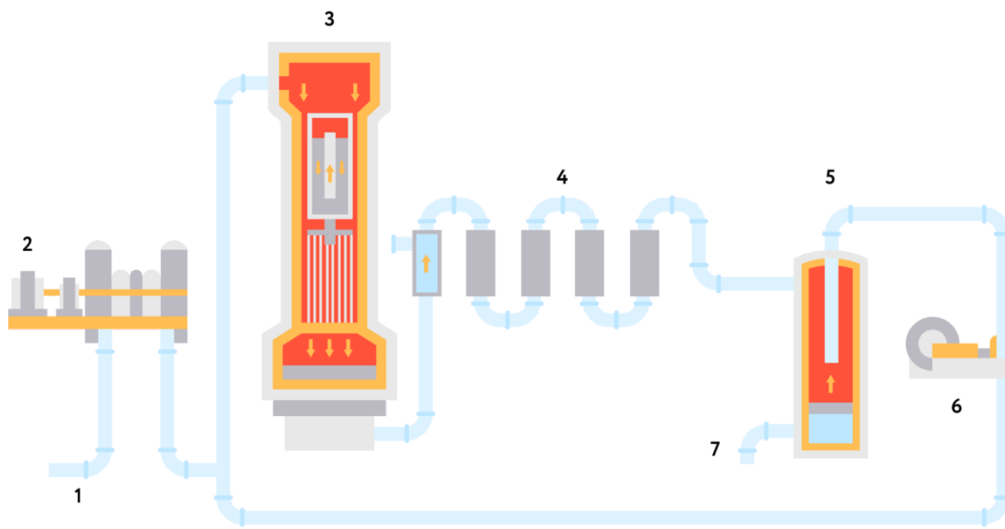


4.2.2 Общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола). Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

Производство серной кислоты



Производство аммиака



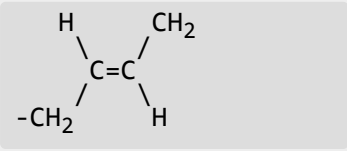
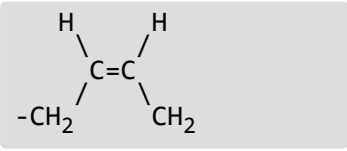
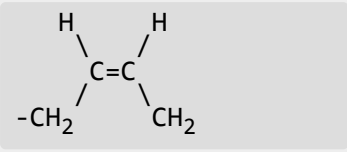
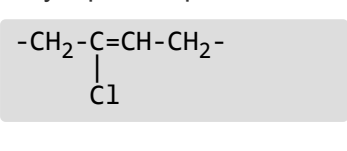
1 – азотводородная смесь; 2 – турбокомпрессор; 3 – колонна синтеза; 4 – холодильник;
5 – сепаратор; 6 – циркуляционный насос; 7 – аммиак на склад

4.2.4 Высокмолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, волокна, каучуки

Текстильные волокна

- Натуральные
 - Растительные
 - Хлопок
 - Лен
 - Животные
 - Шерсть
 - Шелк
 - Неорганические
 - Асбест
- Химические
 - Искусственные
 - Вискозные
 - Триацетатные
 - Ацетатные
 - Синтетические
 - Полиамидные (*капрон*)
 - Полиэфирные (*чавсан*)
 - Полиуретановые (*спандекс*)
 - Полиуретановые (*спандекс*)
 - Подиакрилонитрильные (*митрон*)
 - Поливинилхлоридные (*хлорин*)
 - Поливинилспиртовые (*винол*)
 - Полиолефиновые (*полипропиленов*)
 - Неорганические
 - Металлические
 - Стекловолокна

Каучуки

Название	Исходный материал	Формула каучука	Свойства и применение
Бутадиеновый	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ (бутадиен-1,3)	Нерегулярное строение 	Водонгазонепроницаемость. По эластичности уступает природному каучуку. В производстве кабелей, обувн. принадлежностей быта
Дивиниловый	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ (бутадиен-1,3)	Регулярное строение 	По износоустойчивости и эластичности превосходит природный каучук. В производстве шин
Изопреновый	$\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$ (2-метилбутадиен-1,3)	Регулярное строение 	По эластичности и износоустойчивости сходен с природным каучуком. В производстве шин
Хлоропреновый	$\text{CH}_2=\text{C}(\text{Cl})-\text{CH}=\text{CH}_2$ (2-хлорбутадиен-1,3)	Регулярное строение 	Устойчив к воздействиям высоких температур, бензинов и масел. В производстве кабелей, трубопроводов для перекачки бензина, нефти.
Бутадиен-стирольный	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ (бутадиен-1,3) и $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}_2$ (стирол)	Регулярное строение 	Характерна газонепроницаемость, но недостаточная жароустойчивость. В производстве лент для транспортёров, автокамер.

Термопласты

Полимер	Структурное звено	Применение
Полиэтилен	$-CH_2-CH_2-$	Упаковочные плёнки, бутылки, оболочки кабелей
Полипропилен	$-CH_2-\underset{\begin{array}{c} \\ CH_3 \end{array}}{CH}-$	Детали автомобилей, трубы
Полистирол	$-CH_2-\underset{\begin{array}{c} \\ C_6H_5 \end{array}}{CH}-$	Мензурки, корпуса телевизоров, игрушки
Поливинилхлорид	$-CH_2-\underset{\begin{array}{c} \\ Cl \end{array}}{CH}-$	Трубы, искусственная кожа, хозяйственные сумки
Полиметилме-такрилат	$-CH_2-\underset{\begin{array}{c} \\ COOCH_3 \end{array}}{C(CH_3)}-$	Органическое стекло для светильников, пуленепробиваемых окон, шприцев
Политетра-фторэтилен	$-CF_2-CF_2-$	Тефлоновое покрытие посуды, электроизоляция
Полиэтилентерефталат	$-O-(CH_2)_2-O-CO-C_6H_4-CO-$	Волокна, бутылки
Полиамид	$-NH-(CH_2)_5-CO-$	Волокна

Реактопласты

Полимер	Структурное звено	Применение
Полиуретан	$-NH-COO-R-COOH-NH-$	Детали автомобилей, подошва для обуви, эластомеры, волокна, пенопласты
Силиконы	$\begin{array}{c} \quad \quad \\ O \quad \quad R \\ \quad \quad \\ -O-Si-O-Si- \\ \quad \quad \\ R \quad \quad O \\ \end{array}$	Эластомеры, имплантаты, водоотталкивающие покрытия
Ненасыщенные полиэфиры	$-OCH_2CH_2OCOC=CHCO-$	Цистерны, корпуса лодок