

Электронная конфигурация внешнего уровня

Азот $1s^2 2s^2 2p^3$
Предвнешний уровень

Фосфор $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Предвнешний уровень

Мышьяк $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
Предвнешний уровень

Сурьма $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$
Предвнешний уровень

Висмут $\dots 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^3$
Предвнешний уровень

$ns^2 np^3$ – общая электронная конфигурация внешнего уровня (сходная электронная конфигурация)

№ группы = N(e) на внешнем уровне
(для главных подгрупп)

Закономерности изменений свойств по группам (для главных подгрупп)

	I	II	III	IV	V
1	H 1,008 Водород				
2	Li 6,94 Литий	Be 9,01 Бериллий	B 10,81 Бор	C 12,01 Углерод	N 14,00 Азот
3	Na 22,99 Натрий	Mg 24,31 Магний	Al 26,98 Алюминий	Si 28,09 Кремний	P 30,97 Фосфор
4	K 39,10 Калий	Ca 40,08 Кальций	Sc 44,96 Скандий	Ti 47,90 Титан	V 50,94 Ванадий
5	Rb 85,47 Рубидий	Sr 87,62 Стронций	Y 88,91 Иттрий	Zr 91,22 Цирконий	Nb 92,91 Ниобий
6	Cs 132,91 Цезий	Ba 137,33 Барий	La 138,91 Лантан	Ce 140,12 Церий	Pr 140,91 Прометий
7	Fr [223] Франций	Ra [226] Радий	Ac [227] Актиний	Rf [261] Резерфордий	Db [262] Дубний
	[286] Rg Рентгий	[288] Cn Коперниций	[289] Nh Нихоний	[290] Fl Флеровий	[291] Mc Московский

↑ Радиус атома
↑ Электроотрицательность
↑ Неметаллические свойства простых веществ
↑ Металлические свойства простых веществ
↑ Восстановительные свойства простых веществ
↑ Окислительные свойства простых веществ
↑ Количество электронных слоев

Валентные электроны

Тип элемента	Подуровень, на котором расположены валентные электроны	Валентные электроны
s-элементы	s-подуровень	s-электрон внешнего энергетического уровня
p-элементы	s- и p-подуровень	s и p-электроны внешнего энергетического уровня
d-элементы	s- и d-подуровень	s-электрон внешнего энергетического уровня и d-электрон предвнешнего энергетического уровня

$K 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
внешний энергетический уровень
s-элемент
валентный электрон

$Si 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
внешний энергетический уровень
p-элемент
валентные электроны

$Cr 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
внешний энергетический уровень
d-элемент
валентные электроны

Закономерности изменений свойств по периодам (для главных подгрупп)

← Радиус атома
← Электроотрицательность
← Неметаллические свойства простых веществ
← Металлические свойства простых веществ
← Восстановительные свойства простых веществ
← Окислительные свойства простых веществ
← Количество электронов на внешнем уровне →

период	Группы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1,008 Водород							
2	Li 6,94 Литий	Be 9,01 Бериллий	B 10,81 Бор	C 12,01 Углерод	N 14,00 Азот	O 16,00 Кислород	F 19,00 Фтор	Ne 20,18 Неон
3	Na 22,99 Натрий	Mg 24,31 Магний	Al 26,98 Алюминий	Si 28,09 Кремний	P 30,97 Фосфор	S 32,06 Сера	Cl 35,45 Хлор	Ar 39,95 Аргон
4	K 39,10 Калий	Ca 40,08 Кальций	Sc 44,96 Скандий	Ti 47,90 Титан	V 50,94 Ванадий	Cr 51,99 Хром	Mn 54,94 Марганец	Fe 55,85 Железо
5	Rb 85,47 Рубидий	Sr 87,62 Стронций	Y 88,91 Иттрий	Zr 91,22 Цирконий	Nb 92,91 Ниобий	Mo 95,94 Молибден	Tc 98,91 Технеций	Ru 101,07 Рутений
6	Cs 132,91 Цезий	Ba 137,33 Барий	La 138,91 Лантан	Ce 140,12 Церий	Pr 140,91 Прометий	Nd 144,24 Неодим	Pm 145 Прометий	Sm 150,36 Самарий
7	Fr [223] Франций	Ra [226] Радий	Ac [227] Актиний	Rf [261] Резерфордий	Db [262] Дубний	Sg [263] Сегбий	Bh [264] Бергвий	Hs [265] Хассий
	[286] Rg Рентгий	[288] Cn Коперниций	[289] Nh Нихоний	[290] Fl Флеровий	[291] Mc Московский	[292] Lv Ливерморий	[293] Ts Теннессиум	[294] Og Оганессон

↑ будьте внимательны с инертными газами и водородом

Максимальная (высшая) валентность и степень окисления = № группы

Исключения:

Валентность:

- 2 период: N, O, F
- инертные газы
- Начиная с 3 периода: многие элементы

Степень окисления:

- 2 период: O, F
- инертные газы
- Fe, Co, Ni, Cu, Ag, Au...

Высшие оксиды

В оксидах CO(O) = -2

	I	II	III	IV	V	VI	VII
Max CO = № группы	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
	$\overset{+1}{E}_2 O^{-2}$	$\overset{+2}{E}_2 O^{-2}$	$\overset{+3}{E}_2 O_3^{-2}$	$\overset{+4}{E}_2 O_2^{-2}$	$\overset{+5}{E}_2 O_5^{-2}$	$\overset{+6}{E}_2 O_3^{-2}$	$\overset{+7}{E}_2 O_7^{-2}$

Высшая валентность = номер группы
Низшая валентность = 8 – номер группы

Изменение в периоде валентности по кислороду и изменение в периоде высших степеней окисления элементов

Валентность	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
С.О.	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8
Общий вид высшего оксида	$E_2 O$	EO	$E_2 O_3$	EO_2	$E_2 O_5$	EO_3	$E_2 O_7$	EO_4

Изменение в периоде валентности по водороду и изменение в периоде низших степеней окисления элементов

Валентность	I	II	III	IV	III	II	I
С.О.				-4	-3	-2	-1
Общий вид водородного соединения				EH_4	EH_3	EH_2	EH

Летучие водородные соединения

Кислотные свойства →

IV	V	VI	VII
CH_4^{+1} метан	NH_3^{+1} аммиак	H_2O^{+1} вода	HF^{+1} фтороводород
$SiH_4^?$ силан	PH_3^{+1} фосфин	H_2S^{+1} сероводород	HCl^{+1} хлороводород
			HBr^{+1} бромоводород
			HI^{+1} йодоводород

↑ Кислотные свойства
↓ Низшая степень окисления = № группы - 8

Кислотные свойства высших оксидов и гидроксидов

Основные свойства высших оксидов и гидроксидов

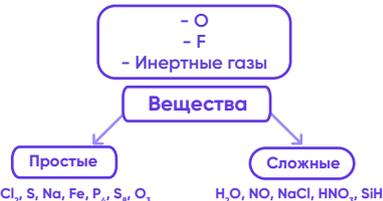
Кислотные свойства высших оксидов и гидроксидов ↑
Основные свойства высших оксидов и гидроксидов ↓

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

		Группы																	
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
Периоды	1	H						(H)											
	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cobalt	Nickel	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uu	Uub	Uut	Uuq	Uur	Uus	Uuq	Uur

Лантаноиды: Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu
Актиноиды: Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

Элементы, которые не образуют оксидов



- Степень окисления в простых веществах = 0
- Постоянные степени окисления элементов в сложных веществах:
 - IA группа: Li⁺¹, Na⁺¹, K⁺¹, Rb⁺¹, Cs⁺¹
 - II группа: Be⁺², Mg⁺², Ca⁺², Sr⁺², Ba⁺², Zn⁺², Cd⁺²
 - Al⁺³
 - F⁻¹
- Типичные степени окисления:
 - H⁺¹ (кроме гидридов)
 - O⁻² (кроме OF₂, O₂F₂, пероксидов)
- Min CO (Me) = 0 (не характерны отрицательные CO)

Переходные металлы: максимальная (высшая) CO

Высшая CO	N ^o группы		N ^o группы	
	I	II	III	VIII
	Cu	Zn	Sc	Ni
	+2(+3*)	+2	+3	+2

Степени окисления азота

высшая CO	оксид	гидроксид	соль	анион
+5	N ₂ O ₅	HNO ₃	NaNO ₃	NO ₃ ⁻
+4	NO ₂	-	-	-
+3	N ₂ O ₃	HNO ₂	NaNO ₂	NO ₂ ⁻
+2	NO	-	-	-
+1	N ₂ O	-	-	-
-3	NH ₃	-	-	-

Max валентность = IV
Max степень окисления = +5

Степени окисления углерода

высшая CO	оксид	гидроксид	соль	анион
+4	CO ₂	H ₂ CO ₃	Na ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻
+2	CO	-	-	-
-4	CH ₄	-	-	-

Степени окисления углерода									
-4	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	
* метан CH ₄	* этанол CH ₃ -CH ₂ -OH	* метанол CH ₃ -OH	* этанол CH ₃ -CH ₂ -OH	* формальдегид CH=O	* ацетальдегид CH ₃ -C(=O)-H	* угарный газ CO	* уксусная кислота CH ₃ -C(=O)-OH	* углекислый газ CO ₂	* тетрагидрид углерода CCl ₄
* карбиды Al ₄ C ₃ SiC	* этан H ₃ C-CH ₃	* этилен H ₂ C=CH ₂				* ацетон CH ₃ -C(=O)-CH ₃			* фосген COCl ₂

Степени окисления фосфора

высшая CO	оксид	гидроксид	соль	анион
+5	P ₂ O ₅	HPO ₃	NaPO ₃	PO ₃ ⁻
+3	P ₂ O ₃	H ₃ PO ₃	Na ₂ HPO ₃	HPO ₃ ²⁻
+1	-	H ₃ PO ₂	NaH ₂ PO ₂	H ₂ PO ₂ ⁻
-3	PH ₃	-	-	-

Max валентность = V
Max степень окисления = +5

Валентности и степени окисления кислорода

высшая CO	оксид	гидроксид	соль	анион
+2	OF ₂	-	-	-
+1	O ₂ F ₂	-	-	-
0	O ₂	-	-	-
-1	H ₂ O ₂ , Na ₂ O ₂ (пероксиды)	-	-	-
-2	CO, CO ₂ , Na ₂ O (оксиды) H ₂ O	-	-	-

Степени окисления серы

высшая CO	оксид	гидроксид	соль	анион
+6	SO ₃	H ₂ SO ₄	Na ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻
+4	SO ₂	H ₂ SO ₃	Na ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻
-2	H ₂ S	-	-	-

Степени окисления хлора

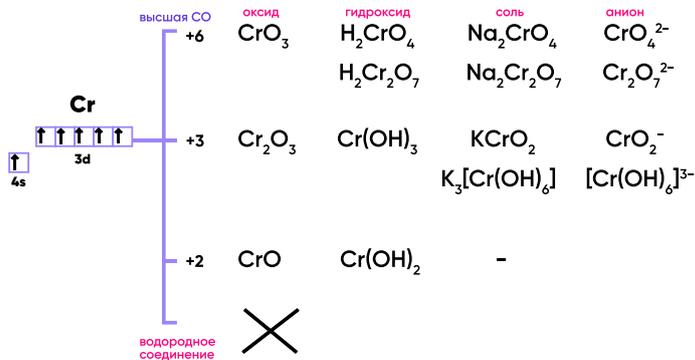
высшая CO	оксид	гидроксид	соль	анион
+7	Cl ₂ O ₇	HClO ₄	NaClO ₄	ClO ₄ ⁻
+5	-	HClO ₃	NaClO ₃	ClO ₃ ⁻
+3	-	HClO ₂	NaClO ₂	ClO ₂ ⁻
+1	Cl ₂ O	HClO	NaClO	ClO ⁻
-1	HCl	-	NaCl	Cl ⁻

Степени окисления меди

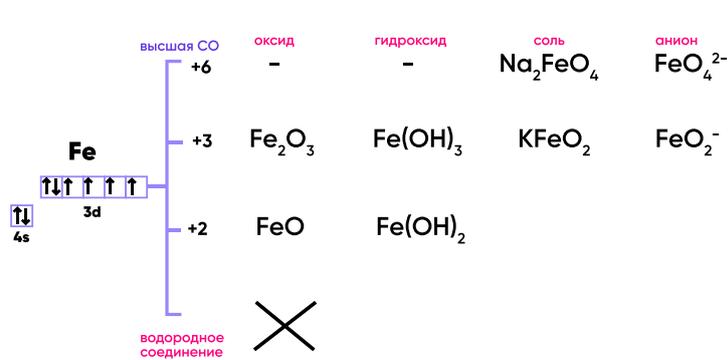
высшая CO	оксид	гидроксид	соль	анион
+2	CuO	Cu(OH) ₂	-	-
+1	Cu ₂ O	CuOH	-	-

*Характерны только для хлора и брома

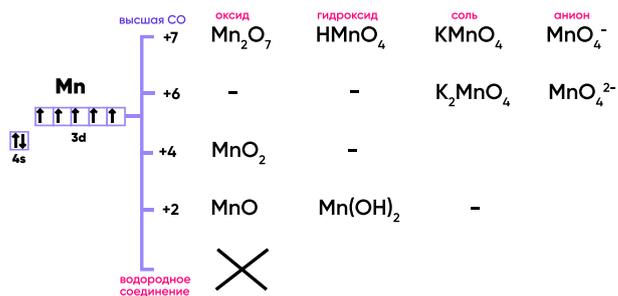
Степени окисления хрома



Степени окисления железа



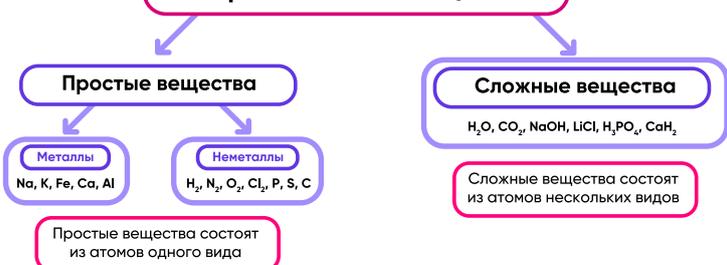
Степени окисления марганца



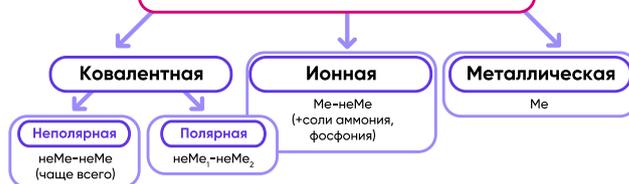
Степени окисления бериллия, цинка и алюминия



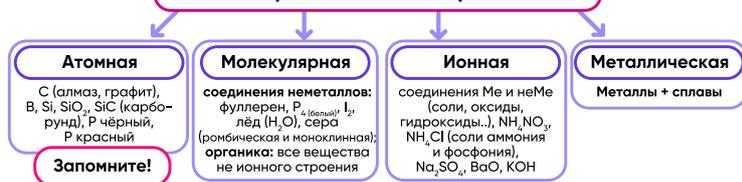
Неорганические вещества



Типы химических связей



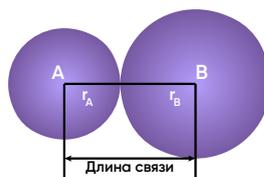
Типы кристаллических решеток



Тип кристаллической решётки	Молекулярная	Атомная	Ионная	Металлическая
Тип связи	ковалентная полярная/неполярная	ковалентная полярная/неполярная	ионная	металлическая
В узлах кристаллической решётки	молекулы	атомы	ионы	атомы или ионы металла
Свойства	<ul style="list-style-type: none"> небольшая твёрдость и прочность хрупкость низкая температура плавления летучесть в основном жидкости, газы 	<ul style="list-style-type: none"> высокая твёрдость и прочность высокие температуры плавления нерастворимость 	<ul style="list-style-type: none"> прочность и твёрдость ниже, чем у атомной высокие температуры плавления слабая летучесть растворы проводят электрический ток хорошо растворимы в полярных растворителях хрупкость 	<ul style="list-style-type: none"> высокая теплопроводность и электропроводность пластичность ковкость металлический блеск непрозрачность
Типичные представители	<ul style="list-style-type: none"> неорганика: соединения неметаллов (искл. Si, C) (фуллерен), P (белый), I, лёд (H₂O), сера (S₈ – ромбическая и моноклинная) органика: все вещества неионного строения, CH₃COOH, CH₄, CH₃NH₂, HCHO 	C (алмаз, графит), B, Si, SiO ₂ , SiC (карборунд), P чёрный, BN, V ₂ C	NH ₄ NO ₃ , NH ₄ Cl (все соли аммония), Na ₂ SO ₄ , BaO, KOH, CH ₃ COONa, Pn, Br	металлы и сплавы металлов

Длина и энергия связи

Ионная связь – крайний случай ковалентной полярной.
Длина связи – расстояние между ядрами химически связанных атомов.



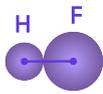
Чем выше кратность связи, тем она короче

Связь	Длина (пм)
C—C	154
C=C	134
C≡C	121

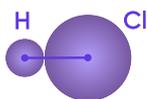
Кратность связи в некоторых простых веществах

Кратность	Связь	Вещество
1	F—F, I—I	Галогены
1	H—H	H ₂
2	O=O	O ₂
3	N≡N	N ₂

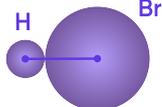
HF



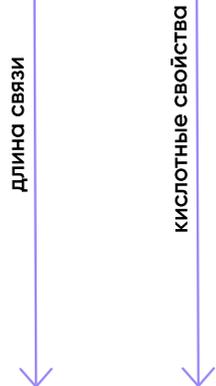
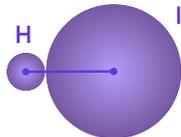
HCl



HBr



HI



Энергия связи

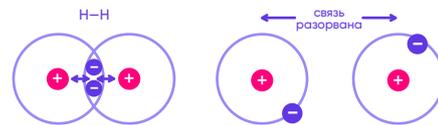
Энергия связи – это энергия, которую необходимо затратить для разрыва связи.

Чем выше кратность связи, тем больше нужно энергии затратить на её разрыв

C—C $E_{связи} = 343$ кДж/моль

C=C $E_{связи} = 615$ кДж/моль

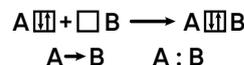
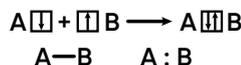
C≡C $E_{связи} = 812$ кДж/моль



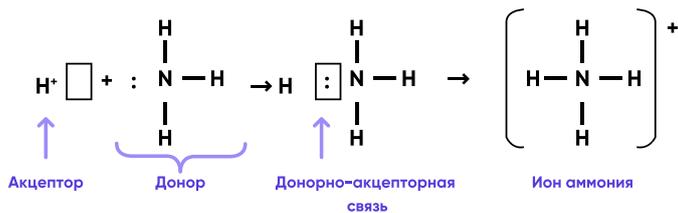
Механизмы образования ковалентной связи

Обменный

Донорно-акцепторный



Донорно-акцепторный механизм



Вещества, в которых связь образована по донорно-акцепторному механизму

- CO
- NH₄⁺ (соли аммония)
- Соли аминов (H₃C-NH₃⁺Cl⁻)
- Комплексные соединения (Na[Al(OH)₄], H₂[SiF₆])
- HNO₃ и нитраты
- O₃
- N₂O₅

Водородная связь

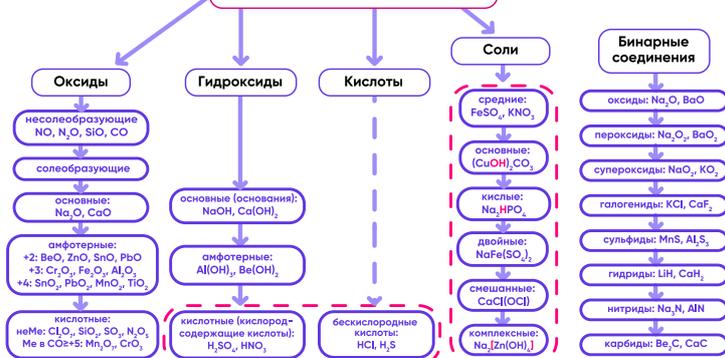
Нужен атом H, соединённый с сильно электроотрицательным атомом (O, F, N)

Если есть связи N-H, O-H, F-H – значит есть водородная связь!

Вещества, которые образуют водородные связи

Неорганика	Органика
HF	Спирты: R-O-H Карбоновые кислоты: R-C(=O)-O-H
H ₂ O	Углеводы Амины (кроме третичных): R-N-H Аминокислоты: H ₂ N-CH(R)-COOH
NH ₃	Белки Фенолы

Сложные вещества



Неорганические вещества

Простые вещества

- состоят из атомов одного вида
- могут существовать и в виде атомов, и в виде молекул

Сложные вещества

- состоят из разных атомов
- KMnO₄, SO₂, NaOH, Mg(NO₃)₂, H₂SiO₃

Металлы

Неметаллы

Fe, K, Ca, Zn, Mn

H₂, C, O₂, F, Cl₂

Оксиды – это соединения элемента с кислородом в степени окисления -2.

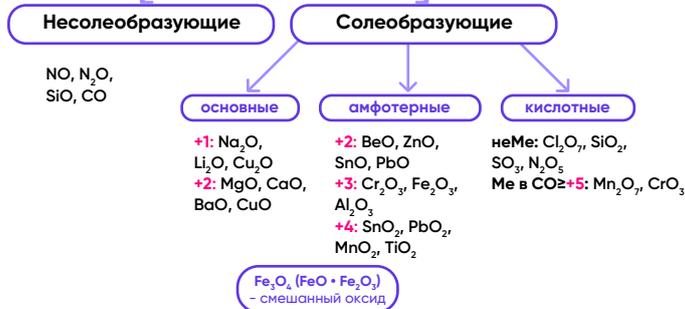
Пероксиды: Na₂O₂, CaO₂, BaO₂ и др.
Супероксиды (надпероксиды): KO₂, NaO₂ и др.
Фториды кислорода: OF₂, O₂F₂
сюда НЕ относятся!

Формула

Название

Моноксиды	
CO	монооксид углерода (II)
NO	монооксид азота (II)
Диоксиды	
CO ₂	диоксид (двуокись) углерода (IV)
ClO ₂	диоксид хлора (IV)
MnO ₂	диоксид марганца (IV)
Триоксиды	
SO ₃	триоксид серы (VI)
SeO ₃	триоксид селена (VI)

Оксиды $E_xO_y^{-2}$



Щелочи

LiOH KOH CsOH Sr(OH)₂
NaOH RbOH Ca(OH)₂ Ba(OH)₂

Тривиальные названия оксидов

Формула	Тривиальное название
CO	угарный газ
CO ₂	углекислый газ
SO ₂	сернистый газ
SO ₃	серный ангидрид
N ₂ O	веселящий газ, закись азота
NO ₂	бурый газ, лисий хвост
SiO ₂	кварц, кремнезём
CaO	негашёная известь
MgO	жжёная магнезия
Al ₂ O ₃	корунд (рубин, сапфир), глинозём (составная часть минерала)
Fe ₃ O ₄	железная окалина (входит в состав минерала магнетита - магнитного железняка)

Солеобразующие оксиды



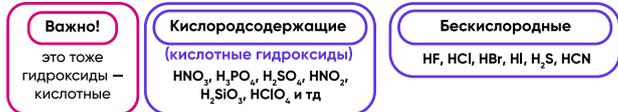
Тривиальные названия гидроксидов

Формула	Тривиальное название
KOH	едкое кали
NaOH	едкий натр, каустическая сода
Ca(OH) ₂	гашёная известь
Прозрачный водный раствор Ca(OH) ₂	известковая вода
Взвесь тв. Ca(OH) ₂ в водном растворе	известковое молоко
Ba(OH) ₂	баритовая вода
NH ₃ • H ₂ O (NH ₄ OH)	нашатырный спирт

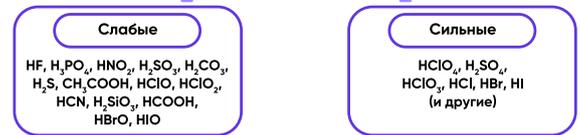
Кислоты



Кислоты H_xA

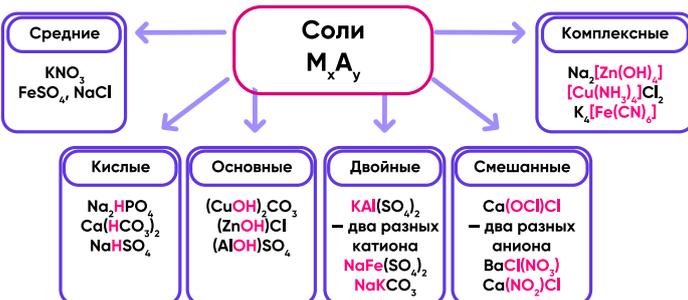


Кислоты



Названия кислот

Формула	Название кислоты	Формула	Название кислоты	Формула	Название кислоты
HF	Фтороводородная, плавиковая	HPO ₃	Метафосфорная	H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихромовая
HCl	Хлороводородная, соляная	H ₂ PO ₃	Фосфорноватистая	HmNO ₂	Марганцовая
HBr	Бромоводородная	H ₃ PO ₃	Фосфористая	HClO	Хлорноватистая
HI	Йодоводородная	H ₂ AsO ₃	Мышьяковая	HClO ₂	Хлористая
H ₂ S	Сероводородная	H ₂ SO ₃	Сернистая	HClO ₃	Хлорноватая
HCN	Циановодородная, синильная	H ₂ SO ₄	Серная	HClO ₄	Хлорная
HNO ₂	Азотистая	H ₂ CO ₃	Угльная	HCOOH	Метановая, муравьиная
HNO ₃	Азотная	H ₂ SiO ₃	Кремниевая	CH ₃ COOH	Этановая, уксусная
H ₃ PO ₄	Ортофосфорная	H ₂ CrO ₄	Хромовая	H ₂ C ₂ O ₄	Этандиовая, щавелевая



Важно!

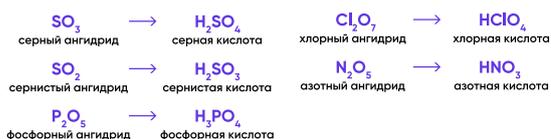
не все бинарные соединения металлов с неметаллами являются солями: Na₃P, Al₄C₃, Mg₃B₂

Особенности составления названий



Формула	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
HF	Фтороводородная, плавиковая	F ⁻	Фторид
HCl	Хлороводородная, соляная	Cl ⁻	Хлорид
HBr	Бромоводородная	Br ⁻	Бромид
HI	Йодоводородная	I ⁻	Иодид
H ₂ S	Сероводородная	S ²⁻	Сульфид
HCN	Цианистоводородная, синильная	CN ⁻	Цианид
HNO ₂	Азотистая	NO ₂ ⁻	Нитрит
HNO ₃	Азотная	NO ₃ ⁻	Нитрат
H ₃ PO ₄	Ортофосфорная	PO ₄ ³⁻	Фосфат
HPO ₃	Метафосфорная	PO ₃ ⁻	Метафосфат
H ₂ PO ₂	Фосфорноватистая	H ₂ PO ₂ ⁻	Гипофосфит
H ₃ PO ₃	Фосфористая	HPO ₃ ²⁻	Фосфит
H ₃ AsO ₄	Мышьяковая	AsO ₄ ³⁻	Арсенат
H ₂ SO ₃	Сернистая	SO ₃ ²⁻	Сульфит
H ₂ SO ₄	Серная	SO ₄ ²⁻	Сульфат
H ₂ CO ₃	Угльная	CO ₃ ²⁻	Карбонат
H ₂ SiO ₃	Кремниевая	SiO ₃ ²⁻	Силикат
H ₂ CrO ₄	Хромовая	CrO ₄ ²⁻	Хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихромовая	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Дихромат
HMnO ₄	Марганцовая	MnO ₄ ⁻	Перманганат
HCIO	Хлорноватистая	ClO ⁻	Гипохлорит
HClO ₂	Хлористая	ClO ₂ ⁻	Хлорит
HClO ₃	Хлорноватая	ClO ₃ ⁻	Хлорат
HClO ₄	Хлорная	ClO ₄ ⁻	Перхлорат
HCOOH	Метановая, муравьиная	HCOO ⁻	Формиат
CH ₃ COOH	Этановая, уксусная	CH ₃ COO ⁻	Ацетат
H ₂ C ₂ O ₄	Этандиовая, щавелевая	C ₂ O ₄ ²⁻	Оксалат

Ангидриды кислот



Названия кислот и кислотных остатков хлора

Кислоты		Кислотные остатки		
HClO	Хлорноватистая	Cl ⁺¹	ClO ⁻	Гипохлорит
HClO ₂	Хлористая	Cl ⁺³	ClO ₂ ⁻	Хлорит
HClO ₃	Хлорноватая	Cl ⁺⁵	ClO ₃ ⁻	Хлорат
HClO ₄	Хлорная	Cl ⁺⁷	ClO ₄ ⁻	Перхлорат

Бинарные соединения

Оксиды – Na₂O, BaO Супероксиды – NaO₂, KO₂ Сульфиды – MnS, Al₂S₃
Пероксиды – Na₂O₂, BaO₂ Галиды – KCl, CaF₂ Гидриды – LiH, CaH₂
Нитриды – Na₃N, AlN Фосфиды – Ca₃P₂, Na₃P Силициды – Mg₂Si, Al₄Si₃
Карбиды – Be₂C, CaC₂ Бориды – AlB, Mg₃B₂

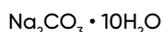
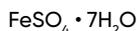
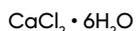


CuSO₄ · 5H₂O
медный купорос
(пентагидрат
сульфата меди (II))

Кристаллогидраты



CuSO₄
безводный сульфат меди (II)



Названия приставок

- | | |
|------------|------------|
| 1 – моно- | 6 – гекса- |
| 2 – ди- | 7 – гепта- |
| 3 – три- | 8 – окта- |
| 4 – тетра- | 9 – нона- |
| 5 – пента- | 10 – дека- |

NaOH – **каустическая** сода

Na₂CO₃ – **кальцинированная** сода

NaHCO₃ – **пищевая (питьевая)** сода

Na₂CO₃ · 10H₂O – **кристаллическая** сода

Массовая доля (%)



$$\omega_1 = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + m_3 + m_4 + m_5} \cdot 100\%$$

$$\omega = \frac{m \text{ (компонента)}}{m \text{ (всей смеси)}} \cdot 100\%$$

Массовая доля

$$\omega(\text{вещества}) = \frac{m \text{ (вещества)}}{m \text{ (раствора)}} \cdot 100\%$$

Сплавы

$$\omega(\text{вещества}) = \frac{m \text{ (вещества)}}{m \text{ (сплава)}} \cdot 100\%$$

Примеси

$$\omega(\text{примесей}) = \frac{m(\text{примесей})}{m(\text{вещества} + \text{примеси})} \cdot 100\%$$

Массовая доля элемента в соединении

$$\omega(\text{элемента}) = \frac{n \cdot Ar \text{ (атома элемента)}}{Mr \text{ (вещества)}} \cdot 100\%$$

Ar – относительная атомная масса элемента
n – число атомов элемента
Mr – относительная молекулярная масса

Тривиальные названия бинарных соединений

Формула	Тривиальное название
SiC	карборунд, карбид кремния
CaC ₂	карбид кальция, ацетиленид кальция
Al ₄ C ₃	карбид алюминия
PH ₃	фосфин
NH ₃	аммиак
SiH ₄	силан
H ₂ O ₂	перекись водорода

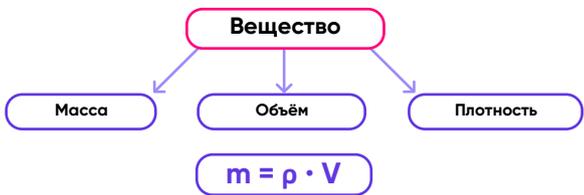
Тривиальные названия кристаллогидратов

Формула	Тривиальное название
Na ₂ CO ₃ · 10H ₂ O	кристаллическая сода
CaSO ₄ · 2H ₂ O	гипс
CuSO ₄ · 5H ₂ O	медный купорос
Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O	глауберова соль
FeSO ₄ · 7H ₂ O	железный купорос
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ · H ₂ O	двойной суперфосфат

Тривиальные названия солей

Формула	Тривиальное название
NaCl	поваренная соль
K ₂ CO ₃	поташ
Na ₂ CO ₃	кальцинированная сода
NaHCO ₃	пищевая (питьевая) сода
NH ₄ NO ₃	аммиачная селитра
KNO ₃	калиевая (индийская) селитра
Ca(NO ₃) ₂	норвежская селитра
NaNO ₃	натриевая (чилийская) селитра
NH ₄ Cl	нашатырь
AgNO ₃	ляпис
KClO ₃	бертолетова соль
FeCl ₃	хлорное железо
FeCl ₂	хлористое железо
FeS ₂	пирит, железный колчедан
CaCO ₃	мел, мрамор, известняк
(CuOH) ₂ CO ₃	малахит
Na ₃ [AlF ₆]	криолит
Ca(OCl)Cl	хлорная известь
Ca ₃ (PO ₄) ₂	фосфорит, апатит

Количественные характеристики вещества



Химические свойства оксидов

Свойство	Основные оксиды	Кислотные оксиды	Амфотерные оксиды
с водой	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ Только оксиды ЩМ и ЩЗМ	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$ Все, кроме SiO_2	
с основными оксидами		$\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$	$\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$ Только с оксидами ЩМ и ЩЗМ
со щелочами		$\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	При сплавлении: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ В растворе: $\text{ZnO} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
с нерастворимыми основаниями		$\text{SO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
с амфотерными оксидами	$\text{Na}_2\text{O} + \text{ZnO} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$ Только с оксидами ЩМ и ЩЗМ	$\text{SO}_3 + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4$	
с амфотерными гидроксидами	$\text{K}_2\text{O} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ Только с оксидами ЩМ и ЩЗМ При сплавлении!	$3\text{SO}_3 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
с кислотными оксидами	$\text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$		$\text{ZnO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{ZnSO}_4$
с кислотами	$\text{Li}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$		$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
с солями		$\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KHCO}_3$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NaFeO}_2 + \text{CO}_2$
восстановление (C, CO, Al)	$\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ оксиды ЩМ и ЩЗМ + H_2		$\text{BeO} + \text{Mg} \rightarrow \text{Be} + \text{MgO}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2$
с кислородом	$2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{CuO}$	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат}} 2\text{SO}_3$	
специфические свойства	$3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O}$ $2\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2$	$\text{SiO}_2 + 4\text{HF}(\text{раа}) \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2 + 6\text{HF}(\text{жидк}) \rightarrow \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \rightarrow \text{Si} + 2\text{MgO}$ $\text{SiO}_2 + 4\text{Mg}(\text{изб}) \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} + 2\text{MgO}$ $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} \rightarrow \text{C} + 2\text{MgO}$ $2\text{CO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$ $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HNO}_3$ $2\text{NO}_2 + 4\text{Cu} \rightarrow \text{N}_2 + 4\text{CuO}$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{HPO}_3$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{HClO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7 + 2\text{HPO}_3$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Fe} \rightarrow 3\text{FeO}$ $\text{PbO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Размерности

Масса (m): 1 т = 1000 кг 1 кг = 1000 г 1 г = 1000 мг	Объём (V): 1 м³ = 1000 дм³ = 1000 л 1 см³ = 1 мл 1 дм³ = 1 л	Плотность (ρ): 1 кг/см³ = 1000 г/см³ 1 г/см³ = 1 г/мл
----------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------

Вещество	Концентрация (%)	Плотность (г/мл) при 20°C
H_2SO_4	15%	1,1
	40%	1,3
	80%	1,73
	98%	1,83
HNO_3	15%	1,08
	40%	1,25
	80%	1,45
	95%	1,49

$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл} = 1 \text{ г/см}^3$

Физические свойства амфотерных оксидов

Al_2O_3	белый		Fe_2O_3	красно-коричневый	
ZnO	белый		MnO_2	чёрно-бурый	
BeO	белый		PbO_2	темно-коричневый	
Cr_2O_3	зелёный				

Физические свойства основных оксидов

Na_2O (оксид натрия)	бесцветный		Cu_2O (оксид меди (I))	ярко-красный	
CaO (негашеная известь)	белый		Ag_2O (оксид серебра)	чёрный, тёмно-коричневый	
CuO (оксид меди (II))	чёрный		FeO (оксид железа (II))	чёрный	
HgO (оксид ртути (II))	красный (оранжевый) и жёлтый				

Физические свойства оксидов

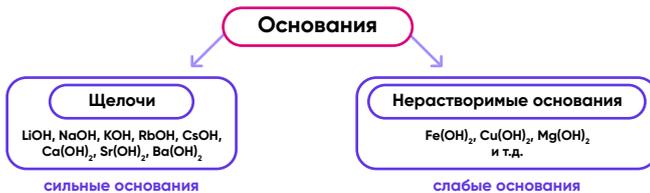
Оксид	Отличительный признак	Состояние	Цвет	Свойства
CO_2 (углекислый газ)	газ без цвета и запаха	газ	бесцветный	бесцветный газ с резким запахом загоравшейся спички
SO_2 (сернистый газ)	бесцветный газ с резким запахом загоравшейся спички	газ	бесцветный	бурый газ с резким неприятным запахом
NO_2 (оксид азота (IV))	бесцветный газ с резким неприятным запахом	газ	бесцветный	бесцветная бесцветная жидкость с удивительным запахом
SO_3 (серный ангидрид)	бесцветная бесцветная жидкость с удивительным запахом	жидкость	бесцветная	жидкость синего цвета, неустойчивое соединение
P_2O_5 (оксид фосфора (V))	бесцветная бесцветная жидкость с удивительным запахом	жидкость	бесцветная	белый рыхлый порошок
N_2O_3 (оксид азота (III))	бесцветная бесцветная жидкость с удивительным запахом	жидкость	бесцветная	бесцветные, летучие кристаллы
SiO_2 (кремнезём)	бесцветная бесцветная жидкость с удивительным запахом	твёрдые вещества	бесцветные	бесцветные кристаллы
CO (оксид углерода (II))	бесцветная бесцветная жидкость с удивительным запахом	газ	бесцветный	тёмно-красные кристаллы

Для атомов $A_r \stackrel{\text{численно}}{=} M$
Для молекул $M_r \stackrel{\text{численно}}{=} M$

Важно!

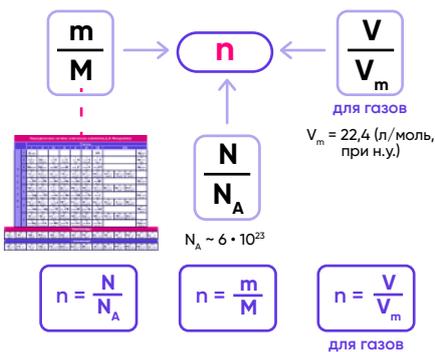
Значение относительной атомной массы округляем до целого (исключение $\text{Ar}(\text{Cl}) = 35,5$)

Классификация оснований



$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидроксид аммония (гидрат аммиака)
слабое растворимое основание

Связь количества вещества с другими величинами



n – количество вещества (моль)
 N_A – число Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$ частиц)
 N – количество частиц
 V_m – молярный объём (22,4 л/моль) при н.у.

V – объём газа (л)
 M – молярная масса (г/моль)
 m – масса (г)

Физические свойства оснований

Твёрдые вещества (в обычных условиях)	Бесцветное гидроскопичное вещество	*аналогичные свойства проявляют и другие гидроксиды ЩМ				Жидкие вещества (в обычных условиях)
	NaOH* (гидроксид натрия)	Ca(OH) ₂ (гидроксид кальция)	Fe(OH) ₂ (гидроксид железа (II))	Cu(OH) ₂ (гидроксид меди (II))	Mn(OH) ₂ (гидроксид марганца (II))	
						
	Порошок белого цвета	Серо-зеленый осадок	Голубой осадок	Осадок телесного цвета	Водный раствор аммиака – бесцветная жидкость с резким запахом	

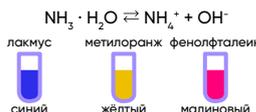
Химические свойства щелочей (обобщение)

Свойство	Реакция
1. Диссоциация в растворе	$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ 
2. Взаимодействие с кислотными оксидами	$P_2O_5 + 6KOH \rightarrow 2K_3PO_4 + 3H_2O$ $SO_2 + Ca(OH)_2 (изб.) \rightarrow CaSO_3 + H_2O$ $2SO_2 (изб.) + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(HSO_3)_2$
3. Взаимодействие с кислотами	$2KOH + H_2S \rightarrow K_2S + 2H_2O$ $KOH + H_2SO_4 (изб.) \rightarrow KHSO_4 + H_2O$
4. Взаимодействие с амфотерными оксидами	В расплаве: $Al_2O_3 + 2KOH \xrightarrow{t} 2KAlO_2 + H_2O$ В растворе: $ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
5. Взаимодействие с амфотерными гидроксидами	В расплаве: $Al(OH)_3 + 2KOH \xrightarrow{t} KAlO_2 + 2H_2O$ В растворе: $Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
6. Взаимодействие с солями	$CuCl_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + Cu(OH)_2$ $NH_4Cl + KOH \rightarrow NH_3 + H_2O + KCl$ $KHCO_3 + KOH \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$ $AlCl_3 (изб.) + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3 + 3NaCl$ $AlCl_3 + 4NaOH (изб.) \rightarrow Na[Al(OH)_4] + 3NaCl$
7. Взаимодействие с металлами	$2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$ $Zn + 2KOH + 2H_2O \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] + H_2$ $Be + 2LiOH + 2H_2O \rightarrow Li_2[Be(OH)_4] + H_2$
8. Взаимодействие с неметаллами	$3S + 6NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + 2Na_2S + 3H_2O$ $4P + 3KOH + 3H_2O = 3KH_2PO_2 + PH_3$ $Si + 2KOH + H_2O = K_2SiO_3 + 2H_2$ $Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$ (на холоде) $3Cl_2 + 6NaOH \xrightarrow{t} 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O^*$ * - для Br ₂ аналогично
9. Взаимодействие с хлорангидридами кислот	$PCl_3 + 5NaOH \rightarrow Na_2HPO_3 + 3NaCl + 2H_2O$
10. Термическое разложение	$2LiOH \xrightarrow{t} Li_2O + H_2O$ $Ca(OH)_2 \xrightarrow{t} CaO + H_2O$

Химические свойства нерастворимых оснований (обобщение)

Свойство	Реакция
1. Взаимодействие с кислотными оксидами	$SO_3 + Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$
2. Взаимодействие с кислотами (кроме H₂SiO₃)	$Fe(OH)_2 + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + 2H_2O$
3. Термическое разложение	$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$
4. Специфические свойства	$2Fe(OH)_2 + H_2O_2 \rightarrow 2Fe(OH)_3$ $Cu(OH)_2 + 4NH_3 \cdot H_2O \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$

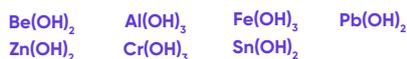
Химические свойства гидроксида аммония (обобщение)

Свойство	Реакция
1. Диссоциация в растворе	$NH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ 
2. Взаимодействие с солями	$AlCl_3 + 3NH_3 \cdot H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + 3NH_4Cl$ $FeSO_4 + 2NH_3 \cdot H_2O \rightarrow Fe(OH)_2 + (NH_4)_2SO_4$
3. Специфические свойства	$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \cdot H_2O \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$ $Ag_2O + 4NH_3 \cdot H_2O \rightarrow 2[Ag(NH_3)_2]OH + 3H_2O$

Обобщение химических свойств амфотерных гидроксидов

Химическое свойство	Пример реакции
Взаимодействие с кислотными оксидами	$2Al(OH)_3 + 3SO_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$
Взаимодействие с кислотами	$Zn(OH)_2 + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$
Взаимодействие с основными оксидами	При сплавлении: $2Al(OH)_3 + Na_2O \rightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2O$
Взаимодействие со щелочами	При сплавлении: $Fe(OH)_3 + KOH \rightarrow KFeO_2 + 2H_2O$ В растворе: $Be(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Be(OH)_4]$
Взаимодействие с карбонатами	При сплавлении: $Na_2CO_3 + Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2 + CO_2 + H_2O$
Разложение	При нагревании: $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$
Специфические свойства	$2Cr(OH)_3 + 3H_2O_2 + 4NaOH \rightarrow 2Na_2CrO_4 + 8H_2O$ $2Fe(OH)_3 + 3Br_2 + 10KOH \rightarrow 2K_2FeO_4 + 6KBr + 8H_2O$

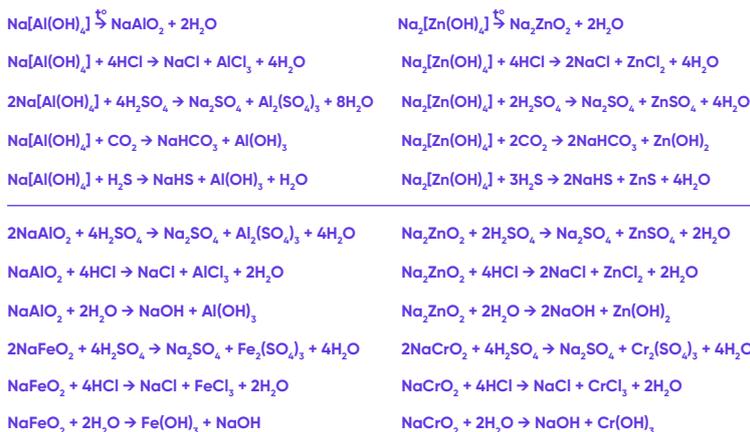
Амфотерные гидроксиды



Физические свойства амфотерных гидроксидов

Твёрдые вещества (при обычных условиях)			
Be(OH) ₂ гидроксид бериллия	Белый осадок		Cr(OH) ₃ гидроксид хрома (III)
Zn(OH) ₂ гидроксид цинка	Белый осадок		Fe(OH) ₃ гидроксид железа (III)
Al(OH) ₃ гидроксид алюминия	Белый осадок		Серо-зеленый осадок

Соли «амфотерных» металлов – металл в анионе



Физические свойства кислот

HNO_3 (разб.)	Бесцветная маслянистая жидкость с резким запахом, на воздухе дымит	
H_2SO_4	Тяжёлая маслянистая жидкость без цвета и запаха	
H_2SiO_3	Гелеобразная нерастворимая в воде кислота	
H_3PO_4	Обычно встречается в водном растворе	
HCl	Бесцветная, прозрачная, едкая жидкость, «дымящаяся» на воздухе	
HF	Бесцветная летучая жидкость, разъедает стеклянную посуду	
HMnO_4	В свободном виде не выделена, существует в виде фиолетового водного раствора	
H_2S	Бесцветный газ с запахом тухлых яиц, в растворе слабая кислота	
H_2CO_3	Слабая неустойчивая кислота, существует только в растворе, разлагается на CO_2 и H_2O	
H_2SO_3	Слабая неустойчивая кислота, существует только в растворе, разлагается на SO_2 и H_2O	
CH_3COOH	Бесцветная жидкость с характерным запахом уксуса и кислым вкусом	

Химические свойства кислот (обобщение)

Свойство	Реакция
1. Диссоциация в растворе	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ лакмус (красный), метилоранж (красный), фенолфталеин (бесцветный)
2. Взаимодействие с металлами	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
3. Взаимодействие с основными оксидами	$2\text{HCl} + \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. Взаимодействие с основаниями	Со средними солями: $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
5. Взаимодействие с амфотерными оксидами	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
6. Взаимодействие с амфотерными гидроксидами	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HBr} \rightarrow \text{ZnBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
7. Взаимодействие с солями	Со средними солями: $\text{K}_2\text{S} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{S}$ С кислотными солями: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2 \uparrow$ С основными солями: $(\text{FeOH})\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Со средними солями: $\text{Na}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{NaH}_2\text{PO}_4$
8. Взаимодействие с аммиаком	$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
9. Взаимодействие с бинарными соединениями	$\text{Ca}_3\text{N}_2 + 8\text{HCl} \rightarrow 3\text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$
10. Термическое разложение	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$
11. Специфические свойства	$\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2 + 6\text{HF} \rightarrow \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ Вытеснение менее активного галогена из галогеноводородной кислоты $2\text{HBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl} + \text{Br}_2$ $2\text{HI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl} + \text{I}_2$ H_2SO_4 (конц.) и HNO_3 – проявляют окислительные свойства $\text{FeO} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ H_2SO_4 (конц.) + $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Физические свойства солей

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (Na ₂ Cr ₂ O ₇) хромат калия (натрия)	Жёлтый		BaCrO_4 хромат бария	Жёлтый осадок	
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (Na ₂ Cr ₂ O ₇) дихромат калия (натрия)	Оранжевый		$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ дихромат аммония	Оранжевый	
$\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ хлорид железа (III)	Жёлтый		CuS сульфид меди	Чёрный осадок (осадки FeS и PbS имеют похожий вид) (нерастворим в кислотах)	
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ железный купорос	Зеленый		CuI , CuCl йодид меди (I) и хлорид меди (I)	Белый осадок	
BaSO_4 сульфат бария	Белый осадок (нерастворим в кислотах)		CaCO_3 карбонат кальция	Белый осадок	
CuSO_4 сульфат меди	Белый		$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ медный купорос	Синий	

Соли серебра

AgCl хлорид серебра	Белый осадок (нерастворим в кислотах)		AgI йодид серебра	Жёлтый осадок (нерастворим в кислотах)	
AgBr бромид серебра	Светло-жёлтый осадок (нерастворим в кислотах)		Ag_3PO_4 фосфат серебра	Жёлтый осадок	

Перманганаты и манганаты



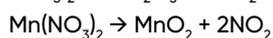
Разложение нитратов

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ/ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li	Rb	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	(H ₂)	Sb	Bi	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
Li_2O		MeNO_2				O_2							MeO												Me
		NO_2											NO_2												NO_2
		O_2											O_2												O_2

активность металлов уменьшается

Запомни!



Кислые соли (базовые свойства)

Свойство	Химическая реакция
Взаимодействие с щелочами	$\text{KHSO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaHCO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NaHCO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NaOH} + \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaHCO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с кислотами	$\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{NaH}_2\text{PO}_4$ $2\text{KHS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{S}$
Взаимодействие со средними солями Если образуется осадок	$2\text{KHSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$
Разложение	$2\text{LiHCO}_3 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KHSO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Свойства NaHSO_4 (KHSO_4)	$2\text{NaHSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{KHCO}_3 + \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Средние соли (базовые свойства)

Свойство	Химическая реакция
Диссоциация	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + \text{HSO}_4^-$ (кислая среда)
Взаимодействие с более активными металлами	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
Взаимодействие с кислотными оксидами	Сплавление: $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$ Раствор: $2\text{CO}_2(\text{изб.}) + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow 2\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3$
Взаимодействие с кислотами Если образуется осадок, газ или малодиссоциирующее соединение	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $\text{ZnF}_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HF}$ $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + 2\text{CH}_3\text{COOH}$ $\text{Na}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{NaH}_2\text{PO}_4$
Взаимодействие со щелочами Если образуется осадок, газ или малодиссоциирующее соединение	$\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$ $\text{ZnCl}_2 + 4\text{NaOH}(\text{изб.}) \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{KOH}$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ * взаимодействие с раствором $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
Взаимодействие с другими солями Если образуется осадок, газ или малодиссоциирующее соединение	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
Совместный гидролиз двух солей	$3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{NaCl} + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2$
Сплавление карбонатов щелочных металлов с амфотерными оксидами и гидроксидами	$2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2$
Замещение в солях галогенов Более активный галоген вытесняет менее активный из его солей	$\text{F} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$ $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$ $2\text{NaI} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{NaBr} + \text{I}_2$ $\text{NaCl} + \text{I}_2 \nrightarrow$
Разложение солей	$2\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$
Специфические свойства	$2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

Основные соли

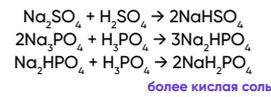
Свойство	Химическая реакция
Взаимодействие с кислотами	$\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HBr} \rightarrow \text{CuBrCl} + \text{H}_2\text{O}$
Разложение	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{CuO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Малахит  Малахит

Комплексные соли

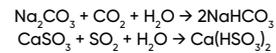
Свойство	Химическая реакция
Взаимодействие с кислотами	$\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl}(\text{избыток}) \rightarrow \text{NaCl} + \text{AlCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с SO_2 , CO_2 , H_2S	$\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{SO}_2 \rightarrow 2\text{KHSO}_3 + \text{Zn}(\text{OH})_2$ $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3$ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{NaHS} + \text{ZnS} + 4\text{H}_2\text{O}$
Разложение	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с другими солями	$3\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{AlCl}_3 \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{KCl}$

Получение кислых солей

а) соль + кислота:



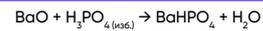
б) соль (водный раствор) + кислотный оксид:



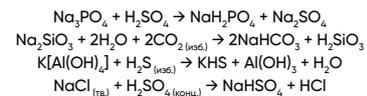
в) основание + избыток кислоты (образуется кислая соль):



г) основной оксид + избыток кислоты (образуется кислая соль):



д) соль + избыток другой кислоты (обычно более сильной):



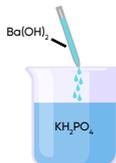
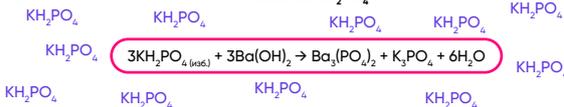
Свойства кислых солей

а) кислая соль + кислота → более кислая соль:

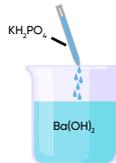
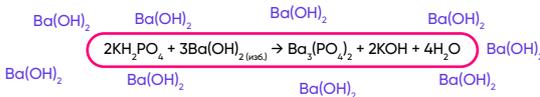


б) кислая соль + основания → менее кислая соль:

1. Избыток KH_2PO_4



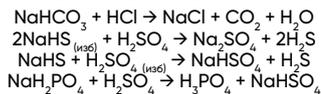
2. Избыток $\text{Ba}(\text{OH})_2$



в) кислая соль + более сильная кислота:

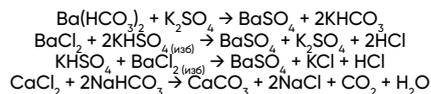
H_2O , слабые кислоты – малодиссоциирующие соединения

Условие: образуется газ, осадок или малодиссоциирующее соединение

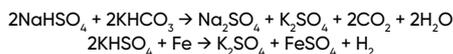


г) взаимодействие с солями:

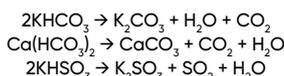
Условие: образуется газ, осадок или малодиссоциирующее соединение



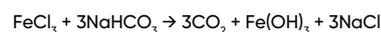
д) гидросульфаты:



е) термическое разложение:



ж) взаимный гидролиз солей:



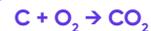
Что такое реакция?

Физические процессы

- Испарение воды
- Ковка металлов
- Плавление льда
- Растворение сахара в воде и т.д.

Химические процессы

- Сгорание топлива
- Скисание молока
- Ржавление железа
- Гниение листьев и т.д.



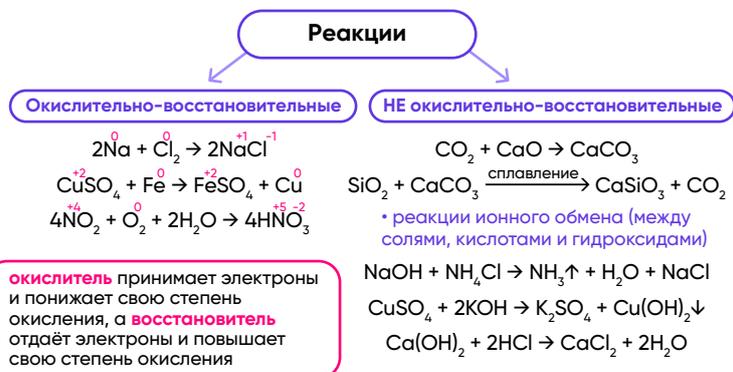
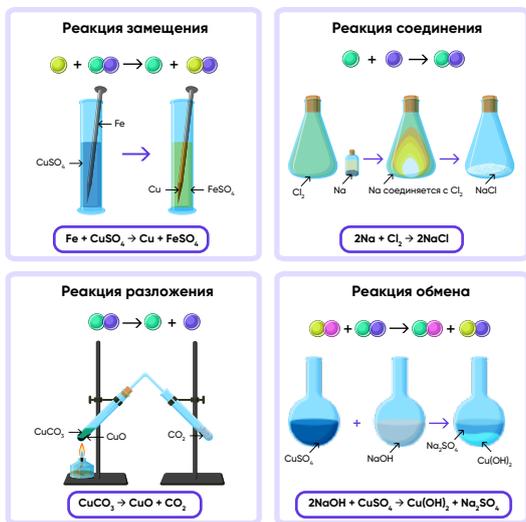
Признаки протекания химической реакции

- Происходит изменение цвета
- Выпадение/растворение осадка
- Выделение газа
- Выделение/поглощение тепла
- Появление запаха
- Выделение света



Классификация неорганических реакций





Экзотермические (+Q):

- реакции горения;
- реакция нейтрализации;
- реакции ЩМ и ЩЗМ и их оксидов с водой;
- реакции, идущие со взрывом, самовоспламенение, разложение $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;

запомнить!

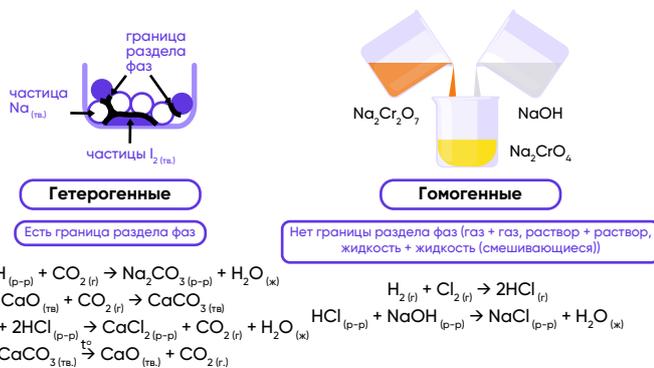


Эндотермические (-Q):

- реакции гидролиза (многие);
- реакции разложения, требующие длительного нагревания;

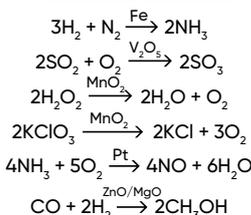
- $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$;
- $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$

запомнить!



Катализатор – это **вещество**, ускоряющее химическую реакцию
Ингибитор – это **вещество**, замедляющее химическую реакцию

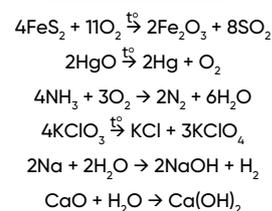
Каталитические



t° , $h\nu$ – не являются катализаторами!



Некаталитические

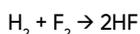


Обратимые и необратимые реакции

Обратимая реакция – реакция, в которой возможно протекание, как прямой, так и обратной реакции.



Необратимая реакция – реакция, в которой протекание обратной реакции практически невозможно.



Классификация химических реакций. Обратимость

Химические реакции

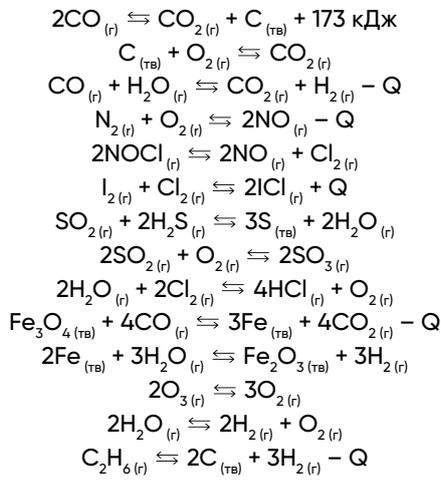
Обратимые

- Реакции гидролиза (кроме необратимого)
 $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)Cl}_2 + \text{HCl}$
- Запомнить эти реакции:
 $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ (аналогично Cl, Br)
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
 $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$
- Разложение карбонатов
 $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$
- Взаимодействие оксидов ЩЗМ с водой
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca(OH)}_2$

Необратимые

- Горение
 $4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$
- Часто реакции с выделением газа, осадка или воды
 Исключение: $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$
- Необратимый гидролиз
 $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{S}$
- Реакции, идущие со взрывом
 $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}$
- Реакции ЩМ и ЩЗМ с водой, оксидов ЩМ с водой
 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

Обратимые реакции (из банка ФИПИ)



При **увеличении** концентрации **реагентов** равновесие смещается в сторону **продуктов** – и наоборот.
При **уменьшении** концентрации **реагентов** равновесие смещается в сторону **реагентов** – и наоборот.

При **повышении** **давления** равновесие смещается в сторону **меньшей** суммы коэффициентов перед газами.

При **понижении** **давления** – туда, где **больше** сумма коэффициентов перед газами.

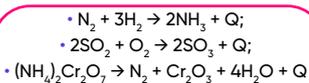
При **повышении** **температуры** равновесие смещается в сторону **эндотермической** реакции.
При **понижении** **температуры** равновесие смещается в сторону **экзотермической** реакции.

Тепловой эффект реакции

Тепловой эффект реакции – количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате химической реакции.

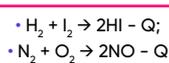
Реакции

Экзотермические



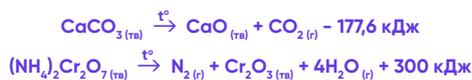
запомнить!

Эндотермические



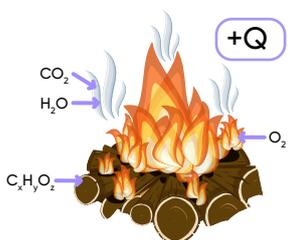
запомнить!

Термохимическое уравнение реакции

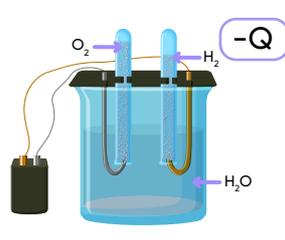


Реакции

Экзотермические



Эндотермические



Факторы, влияющие на скорость химической реакции

1. Природа реагирующих веществ
2. Концентрации реагирующих веществ
3. Давление в реакционной смеси (объём) если в реагентах есть газы
4. Температура
5. Наличие катализатора
6. Степень измельчения в гетерогенных реакциях, где есть твердый участник реакции

Чем активнее реагенты, тем быстрее идет реакция

чем выше концентрация реагентов, тем выше скорость реакции

Добавление твёрдого гидроксида натрия повышает его концентрацию, так как он растворяется в воде

Для веществ в твёрдой фазе термин «концентрация» не используют

чем выше давление, тем больше скорость реакции

чем выше температура, тем выше скорость реакции

$t^\circ, h\nu$ – не являются катализаторами!

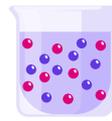
но свет может ускорять некоторые реакции



Измельчение твердого вещества увеличивает площадь поверхности, поэтому реакция идет быстрее

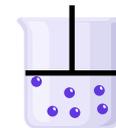
Факторы, влияющие на равновесие

Концентрация



Давление (Объём)

если есть газы



Температура



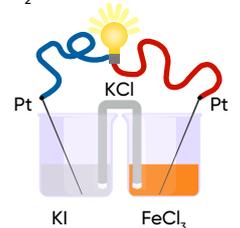
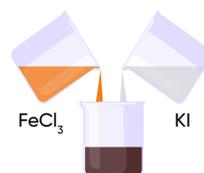
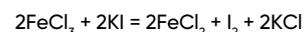
А катализатор?

Ускоряет и прямую, и обратную реакцию, поэтому суммарно **не смещает** равновесие

Окислительно-восстановительные реакции

Восстановитель – отдаёт электроны и повышает свою степень окисления.

Окислитель – принимает электроны и понижает свою степень окисления.



Гальванический элемент

Типичные окислители

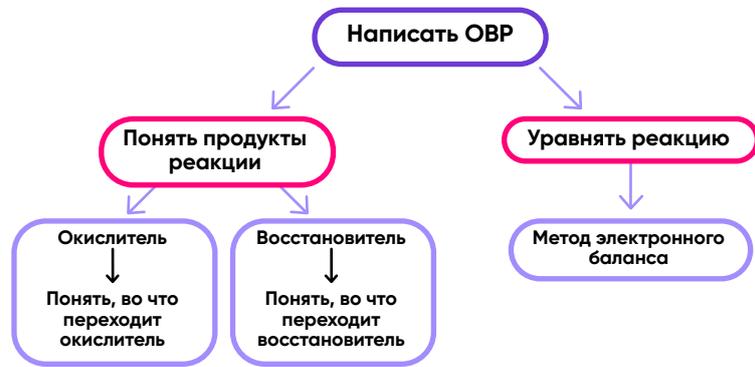
- Соли: KMnO_4 , K_2MnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , KClO_4 , KClO_3 , KClO_2 , KClO , соли Fe(III)
- Кислоты: H_2SO_4 (конц.), HNO_3 , HClO_3 , HClO_2 , HClO
- Оксиды: Mn_2O_7 , CrO_3 , PbO_2 , MnO_2 , Ag_2O , N_2O , NO , NO_2
- Простые вещества – неметаллы (Cl_2 , Br_2 , O_2)

Типичные восстановители

- Соли: соли Mn(II), соли Cr(III), Cr(II), соли Fe(II), KNO_2 , Na_2SO_3 , сульфиды (Na_2S , Ag_2S), иодиды (NaI), бромиды (NaBr), соли Cu(I)
- Кислоты: H_2S , HI , HBr , HCl
- Оксиды: Cr_2O_3 , CO , FeO , Cu_2O , P_2O_3
- Простые вещества – металлы (Ca, Al, Na и др.), неметаллы (S, P, C)
- Другие соединения, где есть элементы в низшей степени окисления (PH_3 , NH_3)

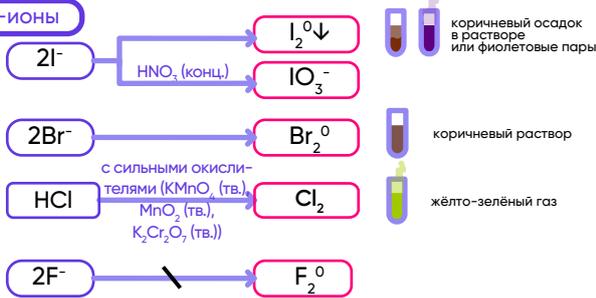
И окислители, и восстановители H_2O_2 , NaNO_2 , Na_2SO_3 , SO_2

Что значит составить реакцию ОВР?



Важнейшие восстановители

Галогенид-ионы

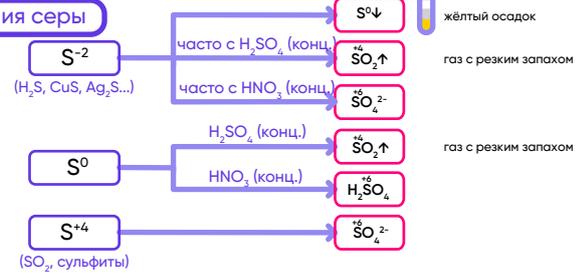


Углерод

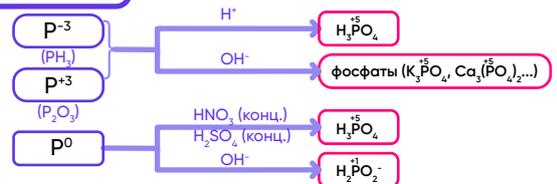


Важнейшие восстановители

Соединения серы

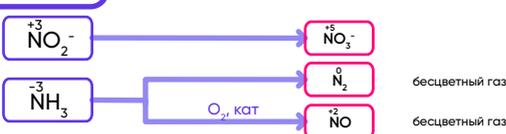


Соединения фосфора

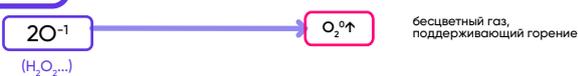


Важнейшие восстановители

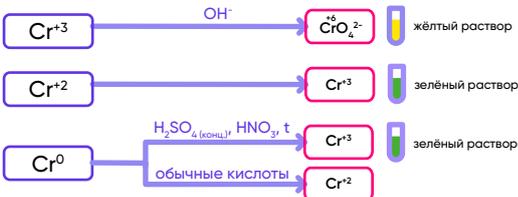
Соединения азота



Пероксид-ион

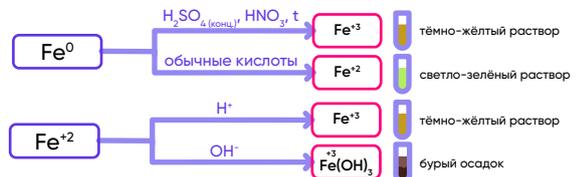


Cr

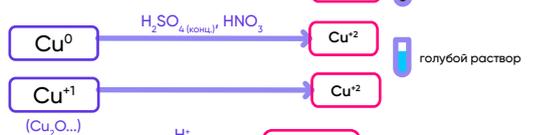


Важнейшие восстановители

Fe



Cu



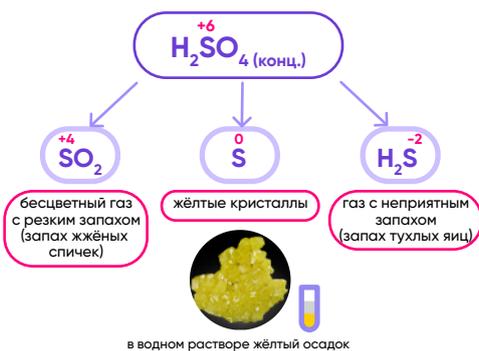
Zn



Al



Концентрированная H_2SO_4 – окислитель



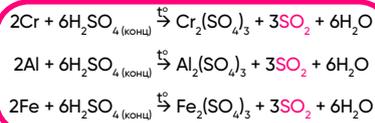
С металлами

* Cr, Al, Fe пассивируются в холодной концентрированной H_2SO_4
Нужно нагреть!

H_2SO_4 (конц.) – окислитель			
	Активные Me (до Al)	Me средней активности (до Pb)	Неактивные Me (после H)
Разбавленная H_2SO_4	$\text{Me} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (р.)} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2 \uparrow$		не реагируют
Концентрированная H_2SO_4	$\text{Me} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (к.)} \rightarrow \text{соль} + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Me} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (к.)} \rightarrow \text{соль} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Me} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (к.)} \rightarrow \text{соль} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

* Cr, Al, Fe пассивируются в холодной концентрированной H_2SO_4
Нужно нагреть!
* Au, Pt не реагируют с H_2SO_4

Только с горячей H₂SO₄ (конц.)!



Азотная кислота – окислитель



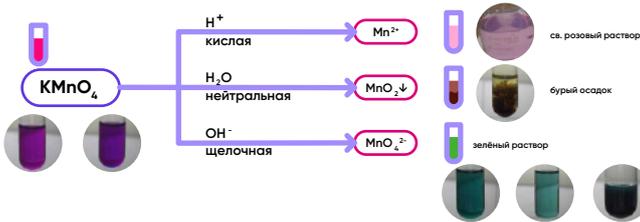
С металлами

Me + HNO₃ (азотная кислота)

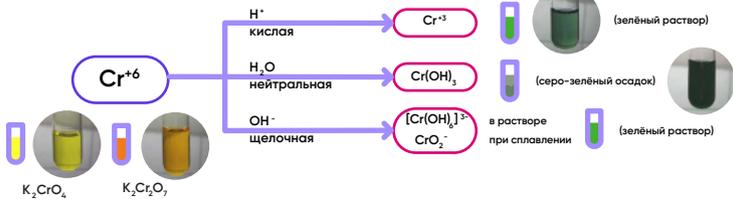
	Активные Me (до Al)	Me средней активности (до Pb)	Неактивные Me (после H)
Очень разбавленная HNO ₃	Me + HNO _{3(p)} → соль + NH ₄ NO ₃ + H ₂ O	Me + HNO _{3(p)} → соль + NH ₄ NO ₃ + H ₂ O	—
Разбавленная HNO ₃	Me + HNO _{3(p)} → соль + N ₂ + H ₂ O	Me + HNO _{3(p)} → соль + NO + H ₂ O	Me + HNO _{3(p)} → соль + NO + H ₂ O
Концентрированная HNO ₃	Me + HNO _{3(к)} → соль + N ₂ O + H ₂ O	Me + HNO _{3(к)} → соль + NO ₂ + H ₂ O	Me + HNO _{3(к)} → соль + NO ₂ + H ₂ O

* Cr, Al, Fe пассивируются в холодной концентрированной HNO₃ **Нужно нагреть!**
 *Au, Pt не реагируют с HNO₃
 Их можно растворить в **царской водке!**
 (Царская водка – смесь азотной и соляной кислоты в соотношении 1:3 (HNO₃: 3HCl)
 Растворяет: Au, Pt, Pd, Ru, Rh, Ir

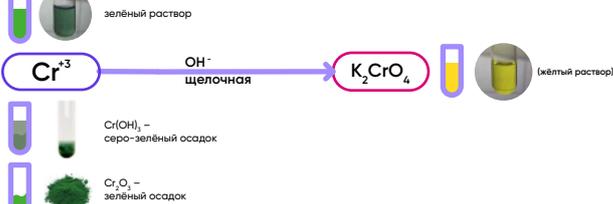
KMnO₄ – окислитель



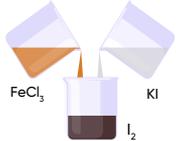
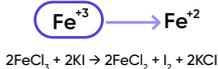
Cr⁺⁶ – окислитель



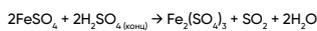
Cr⁺³ – восстановитель



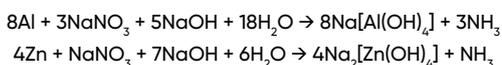
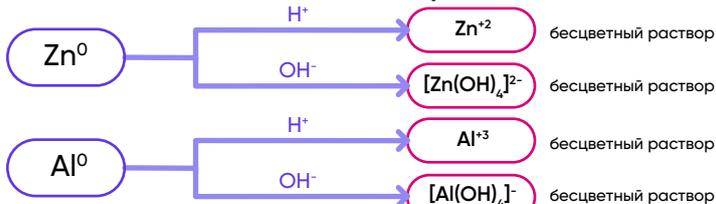
Fe⁺³ – окислитель



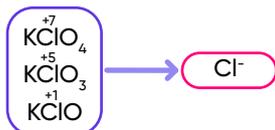
Fe⁺² – восстановитель



Алюминий и цинк

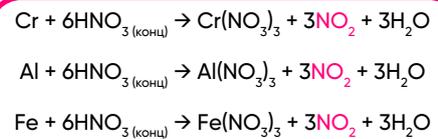


KClO₄, KClO₃ и KClO – сильные окислители*

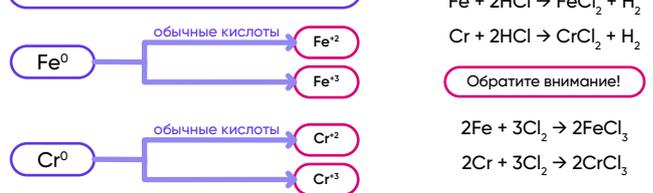


* Cr, Al, Fe пассивируются в холодной концентрированной HNO₃ **Нужно нагреть!**

Только с горячей HNO₃ (конц.)!



Fe⁰, Cr⁰ – восстановители



Медь и её соединения



Cu⁰ – восстановитель



Cu⁺² – окислитель



Cu⁺¹ – восстановитель



Cl₂ и Br₂ как окислители

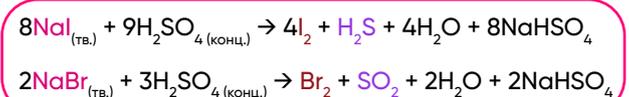


Хлор более сильный окислитель, бром немного слабее

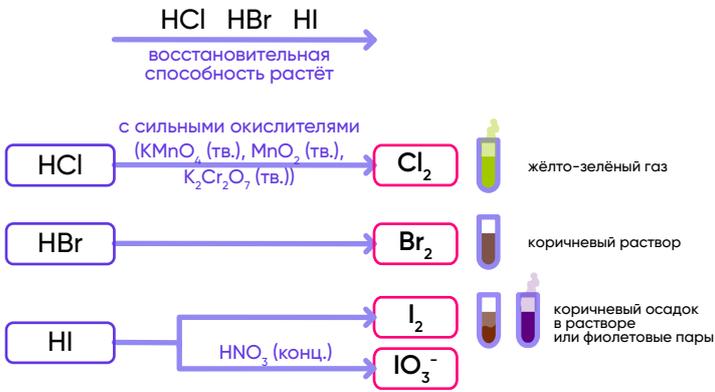
Бромиды и иодиды – восстановители



Запомните!



Кислоты: HCl, HBr, HI – восстановители



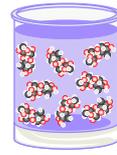
Электролиты

- диссоциируют на ионы
- проводят электрический ток



Неэлектролиты

- НЕ диссоциируют на ионы
- НЕ проводят электрический ток
- большинство органических веществ (кроме солей, кислот, фенолов)



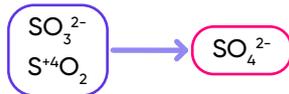
Пероксид водорода – окислитель и восстановитель



Нитриты – окислители и восстановители



Сульфиты и сернистый газ – чаще всего восстановители



Электролиты

Сильные $\alpha \approx 1$

(хорошо диссоциируют на ионы)

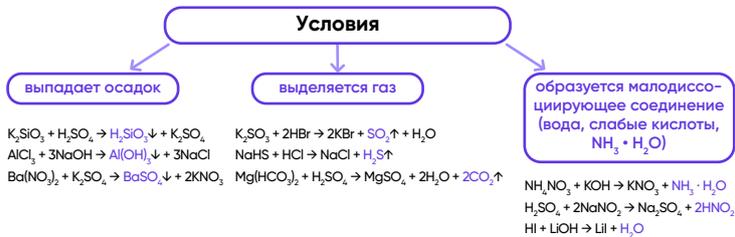
- Почти все соли
- Сильные кислоты
- Щелочи: LiOH , NaOH , KOH , CsOH , RbOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2

Слабые $\alpha \ll 1$

(плохо диссоциируют на ионы)

- Вода
- Слабые кислоты: HF , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , HNO_2 , HCN , H_3PO_4 , HClO , HClO_2 , органические кислоты HCOOH , CH_3COOH и др.)
- $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды (Zn(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Fe(OH)_3 , Al(OH)_3 , Cu(OH)_2 и др.)

Условия протекания реакций ионного обмена (РИО)



Что такое гидролиз?

Гидролиз – это реакция взаимодействия с водой, в результате которой происходит образование новых соединений.

Гидролиз солей. Сила кислот и оснований

Кислоты

Сильные

Все остальные кислоты

Слабые

HF , H_3PO_4 , HNO_2 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2S , HClO , HClO_2 , HCN , CH_3COOH + другие органические кислоты

Основания

Сильные

Растворимые гидроксиды: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , Sr(OH)_2

Слабые

Нерастворимые гидроксиды + $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

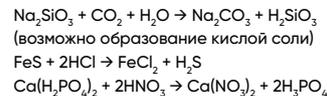
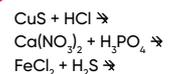
Амфотерные гидроксиды – слабые

Гидролиз – по слабому
Среда – по сильному

Важно!

кислота + соль – идет не всегда!

Соли, растворимые в кислотах	Соли, нерастворимые в кислотах
FeS	AgCl
MgS	AgBr
ZnS	AgI
BaCO_3	CuS
CaCO_3	PbS
MgCO_3	HgS
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	BaSO_4
Ag_3PO_4	Ag_2S
...	



Ионные уравнения

В ионных уравнениях записывают в виде ионов формулы:

- растворимых солей;
- сильных кислот (HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 и др.);
- сильных оснований (щелочи LiOH , NaOH , KOH , CsOH , RbOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2).

В ионных уравнениях записываются в виде молекул формулы:

- воды;
- слабых кислот (HF , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , HNO_2 , HCN , H_3PO_4 , HClO , HClO_2 , органические кислоты HCOOH , CH_3COOH и др.);
- $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, нерастворимых оснований и амфотерных гидроксидов (Zn(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Fe(OH)_3 , Al(OH)_3 , Cu(OH)_2 и др.);
- газообразных веществ (CO_2 , H_2S , NH_3 , SO_2);
- нерастворимых солей.

оксиды в качестве реагентов в РИО не используем

Водородный показатель (pH)



$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-7} = -1 - (-7) = 7$$

Среда раствора	Кислая	Нейтральная	Щелочная
Концентрация H^+	$>10^{-7}$ моль/л	10^{-7} моль/л	$<10^{-7}$ моль/л
pH	pH < 7	pH = 7	pH > 7

Особенные соли

На ЕГЭ эти соли не дают!

Эти соли могут дать!

NaHSO_3 – кислая среда
 NaH_2PO_4 – кислая среда
 AgNO_3 – нейтральная среда

Na_2HPO_4 – щелочная среда
 KHCO_3 – щелочная среда
 NH_4HSO_4 – кислая среда

Важно! Соли серебра не гидролизуются по катиону, но могут гидролизываться по аниону, например, AgF .

Среда растворов солей

Соль	Пример	Гидролиз	Среда
Соль, образованная сильной кислотой и сильным основанием	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Гидролиз не идёт!	нейтральная pH=7
Соль, образованная сильной кислотой и слабым основанием	AlBr_3	Гидролиз по катиону	кислая pH < 7
Соль, образованная слабой кислотой и сильным основанием	K_2CO_3	Гидролиз по аниону	щелочная pH > 7
Соль, образованная слабой кислотой и слабым основанием	Al_2S_3	Гидролиз по аниону и по катиону	почти нейтральная pH ≈ 7

Индикаторы в разных средах

Окраска индикаторов в различных средах

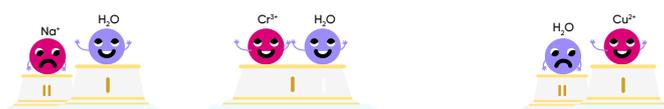
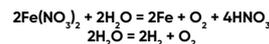
Индикаторы	Среда		
	Кислая pH < 7	Нейтральная pH = 7	Щелочная pH > 7
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Метилоранж	красный	оранжевый	жёлтый
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый

Важно! Фенолфталеин не отличает кислую среду!

Процессы на катоде в водных растворах электролитов

Процессы на катоде			
Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb	(H)	Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au	
выделяется водород	выделяется водород и чистый металл*	выделяется водород	выделяется чистый металл
Me^{n+} не восстанавливается $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- = \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	$\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- = \text{Me}^0$
на катоде восстанавливаются молекулы воды	на катоде могут восстанавливаться ионы металла, и воды	на катоде восстанавливаются катионы водорода	на катоде восстанавливаются ионы металлов
H_2	Me, H_2	H_2	Me

*Так как мы не знаем, в каком именно соотношении выделяется металл и водород, нужно разделять реакции получения металла и водорода (электролиз воды).



Электролитический способ получения веществ

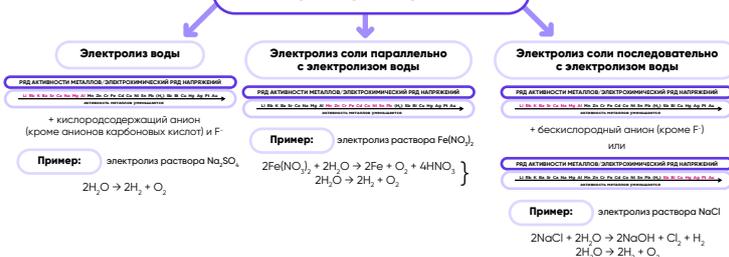
Вещество	Электролитический способ получения
Щелочные и щелочноземельные металлы	Электролиз расплавов бескислородных солей (чаще всего хлоридов), а также электролиз расплавов щелочей
Mg	Электролиз расплавов бескислородных солей (чаще всего хлоридов)
Al	Электролиз раствора Al_2O_3 в расплаве криолита $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$
Mn и металлы правее по ЭХР	Электролиз водных растворов солей
H_2	Электролиз водных растворов кислот и щелочей, водных растворов солей, образованных катионами металлов до алюминия включительно
O_2	Электролиз растворов щелочей, растворов солей и кислот, образованных кислородсодержащим анионом или F ⁻
$\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$	Электролиз водных растворов или расплавов соответствующих галогенидов
F_2	Электролиз расплавов фторидов (KF · HF)

Процессы на аноде в водных растворах электролитов

Процессы на аноде			
Бескислородные $\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}$	Кислородсодержащие и фториды $\text{NO}_2^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{PO}_4^{3-}, \text{F}^-$	Растворы щелочей OH^-	Растворы солей карб. кислот $\text{CH}_3\text{COO}^-, \text{CH}_2=\text{CH}-\text{COO}^-$
выделяется простое вещество	выделяется кислород и кислота	выделяется кислород и вода	выделяется углекислый газ + алкан
$2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$	$2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	$4\text{OH}^- - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{CH}_3\text{COO}^- - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{CH}_2=\text{CH}_2$
окисляются ионы кислотного остатка	окисляются молекулы воды	окисляются гидроксид-ионы	окисляются ионы кислотного остатка
неMe	O_2	O_2	CO_2 + алкан



Электролиз растворов солей



Обобщение химических свойств щелочных металлов

Химическое свойство	Пример реакции
Взаимодействие с кислородом	сгорание на воздухе $4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$ $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$ $\text{K} (\text{Rb}, \text{Cs}) + \text{O}_2 \rightarrow \text{KO}_2 (\text{RbO}_2, \text{CsO}_2)$
Взаимодействие с неметаллами	с серой (при нагревании) $2\text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$ с галогенами $2\text{Li} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{LiBr}$ с фосфором (при нагревании) $3\text{Na} + \text{P} \rightarrow \text{Na}_3\text{P}$ с водородом (при нагревании) $2\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{LiH}$ с азотом (литий без нагревания) $6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$
Взаимодействие с водой	образуются щелочи $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2$
Взаимодействие с кислотами	$6\text{Na} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2$ $8\text{Na} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} \rightarrow 4\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с солями в расплаве	$3\text{Na} + \text{AlCl}_3 \rightarrow 3\text{NaCl} + \text{Al}$

Химическое свойство	Пример реакции
Взаимодействие с кислородом	$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$
Взаимодействие с неметаллами	с серой $Ca + S \xrightarrow{\Delta} CaS$ с галогенами $Ba + Cl_2 \rightarrow BaCl_2$ с водородом $Ca + H_2 \xrightarrow{\Delta} CaH_2$ с фосфором $3Ca + 2P \rightarrow Ca_3P_2$ с азотом $3Sr + N_2 \xrightarrow{\Delta} Sr_3N_2$ с углеродом $Ca + 2C \xrightarrow{\Delta} CaC_2$ с кремнием $2Ca + Si \xrightarrow{\Delta} Ca_2Si$
Взаимодействие с водой	Mg – при нагревании! $Mg + 2H_2O \xrightarrow{\Delta} Mg(OH)_2 + H_2$ $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
Взаимодействие с кислотами	с обычными кислотами $Mg + H_2SO_{4(разб)} \rightarrow MgSO_4 + H_2$ с кислотами-окислителями $4Mg + 5H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 4MgSO_4 + H_2S + 4H_2O$
Взаимодействие с оксидами Me и неMe	$2Ca + ZrO_2 \xrightarrow{\Delta} Zr + 2CaO$ $2Mg + SiO_2 \xrightarrow{\Delta} 2MgO + Si$
Специфические свойства	$2Mg + CO_2 \xrightarrow{\Delta} 2MgO + C$ $Mg + CuSO_4 \rightarrow MgSO_4 + Cu$

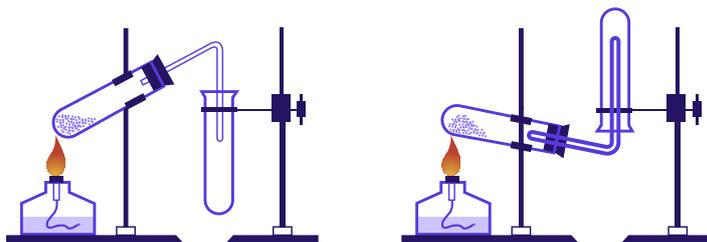
Обобщение химических свойств алюминия и переходных металлов

Вещество	Алюминий	Цинк
O_2	$4Al + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 2Al_2O_3$	$2Zn + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2ZnO$
неметаллы	$2Al + 3S \xrightarrow{\Delta} Al_2S_3$ $2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$ $2Al + N_2 \xrightarrow{\Delta} 2AlN$ $Al + P \xrightarrow{\Delta} AlP$ $4Al + 3C \xrightarrow{\Delta} Al_4C_3$ Не реагирует с водородом	$Zn + S \xrightarrow{\Delta} ZnS$ $Zn + Br_2 \xrightarrow{\Delta} ZnBr_2$ Не реагирует с азотом, водородом
H_2O	при устраниии оксидной пленки $2Al + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2$	$Zn + H_2O \xrightarrow{\Delta} ZnO + H_2$
кислоты	$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$ С концентрированными кислотами-окислителями ТОЛЬКО при нагревании (на холоде идет пассивация) $2Al + 6H_2SO_{4(конц)} \xrightarrow{\Delta} Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$ $Al + 6HNO_{3(конц)} \xrightarrow{\Delta} Al(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ С кислотами-окислителями реакция идет без нагревания $Zn + 2H_2SO_{4(конц)} \rightarrow ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ $4Zn + 10HNO_{3(разб)} \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$
щелочи	$2Al + 2NaOH_{(р-р)} + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$	В растворе: $Zn + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$ В расплаве: $Zn + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2$

Обобщение химических свойств хрома, меди и железа

Вещество	Химическая реакция
O_2	$3Fe + 2O_2 \xrightarrow{\Delta} Fe_3O_4$ $4Cr + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 2Cr_2O_3$ $2Cu + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2CuO$
неметаллы	$Fe + S \xrightarrow{\Delta} FeS$ $Fe + 2S \xrightarrow{\Delta} FeS_2$ $2Cr + 3S \xrightarrow{\Delta} Cr_2S_3$ $Cu + S \rightarrow CuS$ $2Fe + 3Br_2 \rightarrow 2FeBr_3$ $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$ (не $FeCl_2$) $Fe + I_2 \rightarrow FeI_2$ (не FeI_3) $2Cr + 3Cl_2 \rightarrow 2CrCl_3$ (не $CrCl_2$) $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$ $2Cu + I_2 \rightarrow 2CuI$ (не CuI_2) Не реагируют с водородом
H_2O	$3Fe + 4H_2O \xrightarrow{\Delta} Fe_3O_4 + 4H_2$ $2Cr + 3H_2O \xrightarrow{\Delta} Cr_2O_3 + 3H_2$ $Cu + H_2O \nrightarrow$
кислоты и кислоты-окислители	Медь не реагирует с «обычными кислотами», только с кислотами-окислителями: $Cu + 4HNO_3 \xrightarrow{\Delta} Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$ $Cu + 2H_2SO_{4(конц)} \xrightarrow{\Delta} CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ Железо и хром взаимодействуют с «обычными кислотами»: $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$ $Fe + H_2SO_{4(разб)} \rightarrow FeSO_4 + H_2$ $Cr + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + H_2$ Но с кислотами-окислителями только при нагревании: $Cr + 6HNO_3 \xrightarrow{\Delta} Cr(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$ $2Cr + 6H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Cr_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$ $Fe + 6HNO_3 \xrightarrow{\Delta} Fe(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$ $2Fe + 6H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$
оксиды и соли	$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$ $Cu + 2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$ $Fe + CuO \xrightarrow{\Delta} Cu + FeO$
специфические свойства	$4Cu + 2NO_2 \xrightarrow{\Delta} 4CuO + N_2$ $2Cu + 2NO \xrightarrow{\Delta} 2CuO + N_2$ $Cu + N_2O \xrightarrow{\Delta} CuO + N_2$ $CuO + Cu \xrightarrow{\Delta} Cu_2O$ $Cu + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow CuSO_4 + 2FeSO_4$ $Fe + Fe_2O_3 \xrightarrow{\Delta} 3FeO$

Сбор газов методом вытеснения воздуха

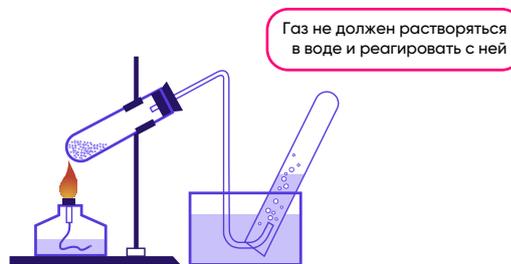


Пробирка дном вниз – для газов тяжелее воздуха (Cl_2, O_2, H_2S, SO_2)

Пробирка дном вверх – для газов легче воздуха (H_2, NH_3, CH_4)

M воздуха \approx 29 г/моль

Сбор газов методом вытеснения воды



Газ не должен растворяться в воде и реагировать с ней

H_2, O_2, N_2, CH_4

Обобщение химических свойств водорода

Химическое свойство	Пример
Взаимодействие с активными металлами	$H_2 + Ca \rightarrow CaH_2$
Взаимодействие с неметаллами	с галогенами $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl$ С бромом и йодом при нагревании $F_2 + H_2 \rightarrow 2HF$ (комнатная t°) с серой $H_2 + S \xrightarrow{\Delta} H_2S$ с азотом $3H_2 + N_2 \xrightarrow{t, P, kat} 2NH_3$ с кислородом $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ с углеродом $2H_2 + C \xrightarrow{t, P, kat} CH_4$ с кремнием $H_2 + Si \nrightarrow$ с фосфором $H_2 + P \nrightarrow$
Взаимодействие со сложными веществами	$H_2 + CuO \xrightarrow{\Delta} Cu + H_2O$

Обобщение химических свойств кислорода

Химическое свойство	Пример
Взаимодействие с металлами	$O_2 + 2Mg \xrightarrow{\Delta} 2MgO$ с Ag, Au и платиновыми металлами не реагирует!
Взаимодействие с неметаллами	$O_2 + N_2 \nrightarrow 2NO$ с инертными газами не реагирует! $O_2 + 2F_2 \rightarrow 2OF_2$ с остальными галогенами не реагирует!
Взаимодействие со сложными веществами	$O_2 + 2CO \xrightarrow{\Delta} 2CO_2$ $O_2 + 4Fe(OH)_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$ $3O_2 + 2ZnS \xrightarrow{\Delta} 2ZnO + 2SO_2$ $4NH_3 + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 6H_2O + 2N_2$ $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{kat} 4NO + 6H_2O$ $2O_2 + SiC \xrightarrow{\Delta} SiO_2 + CO_2$ $2C_6H_6 + 15O_2 \xrightarrow{\Delta} 12CO_2 + 6H_2O$ $4NO_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4HNO_3$

Обобщение химических свойств галогенов

Химическое свойство	Пример
Взаимодействие с металлами	$\text{Cl}_2 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2$
Взаимодействие с кислородом	$2\text{F}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{OF}_2$ Остальные галогены не реагируют с кислородом!
Взаимодействие с неметаллами	<p>с водородом $\text{F}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HF}$ (комнатная t°) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} 2\text{HCl}$</p> <p>с серой $\text{S} + 3\text{F}_2 \rightarrow \text{SF}_6$ $\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SCl}_2$ $2\text{S} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{Br}_2$ $\text{S} + \text{I}_2 \nrightarrow$</p> <p>с фосфором $2\text{P} + 5\text{F}_2 \rightarrow 2\text{PF}_5$ $2\text{P} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{нед.}} 2\text{PCl}_3$ $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{изб.}} 2\text{PCl}_5$ аналогично с бромом $2\text{P} + 3\text{I}_2 \rightarrow 2\text{PI}_3$</p> <p>с кремнием $\text{Si} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4$ аналогично с остальными галогенами (только при нагреве)</p>
Взаимодействие с водородом	$\text{Br}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{h\nu} 2\text{HBr}$
Взаимодействие с водой	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HF} + \text{O}_2$
Взаимодействие со щелочами	<p>без нагревания $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>при нагревании $3\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH} \xrightarrow{\text{т.}} \text{NaClO}_3 + 5\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ (аналогично с бромом, у йода только один вариант)</p>
Реакции замещения	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{т.}} \text{S} + 2\text{HCl}$
Окислительно-восстановительные свойства	<p>окислители $\text{Cl}_2 + 2\text{FeCl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$</p> <p>восстановители $\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$</p>

Химические свойства азота и фосфора

Вещества	N_2	P
O_2	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{NO} - Q$ $t = 1200^\circ - 1300^\circ\text{C}$ или электрический разряд	$4\text{P} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{P}_2\text{O}_3$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{P}_2\text{O}_5$
H_2	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Fe, t, P}} 2\text{NH}_3$	Практически не реагируют По некоторым источникам реакция возможна при высоком давлении и наличии катализатора, и идет с малым выходом
Галогены	Только с F! $\text{N}_2 + 3\text{F}_2 \rightarrow 2\text{NF}_3$	$2\text{P} + 3\text{Br}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{PBr}_3$ $2\text{P} + 5\text{Br}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{PBr}_5$ $2\text{P} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{PCl}_3$ $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{PCl}_5$ $2\text{P} + 3\text{I}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{PI}_3$
S	Не реагирует!	$2\text{P} + 3\text{S} \xrightarrow{\text{т.}} \text{P}_2\text{S}_3$ $2\text{P} + 5\text{S} \xrightarrow{\text{т.}} \text{P}_2\text{S}_5$
Металлы	$6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$ При комнатной температуре! $3\text{Mg} + \text{N}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{Mg}_3\text{N}_2$	$3\text{Na} + \text{P} \xrightarrow{\text{т.}} \text{Na}_3\text{P}$ $2\text{P} + 3\text{Mg} \xrightarrow{\text{т.}} \text{Mg}_3\text{P}_2$
H_2O	Не реагирует!	$4\text{P} + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{т.}} \text{PH}_3 + 3\text{H}_3\text{PO}_2$
Щелочи	Не реагирует!	$4\text{P} + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + 3\text{KN}_2\text{P}_2\text{O}_7$
Кислоты-окислители	Не реагирует!	$\text{P} + 5\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{конц.}} \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{P} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц.}} 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Некоторые соли-окислители	Не реагирует!	$6\text{P} + 5\text{KClO}_3 \rightarrow 5\text{KCl} + 3\text{P}_2\text{O}_5$

Обобщение химических свойств серы

Химическое свойство	Пример
Взаимодействие с металлами	$\text{S} + 2\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$ со ЩМ, кроме Li, без нагревания с Au не реагирует
Взаимодействие с неметаллами	$\text{S} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{H}_2\text{S}$ с I ₂ и N ₂ не реагирует
Взаимодействие со сложными веществами	$\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{S} + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Химические свойства углерода и кремния

Вещества	C	Si
O_2	$2\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{CO} \uparrow$ $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{CO}_2 \uparrow$	$2\text{Si} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{SiO}$ $\text{Si} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{SiO}_2$
H_2	$\text{C} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{т., kat}} \text{CH}_4 \uparrow$	Не реагирует!
Галогены	Только с F! $\text{C} + 2\text{F}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{CF}_4 \uparrow$	<p>Без нагревания: $\text{Si} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4$</p> <p>при нагревании: $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{SiCl}_4$ $\text{Si} + 2\text{Br}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{SiBr}_4$ $\text{Si} + 2\text{I}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{SiI}_4$</p>
Другие неметаллы	$\text{C} + 2\text{S} \xrightarrow{\text{т.}} \text{CS}_2$ $\text{Si} + \text{C} \xrightarrow{\text{т.}} \text{SiC}$ $2\text{C} + \text{N}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{C}_2\text{N}_2$	$\text{Si} + 2\text{S} \xrightarrow{\text{т.}} \text{SiS}_2$ $3\text{Si} + 2\text{N}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{Si}_3\text{N}_4$ $\text{C} + \text{Si} \xrightarrow{\text{т.}} \text{SiC}$
Металлы	ЩМ, ЩЗМ, Al, Mg, Fe и др. $\text{Ca} + 2\text{C} \xrightarrow{\text{т.}} \text{CaC}_2$ $4\text{Al} + 3\text{C} \xrightarrow{\text{т.}} \text{Al}_4\text{C}_3$	ЩМ, ЩЗМ и др. $2\text{Ca} + \text{Si} \xrightarrow{\text{т.}} \text{Ca}_2\text{Si}$ $\text{Si} + 2\text{Mg} \xrightarrow{\text{т.}} \text{Mg}_2\text{Si}$
Оксиды металлов	<p>До карбидов: $9\text{C} + 2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{т.}} \text{Al}_4\text{C}_3 + 6\text{CO}$ $\text{CaO} + 3\text{C} \xrightarrow{\text{т.}} \text{CaC}_2 + \text{CO}$</p> <p>До металла или оксидов с меньшей СО: $\text{ZnO} + \text{C} \xrightarrow{\text{т.}} \text{CO} + \text{Zn}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \xrightarrow{\text{т.}} 3\text{CO} + 2\text{Fe}$ $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \xrightarrow{\text{т.}} 4\text{FeO} + \text{CO}_2$ $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO}$ $\text{CuO} + \text{C} \xrightarrow{\text{т.}} \text{Cu} + \text{CO}$ $\text{PbO} + \text{C} \xrightarrow{\text{т.}} \text{Pb} + \text{CO}$</p>	—

Вещества	C	Si
Оксиды неметаллов	$\text{C} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{CO} \uparrow$ $2\text{C} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{CO} \uparrow + \text{Si}$ $3\text{C} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{CO} \uparrow + \text{SiC}$	$\text{SiO}_2 + \text{Si} \rightarrow 2\text{SiO}$
H_2O	$\text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{пар.}} \text{CO} \uparrow + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Si} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{пар.}} \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2$
Щелочи	Не реагирует!	<p>При нагревании: $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{т.}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2 \uparrow$</p>
Кислоты-окислители	$\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц.}} \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 4\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{конц.}} \text{CO}_2 \uparrow + 4\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	<p>Si + HNO₃ → не реагирует!</p> <p>Не взаимодействует с кислотами, но растворяется в смеси азотной и фтороводородной кислот $3\text{Si} + 4\text{HNO}_3 + 18\text{HF} \rightarrow 3\text{H}_2[\text{SiF}_6] + 4\text{NO} + 8\text{H}_2\text{O}$</p>
Специфические реакции	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} + 3\text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{т.}} 2\text{P} + 5\text{CO} + 3\text{CaSiO}_3$ $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 10\text{C} + 6\text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{т.}} \text{P}_4 + 10\text{CO} + 6\text{CaSiO}_3$ $\text{BaSO}_4 + 4\text{C} \xrightarrow{\text{т.}} \text{BaS} + 4\text{CO}$ $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} \xrightarrow{\text{т.}} \text{Na}_2\text{S} + 4\text{CO}$	

Возможно образование SiF₄, если:

- кислоты очень концентрированные (мало воды);
- кремний реагирует с газообразным фтороводородом.

Характерные признаки протекания реакции

1. Образование осадков

4. Выделение газов

2. Растворение веществ

5. Изменение запаха

3. Появление (изменение) окраски

6. Окраска пламени

Окраска пламени



Соли, растворимые в кислотах	Соли, нерастворимые в обычных кислотах
FeS	AgCl
MgS	AgBr
ZnS	AgI
BaCO ₃	Ag ₂ S
CaCO ₃	CuS
MgCO ₃	PbS
Ca ₃ (PO ₄) ₂	HgS
Ag ₃ PO ₄	BaSO ₄
...	...

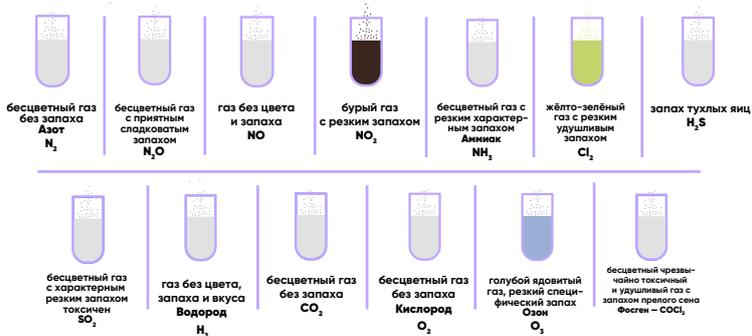
Окраска некоторых твёрдых веществ

Цвет	Вещества
Голубой	Cu(OH) ₂
Чёрный	CuS (нерастворим в кислотах) FeS Fe ₃ O ₄ PbS (нерастворим в кислотах) Ag ₂ S (нерастворим в кислотах) CuO Ag ₂ O (тёмно-бурый)
Бурый (коричневый)	Fe(OH) ₃ MnO ₂ I ₂ (раствор)
Серо-зелёный	Fe(OH) ₂ Cr(OH) ₃
Белый	Ag ₂ SO ₄ AgCl (творожистый) BaSO ₄ (нерастворим в кислотах) Li ₃ PO ₄ BaCO ₃ Ba ₃ (PO ₄) ₂ CaCO ₃ Ca ₃ (PO ₄) ₂ MgCO ₃ Mg ₃ (PO ₄) ₂ Zn(OH) ₂ (растворим в избытке щёлочи) ZnCO ₃ Al(OH) ₃ (растворим в избытке щёлочи) AlPO ₄ CuCl CuI
Жёлтый	AgBr (желтоватый, нерастворим в кислотах) AgI (нерастворим в кислотах) Ag ₃ PO ₄ PbI ₂
Красный	Cu ₂ O Cu

Окраска некоторых растворов

Цвет	Рисунок	Формула катиона	Цвет	Рисунок	Формула катиона
Голубой		Cu ²⁺	Тёмно-жёлтый		Fe ³⁺
Синий		[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	Оранжевый		Cr ₂ O ₇ ²⁻
Зелёный		Cr ³⁺ [Cr(OH) ₆] ³⁻ Fe ²⁺ (бледно-зелёный) MnO ₄ ²⁻	Жёлтый		CrO ₄ ²⁻
Бледно-розовый		Mn ²⁺ (разбавленный – почти бесцветный)	Розовый (малиновый)		MnO ₄ ⁻

Описание газов



Описание некоторых простых веществ



Качественные реакции на катионы			
NH_4^+	OH^-	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	выделение газа с резким запахом; при поднесении влажной бумажки, пропитанной лакмусом (или фенолфталеином), окрасивание в синий (или малиновый) цвет
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$	белый осадок (легкорастворимый в сильной кислоте с выделением пузырьков углекислого газа)
Ba^{2+} Sr^{2+}	SO_4^{2-}	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$	белый осадок (сульфат бария нерастворим в кислотах)
Ag^+	OH^-	$2\text{Ag}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	бурый осадок
	Cl^-	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$	белый творожистый осадок
	Br^-	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$	светло-жёлтый осадок
	I^-	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$	жёлтый осадок
Ag^+	SO_4^{2-}	$\text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow$	осадок белого цвета
Pb^{2+}	I^-	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$	осадок ярко-жёлтого цвета
Al^{3+}	OH^-	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \downarrow$ $\text{Al(OH)}_3 + \text{OH}^- \rightarrow [\text{Al(OH)}_4]^-$	желеобразный осадок белого цвета, растворимый при добавлении избытка щёлочи
Zn^{2+}	OH^-	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \downarrow$ $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow [\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$	белый осадок, растворимый в избытке щёлочи
Fe^{2+}	OH^-	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \downarrow$	серо-зелёный осадок
	$[\text{Fe(CN)}_6]^{3-}$ красная кровяная соль	$3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe(CN)}_6]^{3-} \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe(CN)}_6]_2 \downarrow$	тёмно-синий осадок
Fe^{3+}	OH^-	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \downarrow$	бурый осадок
Fe^{3+}	$[\text{Fe(CN)}_6]^{4-}$ жёлтая кровяная соль	$\text{Fe}^{3+} + [\text{Fe(CN)}_6]^{4-} \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe(CN)}_6]_2 \downarrow$	синий осадок
	SCN^-	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe(SCN)}_3 \downarrow$	тёмно-красная окраска раствора
Cu^{2+}	OH^-	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow$	голубой осадок

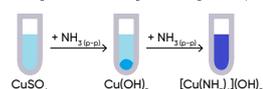
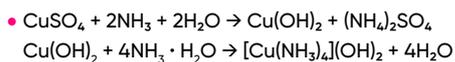
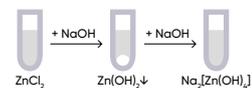
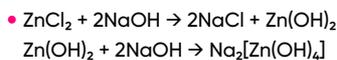
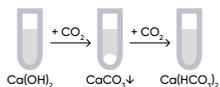
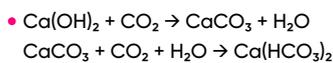
Качественные реакции на анионы			
S^{2-}	Zn^{2+}	$\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS} \downarrow$	белый осадок
	Ag^+	$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$	чёрный осадок
	Cu^{2+}	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$	чёрный осадок
	Hg^{2+}	$\text{Hg}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{HgS} \downarrow$	чёрный осадок
	H^+	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow$	газ с запахом «тухлых яиц»
SO_4^{2-}	Pb^{2+}	$\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow$	белый осадок
	Ba^{2+}	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$	белый порошкообразный осадок
SO_3^{2-}	H^+	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	газ с резким запахом (запах зажжённой спички)
Cl^-	Ag^+	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$	белый творожистый осадок
Br^-	Ag^+	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$	светло-жёлтый осадок
I^-	Ag^+	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$	жёлтый осадок
	Pb^{2+}	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$	осадок ярко-жёлтого цвета
CO_3^{2-}	H^+	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	выделение пузырьков газа
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	H^+	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	жёлтый осадок газ с резким запахом (запах зажжённой спички)
NO_3^-	$\text{Cu} + \text{H}^+$	$\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	растворение металла выделение бурого газа
PO_4^{3-}	Ag^+	$3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$	жёлтый осадок
CrO_4^{2-}	Ba^{2+}	$\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow$	жёлтый осадок разлагается в сильнокислой среде
	H^+	$2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	раствор ярко-оранжевого цвета

Качественные реакции на анионы			
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Ag^+	$2\text{Ag}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \downarrow$	оранжевый осадок
	OH^-	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	жёлтый раствор
MnO_4^-	поведение в ОВР	$\text{MnO}_4^- \xrightarrow{\text{OH}^-} \text{MnO}_4^{2-}$	раствор зелёного цвета
		$\text{MnO}_4^- \xrightarrow{\text{H}^+} \text{MnO}_2 \downarrow$	бурый осадок
		$\text{MnO}_4^- \xrightarrow{\text{H}^+} \text{Mn}^{2+}$ обесцвечивание раствора	светло-розовый раствор

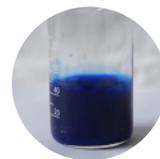
Качественные реакции на некоторые газы

SO_2	Обесцвечивание раствора перманганата калия: $5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$	NH_3	Окрасивание лакмуса в синий цвет
	Обесцвечивание бромной воды: $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$	Cl_2	Взаимодействие с галогенидами $\text{Cl}_2 + 2\text{NaBr} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$ $\text{Cl}_2 + 2\text{NaI} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{I}_2$
	Выпадение осадка в реакции с известковой водой: $\text{SO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	O_2	Вспыхивание тлеющей лучины
	И дальнейшее его растворение: $\text{CaSO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(HSO}_3)_2$	H_2	Характерный хлопок при сгорании
H_2S	Обесцвечивание раствора перманганата калия: $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 = 2\text{MnO}_2 + 3\text{S} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$	N_2	Затухание тлеющей лучины
	Обесцвечивание бромной воды: $4\text{Br}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} = 8\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$	O_3	$2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + 2\text{KOH}$
CO_2	Затухание тлеющей лучины		
	Выпадение осадка в реакции с известковой водой: $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$		
	И дальнейшее его растворение: $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$		

Образование осадка и его последующее растворение

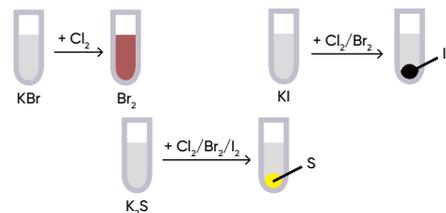


Качественная реакция на йод



Окраска крахмала в синий цвет при добавлении йода

Качественные реакции на галогены



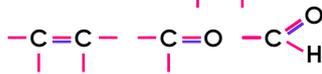
Какие бывают связи?

Кратные связи являются сочетанием σ - и π -связей.

Одинарная связь — только σ -связь.



Двойная связь — сочетание одной σ и одной π -связи.



Тройная связь — сочетание одной σ и двух π -связей.



Гомологи vs Изомеры

	Гомологи	Изомеры
Общая формула	Разные, отличаются на одну или несколько CH_2 -групп	Одна
Свойства	Схожие	Разные

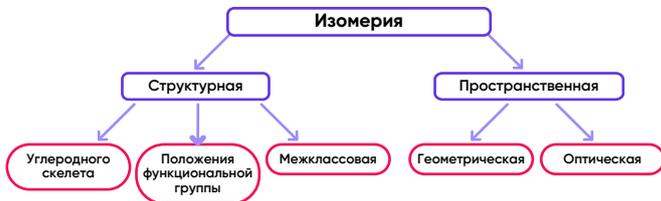
Гибридизация

sp^3 -гибридизация — характерна для насыщенных (предельных) соединений (алканы, циклоалканы, предельные спирты, предельные амины и др.).

sp^2 -гибридизация — характерна для соединений, содержащих двойные связи или бензольное кольцо (алкены, диены, арены, стирол и др.).

sp -гибридизация — атомы углерода связаны тройной связью (алкины) или у одного атома углерода две двойные связи (кумулированные диены).

Изомеры — это вещества, имеющие одинаковый состав (молекулярную формулу), но разное строение (порядок соединения атомов).



Межклассовая изомерия

Общая формула	Класс соединений	Межклассовые изомеры
$C_n H_{2n}$	Алкены	Циклоалканы
$C_n H_{2n-2}$	Алкины	Алкадиены, Циклоалкены
$C_n H_{2n+2} O$	Предельные одноатомные спирты	Простые эфиры
$C_n H_{2n} O$	Альдегиды	Кетоны
$C_n H_{2n} O_2$ или $C_n H_{2n+1} COOH$	Карбоновые кислоты	Сложные эфиры
$C_n H_{2n+1} NO_2$	Предельные алифатические аминокислоты	Нитроалканы

Гомологический ряд

Гомологи — это соединения, которые образуют гомологический ряд.

Гомологический ряд — это ряд соединений, в котором каждый последующий член отличается от предыдущего на одну или несколько $-CH_2-$ групп.

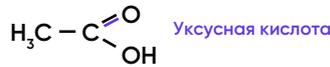
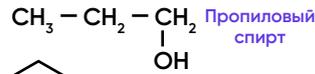
Формула	Название	Радикал (R)	Название радикала
CH_4	метан	CH_4	- CH_3 метил
C_2H_6	этан	H_3C-CH_3	- C_2H_5 этил
C_3H_8	пропан	$H_3C-CH_2-CH_3$	- C_3H_7 пропил
C_4H_{10}	бутан	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_3$	- C_4H_9 бутил
C_5H_{12}	пентан	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	- C_5H_{11} пентил
C_6H_{14}	гексан	$H_3C-(CH_2)_4-CH_3$	- C_6H_{13} гексил
C_7H_{16}	гептан	$H_3C-(CH_2)_5-CH_3$	- C_7H_{15} гептил
C_8H_{18}	октан	$H_3C-(CH_2)_6-CH_3$	- C_8H_{17} октил
C_9H_{20}	нонан	$H_3C-(CH_2)_7-CH_3$	- C_9H_{19} нонил
$C_{10}H_{22}$	декан	$H_3C-(CH_2)_8-CH_3$	- $C_{10}H_{21}$ децил

Предельные и непредельные соединения

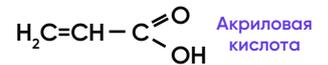
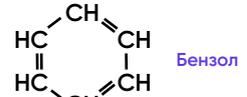
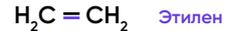
Предельные соединения — это соединения, содержащие только одинарные связи между атомами углерода.

Непредельные соединения — это соединения, содержащие двойные и тройные связи между атомами углерода.

Насыщенные



Ненасыщенные



Типы атомов углерода

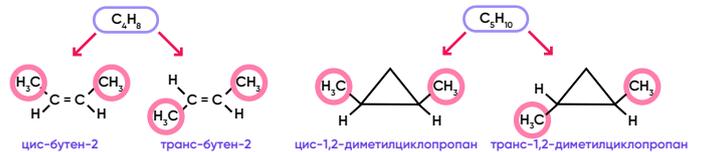
Первичный — атом углерода, связанный с **одним** другим атомом углерода.

Вторичный — атом углерода, связанный с **двумя** другими атомами углерода.

Третичный — атом углерода, связанный с **тремя** другими атомами углерода.

Четвертичный — атом углерода, связанный с **четырьмя** другими атомами углерода.

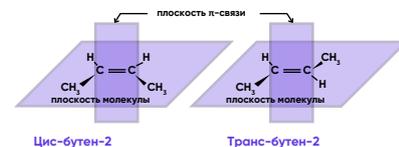
Пространственная Геометрическая (цис-/транс-изомерия)



Условия:

Характерна для алкенов, циклоалканов и алкадиенов

- Двойная связь находится не у концевого атома углерода
- Каждый атом углерода при двойной связи имеет два различных заместителя



Классификация органических веществ

Органические соединения

Углеводороды

алканы
циклоалканы
алкены
алкадиены
арены
алкины

Кислородсодержащие соединения

спирты
альдегиды
кетоны
карбоновые кислоты
соли карбоновых кислот
сложные эфиры
простые эфиры
углеводы

Азотсодержащие соединения

амины
нитрилы
белки
амиды карбоновых кислот
аминокислоты
нитросоединения

Функциональная группа – это группа атомов, определяющая принадлежность соединения к определенному классу и обуславливающая его характерные химические свойства.

Углеводороды						
Класс органических соединений	Предельные (содержат только одинарные связи)		Непредельные (содержат двойные и тройные связи между атомами углерода)			
	Алканы	Циклоалканы	Алкены	Алкадиены	Алкины	Ароматические углеводороды
Характеристика	Углеводороды с незамкнутой углеродной цепью	Атомы углерода замкнуты в цикл	Одна двойная связь	Две двойные связи	Одна тройная связь	Содержат ароматическую систему
Общая формула	$C_n H_{2n+2}$	$C_n H_{2n}$	$C_n H_{2n}$	$C_n H_{2n-2}$	$C_n H_{2n-2}$	$C_n H_{2n-6}$
Примеры веществ	Этан CH_3-CH_3	Циклобутан CH_2-CH_2 $ $ CH_2-CH_2	Этилен $CH_2=CH_2$	Дивинил $CH_2=CH-CH=CH_2$	Ацетилен $CH \equiv CH$	Бензол 

Кислородсодержащие соединения					
Класс органических соединений	Гидроксисоединения (-ОН)			Карбонильные соединения	
	Предельные одноатомные спирты	Предельные многоатомные спирты	Фенолы	Насыщенные альдегиды	Насыщенные кетоны
Характеристика	Производные углеводородов, в которых один атом Н замещен на гидроксигруппу	Производные углеводородов, в которых несколько атомов Н замещены на несколько гидроксигрупп	Производные ароматических углеводородов, в молекулах которых -ОН группы непосредственно связаны с бензольным кольцом	Соединения, у которых карбонильная группа непосредственно связана с атомом водорода	Соединения, у которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами
Общая формула	$C_n H_{2n+1} OH$	Алкодиолы: $C_n H_{2n+2} O_2$ Алкантриолы: $C_n H_{2n+2} O_3$	$C_n H_{2n-6} O$	$C_n H_{2n} O$	$C_n H_{2n} O$
Примеры веществ	Этанол H_3C-CH_2-OH	Глицерин $CH_2-CH_2-CH_2$ $ $ OH OH OH	Фенол 	Этаналь $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$	Ацетон $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix}-CH_3$

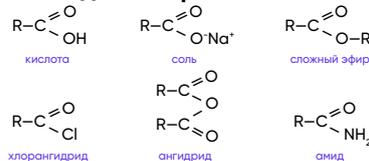
Азотсодержащие соединения					
Класс органических соединений	Нитросоединения		Амины		Аминокислоты
	Насыщенные нитросоединения	Предельные первичные амины	Предельные вторичные амины	Предельные третичные амины	Предельные алифатические аминокислоты
Характеристика	Производные углеводородов, в которых один или несколько атомов Н замещены на нитрогруппу	Производные аммиака, в молекуле которых один, два или три атома водорода замещены на углеводородные радикалы			Бифункциональные соединения, в молекулах которых содержится две функциональные группы: амино-группа и карбоксильная группа
Общая формула	$C_n H_{2n+1} NO_2$	$C_n H_{2n+1} NH_2$		$C_n H_{2n+1} NO_2$	
Примеры веществ	Нитрометан CH_3-NO_2	Метиламин CH_3-NH_2	Диметиламин CH_3 $ $ CH_3-NH	Триметиламин CH_3 $ $ CH_3-N $ $ CH_3	Аминокислотная кислота $H_2N-CH_2-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$

Кислородсодержащие соединения				
Класс органических соединений	Карбоксильные соединения		Эфиры	
	Насыщенные монокарбоновые кислоты	Соли насыщенных монокарбоновых кислот	Насыщенные простые эфиры	Насыщенные сложные эфиры
Характеристика	Производные углеводородов, молекулы которых содержат одну карбоксильную группу	Катион металла или ион аммония связаны с кислотным остатком карбоновой кислоты	Производные спиртов, у которых атом водорода в ОН-группе замещен алкильным радикалом	Производные кислородсодержащих кислот, у которых атом водорода в ОН-группе замещен алкильным радикалом
Общая формула	$C_n H_{2n+1} COOH$	$(C_n H_{2n+1} COO)_x Me$	$C_n H_{2n+2} O$	$C_n H_{2n} O_2$
Примеры веществ	Уксусная кислота $H_3C-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$	Ацетат натрия $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow ONa \end{matrix}$	Диметиловый эфир $H_3C-O-CH_3$	Метилацетат $H_3C-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O-CH_3 \end{matrix}$ Тринитроглицерин CH_2-O-NO_2 $ $ $CH-O-NO_2$ $ $ CH_2-O-NO_2

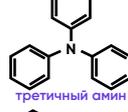
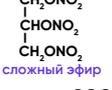
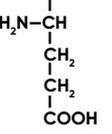
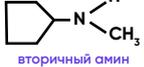
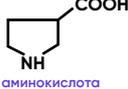
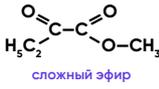
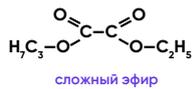
Смешанные соединения						
Класс органических соединений	Углеводы			Жиры	Ангидриды	Амиды карбоновых кислот
	Моносахариды	Дисахариды	Полисахариды			
Характеристика	Производные углеводородов, в которых один или несколько гидроксильных групп	Дисахариды – это углеводы, молекулы которых состоят из двух остатков моносахаридов	Полимеры моносахаридов	Сложные эфиры глицерина и высших одноосновных карбоновых кислот	Соединения, в которых две ацильные группы присоединены к одному и тому же атому кислорода	Производные карбоновых кислот, в которых гидроксильная группа кислотного остатка замещена аминогруппой
Общая формула	Пентозы $C_5 H_{10} O_5$ Гексозы $C_6 H_{12} O_6$ (кроме дезоксисахаридов)	$C_n H_{2n} O_n$	$(C_n H_{10} O)_n$	$CH_2-O-CO-R_1$ $CH-O-CO-R_2$ $CH_2-O-CO-R_2$	$R_1-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix}$ $R_2-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix}$	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow NH_2 \end{matrix}$
Примеры веществ	Фруктоза CH_2OH $ $ $C=O$ $ $ $HO-C-H$ $ $ $H-C-OH$ $ $ $H-C-OH$ $ $ CH_2OH	Лактоза, мальтоза, сахароза	Крахмал	Тристеарат глицерина $CH_2-O-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix}-(CH_2)_7-CH_3$ $ $ $CH-O-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix}-(CH_2)_7-CH_3$ $ $ $CH_2-O-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix}-(CH_2)_7-CH_3$	Уксусный ангидрид $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix}$ $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix}$	Ацетамид $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow NH_2 \end{matrix}$

Галогенпроизводные		
Класс органических соединений	Галогенангидриды	Галогенпроизводные
	Характеристика	Производные карбоновых кислот, в которых гидроксильная группа замещена атомом галогена
Общая формула	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow Hal \end{matrix}$	$R-Hal$
Примеры веществ	Хлорангидрид уксусной кислоты $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow Cl \end{matrix}$	Хлорэтан CH_3-CH_2-Cl

Производные карбоновых кислот



К какому классу принадлежит данное вещество?

 вторичный амин
 сложный эфир
 третичный амин
 сложный эфир
 аминокислота
 простой эфир
 ангидрид
 соль аминокислоты
 кислая соль
 вторичный эфир
 вторичный амин
 вторичный амин
 аминокислота
 сложный эфир
 сложный эфир

Тривиальные названия органических соединений

Формула	Название по систематической номенклатуре	Тривиальное название
Углеводороды		
CH_4	Метан	Болотный газ
C_2H_4 $CH_2=CH_2$	Этен	Этилен
C_3H_6 $CH_2=CH-CH_3$	Пропен	Пропилен
C_2H_2 $CH \equiv CH$	Этин	Ацетилен
$CH_2=CH-CH=CH_2$	Бутадиен-1,3	Дивинил
$CH_2=C(CH_3)-CH=CH_2$	2-метилбутадиен-1,3	Изопрен
$C_6H_5CH_3$ 	Метилбензол	Толуол

Углеводороды			
$C_6H_4(CH_3)_2$		1,2-диметилбензол	Орто-ксилол (о-ксилол)
$C_6H_4(CH_3)_2$		1,3-диметилбензол	Мета-ксилол (м-ксилол)
$C_6H_4(CH_3)_2$		1,4-диметилбензол	Пара-ксилол (п-ксилол)
$C_9H_5CH(CH_3)_2$		2-фенилпропан	Кумол (изопропилбензол)
$C_6H_5-CH=CH_2$		Винилбензол	Стирол

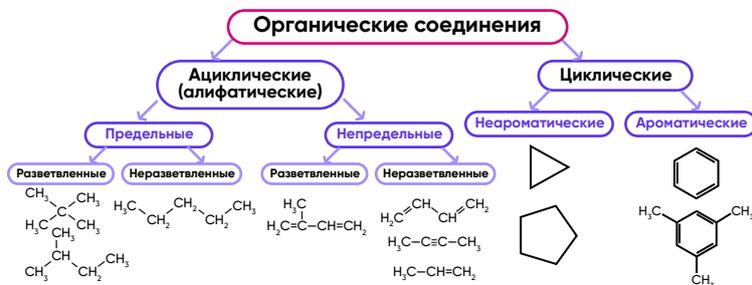
Спирты		
CH_3OH	Метанол	Древесный спирт
C_2H_5OH	Этанол	Винный спирт
$CH_2=CH-CH_2-OH$	Пропен-2-ол-1	Аллиловый спирт
$C_6H_5-CH_2-OH$		Бензиловый спирт
	Этандиол-1,2	Этиленгликоль
	Пропантриол-1, 2, 3	Глицерин

Фенолы			
C_6H_5OH		Фенол (гидроксibenзол)	Карболовая кислота
$C_6H_4(CH_3)OH$		2-метилфенол (1-гидрокси-2-метилбензол)	Орто-крезол (о-крезол)
$C_6H_4(CH_3)OH$		3-метилфенол (1-гидрокси-3-метилбензол)	Мета-крезол (м-крезол)
$C_6H_4(CH_3)OH$		4-метилфенол (1-гидрокси-4-метилбензол)	Пара-крезол (п-крезол)

Простые эфиры		
CH_3-O-CH_3	Диметиловый эфир (Метоксиметан)	Древесный эфир
$C_2H_5-O-C_2H_5$	Диэтиловый эфир (Этоксизтан)	Серный эфир
$CH_3-O-C_2H_5$	Метилэтиловый эфир (Метоксиэтан)	-

Альдегиды. Кетоны			
$H-C(=O)-H$	Метаналь	Муравьиный альдегид, формальдегид	
CH_3CHO	$CH_3-C(=O)-H$	Этаналь	Уксусный альдегид, ацетальдегид
$CH_2=CH-CHO$	$CH_2=CH-C(=O)-H$	Пропеналь	Акриловый альдегид, акролеин
C_6H_5CHO		Бензальдегид	Бензойный альдегид
$CH_3-C(=O)-CH_3$		Пропанон	Ацетон

Карбоновые кислоты			
$HCOOH$	$H-C(=O)-OH$	Метановая кислота	Муравьиная кислота (соли – формиаты)
CH_3COOH	$CH_3-C(=O)-OH$	Этановая кислота	Уксусная кислота (соли – ацетаты)
$C_{15}H_{31}COOH$		Гексадекановая кислота	Пальмитиновая кислота (соли – пальмитаты)
$C_{17}H_{33}COOH$		Октадекановая кислота	Стеариновая кислота (соли – стеараты)
$CH_2=CH-COOH$	$CH_2=CH-C(=O)-OH$	Пропеновая кислота	Акриловая кислота (соли – акрилаты)
$CH_2=C(CH_3)-COOH$		2-метилпропеновая кислота	Метакриловая кислота (соли – метакрилаты)
$C_{17}H_{33}COOH$		Цис-9-октадеценная кислота	Олеиновая кислота (соли – олеаты)
$C_{17}H_{31}COOH$		Цис, цис-9,12-октадекадиеновая кислота	Линолевая кислота (соли – линолеаты)
$C_{17}H_{29}COOH$		Цис, цис, цис-6,9,12-октадекатриеновая кислота	Линоленовая кислота
$HOOC-COOH$		Этандиовая кислота	Щавелевая кислота (соли – оксалаты)
$C_6H_4(COOH)_2$		1,4-бензолдикарбоновая кислота	Терефталевая кислота
C_6H_5COOH		Бензолкарбоновая кислота	Бензойная кислота (соли – бензоаты)



Сложные эфиры		
$HCOOCH_3$	Метилметаноат	Метилформиат, метиловый эфир муравьиной к-ты
CH_3COOCH_3	Метилэтаноат	Метилацетат, метиловый эфир уксусной к-ты
$CH_3COOC_2H_5$	Этилэтаноат	Этилацетат, этиловый эфир уксусной к-ты
$CH_2=CH-COOCH_3$	Метилпропеноат	Метилакрилат, метиловый эфир акриловой к-ты
$CH_2=C(CH_3)-COOCH_3$	Метил-2-метилпропеноат	Метилметакрилат, метиловый эфир метакриловой к-ты

Азотсодержащие соединения			
$C_6H_5NH_2$		Аминобензол (фениламин)	Анилин
NH_2-CH_2-COOH		Аминоэтановая кислота	Аминоуксусная кислота, глицин
$NH_2-CH(CH_3)-COOH$		2-аминопропановая кислота	Аланин
$NH_2-CH(CH_2-C_6H_5)-COOH$		2-амино-3-фенилпропановая кислота	Фенилаланин
$NH_2-CH(CH_2-OH)-COOH$		2-амино-3-гидроксипропановая кислота	Серин
$NH_2-CH(CH_2-SH)-COOH$		2-амино-3-меркаптопропановая кислота	Цистеин

Алканы



В алканах все атомы углерода в sp^3 -гибридизации!

Гомологический ряд

Формула	Название	Радикал (R)	Название радикала
CH ₄	метан	-CH ₃	метил
C ₂ H ₆	этан	-C ₂ H ₅	этил
C ₃ H ₈	пропан	-C ₃ H ₇	пропил
C ₄ H ₁₀	бутан	-C ₄ H ₉	бутил
C ₅ H ₁₂	пентан	-C ₅ H ₁₁	пентил
C ₆ H ₁₄	гексан	-C ₆ H ₁₃	гексил
C ₇ H ₁₆	гептан	-C ₇ H ₁₅	гептил
C ₈ H ₁₈	октан	-C ₈ H ₁₇	октил
C ₉ H ₂₀	нонан	-C ₉ H ₁₉	нонил
C ₁₀ H ₂₂	декан	-C ₁₀ H ₂₁	децил

Названия некоторых радикалов

Алкан	Радикал	Название
CH ₄	H ₃ C-	Метил
H ₃ C-CH ₃	H ₃ C-CH ₂ -	Этил
H ₃ C-CH ₂ -CH ₃	H ₃ C-CH ₂ -CH ₂ -	Пропил
	H ₃ C-CH(CH ₃)-	Изопропил
H ₃ C-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	H ₃ C-CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	Бутил
	H ₃ C-CH ₂ -CH(CH ₃)-	Втор-бутил
H ₃ C-CH(CH ₃)-CH ₃	H ₃ C-C(CH ₃) ₂ -	Трет-бутил

Правила построения названий

- Выбираем главную углеродную цепь
- Нумеруем главную углеродную цепь
- Называем заместители с указанием номеров атомов углерода, с которыми они связаны
- Называем родоначальную структуру, затем старшую функциональную группу или кратную связь с указанием положения

Функциональные группы

Старшинство функциональных групп убывает	Функциональная группа	Приставка	Суффикс
↓	$\text{-C}\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$	-	-овая кислота
	$\text{R-C}\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OR} \end{matrix}$	-	-оат
	$\text{-C}\equiv\text{N}$	-	-нитрил
	$\text{-C}\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{matrix}$	-	-аль
	$>\text{C}=\text{O}$	Оксо-(окси-)	-нон
	-OH	Гидроксо- Гидрокси-	-ол
	-NH_2	Амино-	-амин
	-Hal	Название галогена	-

Изомерия

Для алканов характерна изомерия:

1. Структурная

а) углеродного скелета

2. Пространственная (оптическая)

Физические свойства алканов

- C₁-C₄ – газы
- C₅-C₁₇ – жидкости
- C₁₈ - C_∞ – твёрдые вещества



Легколетучие жидкие алканы имеют запах бензина.
Газообразные и твердые алканы не имеют запаха.

Плотность алканов < 1 г/мл, поэтому они плавают на поверхности воды, не смешиваясь с ней.

Химические свойства алканов

Тип реакции	Уравнение реакции
Реакции замещения	<p>Правила замещения: - легче замещается атом водорода наименее гидрированного атома углерода (C_{терт} > C_{втор} > C_{перп}) - если в молекуле имеется галоген, то легче замещение протекает у того атома углерода, у которого присутствует этот заместитель</p> <p>1. Галогенирование CH₄ + Cl₂ → CH₃Cl + HCl метан хлорметан</p> <p>2. Нитрование CH₃-CH₃ + HNO₃ → CH₃-CH₂-NO₂ + H₂O этан нитроэтан</p>
Реакции отщепления	<p>1. Дегидрирование</p> <p>а) Дегидрирование CH₃-CH₃ $\xrightarrow{t^\circ, Pt}$ CH₂=CH₂ + H₂ этан этен (этилен)</p> <p>CH₃-CH₃ $\xrightarrow{t^\circ, Pt}$ CH≡CH + 2H₂ этан этин (ацетилен)</p> <p>б) Дегидроциклизация CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃ $\xrightarrow{t^\circ, Ni}$  + 4H₂ гексан бензол</p> <p>2. Дегидрирование метана (пиролиз метана) 2CH₄ $\xrightarrow{t^\circ = 1500^\circ C}$ CH≡CH + 3H₂ ацетилен</p> <p>CH₄ $\xrightarrow{t^\circ > 1500^\circ C}$ C + 2H₂</p> <p>3. Крекинг</p> <p>CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ CH₃-CH₂-CH₃ + CH₂=CH₂ пентан пропан этен</p> <p>CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ CH₄ + CH₃-CH₂-CH=CH₂ пентан метан бутен-1</p> <p>CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ CH₃-CH=CH₂ + CH₃-CH₃ пентан пропилен этан</p>
Реакции окисления	<p>1. Каталитическое окисление кислородом воздуха 2CH₃-CH₂-CH₂-CH₃ + 5O₂ $\xrightarrow{V_2O_5, t^\circ, P}$ 4CH₃-C(=O)-OH + 2H₂O</p>

Химические свойства



Химические свойства алканов

Тип реакции	Уравнение реакции
Реакции окисления	<p>2. Каталитическое окисление метана</p> <p>CH₄ + O₂ \xrightarrow{kat} CH₃-OH (метанол) \xrightarrow{kat} H-C(=O)-H (метаналь) \xrightarrow{kat} H-C(=O)-OH (метановая кислота)</p> <p>3. Конверсия метана с водяным паром CH₄ + H₂O $\xrightarrow{t^\circ = 850^\circ C, Ni}$ CO + 3H₂ синтез-газ</p> <p>4. Горение C_nH_{2n+2} + $\frac{3n+1}{2}$ O₂ → nCO₂ + (n+1) H₂O + Q</p>
Реакции изомеризации	<p>CH₃-CH₂-CH₂-CH₃ $\xrightarrow{AlCl_3, t^\circ}$ CH₃-CH(CH₃)-CH₃ бутан 2-метилпропан</p>

Способы получения алканов

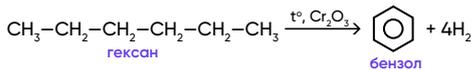
1 Из природного газа

2 Фракционная перегонка нефти

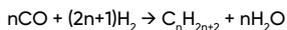
3 Крекинг

4 Пиролиз

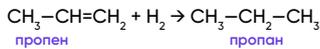
5 Риформинг



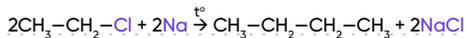
6 Гидрирование угарного газа (метод Фишера-Тропша)



7 Гидрирование непредельных углеводородов



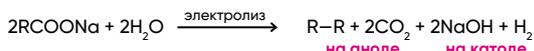
8 Реакция Вюрца



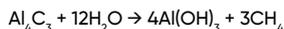
9 Реакция Дюма



10 Реакция Кольбе



11 Карбидный способ получения метана



Алкены – непредельные (ненасыщенные) ациклические углеводороды, содержащие одну двойную связь между атомами углерода C=C (одна σ – прочная, другая π – значительно слабее).

Общая формула класса:



Физические свойства

1

- C₂-C₄ – газы
- C₅-C₁₈ – жидкости
- C₁₉ - C_∞ – твёрдые вещества



2

Нерастворимы в воде.

3

Хорошо растворяются в органических растворителях, таких как бензин, бензол, хлороформ и др.

4

С увеличением их относительной молекулярной массы увеличиваются их температуры кипения и плавления.

5

π-связь слабее σ-связи.

Химические свойства алкенов

Химические свойства

I. Реакции присоединения

1. Гидрирование
2. Галогенирование
3. Гидрогалогенирование
4. Гидратация

II. Реакции окисления

1. Мягкое окисление
2. Жёсткое окисление
3. Каталитическое окисление
4. Горение

III. Реакции замещения

1. Галогенирование в аллильное положение

IV. Реакции полимеризации

Химические свойства алкенов

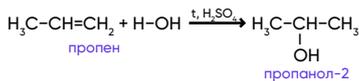
Тип реакции

Уравнение реакции

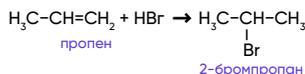
Реакции присоединения

1. Гидратация (правило В. В. Марковникова)

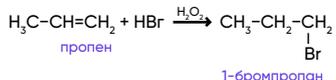
В реакциях гидратации и гидрогалогенирования водород присоединяется к более гидрированному, а гидроксогруппа или галоген – к менее гидрированному атому углерода при двойной связи:



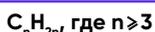
2. Гидрогалогенирование (+HCl, +HBr, +HI) (по правилу В. В. Марковникова)



Гидрогалогенирование в присутствии пероксидов (H₂O₂) не подчиняется правилу В. В. Марковникова («пероксидный» эффект):



Циклоалканы (циклопарафины) – предельные (насыщенные) циклические (содержащие замкнутые углеродные цепи) углеводороды. Общая формула класса:



Физические свойства

- 1 C₃H₆-C₄H₈ – газы
- 2 C₅H₁₀-C₁₁H₂₂ – жидкости
- 3 C₁₂H₂₄-C_∞ – твёрдые вещества

2 Нерастворимы в воде.

3 Температуры кипения и плавления циклоалканов выше, чем у соответствующих алканов.

Химические свойства

I. Реакции присоединения

- характерно для малых циклов C₃-C₄
1. Гидрирование (характерно и для C₅)
 2. Галогенирование
 3. Гидрогалогенирование

II. Реакции замещения

1. Галогенирование
2. Нитрование

III. Реакции отщепления

1. Дегидрирование

IV. Реакции окисления

1. Деструктивное окисление (горение)

V. Реакции изомеризации

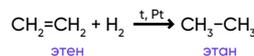
Химические свойства алкенов

Тип реакции

Уравнение реакции

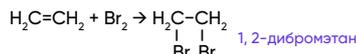
Реакции присоединения

3. Гидрирование



4. Галогенирование

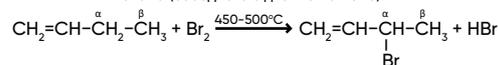
Протекает при обычных условиях; качественная реакция – обесцвечивание бромной воды:



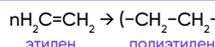
Качественная реакция

Реакции замещения

При освещении или при высокой температуре происходит не присоединение галогенов, а замещение водорода у α-углеродного атома (соседнего с двойной связью):



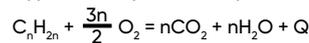
Реакции полимеризации



Реакции окисления

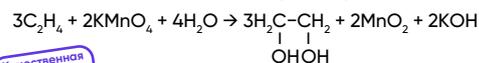
1. Горение (полное окисление)

Общее уравнение реакции горения алкенов:



2. Мягкое окисление (реакция Вагнера)

При реакции с KMnO₄ в различных средах – обесцвечивание раствора



Качественная реакция

3. Жёсткое окисление

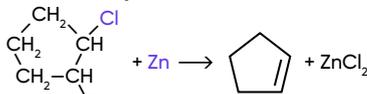
Фрагмент цепи В кислой среде В щелочной среде

=CH ₂	CO ₂	K ₂ CO ₃
=CH-R	R-COOH	R-COOK
=C-R R	R-C-R O	R-C-R O

$$5\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 + 8\text{KMnO}_4 + 12\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} 10\text{CH}_3-\text{COOH} + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{MnSO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$$

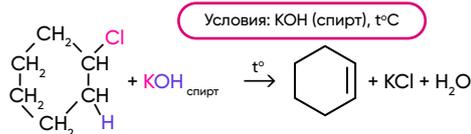
$$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$$

1 Дегалогенирование дигалогенциклоалканов



1,2-дихлорциклопентан циклопентен

2 Дегалогенирование галогенциклоалканов



хлорциклогексан циклогексен

3 Дегидратация циклических спиртов

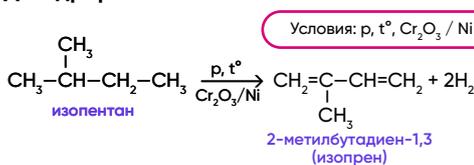


циклогексанол циклогексен

Получение алкадиенов

Промышленные способы получения

1 Дегидрирование алканов



изопентан 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен)

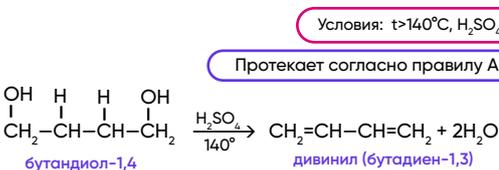
2 Реакция Лебедева



этанол дивинил (бутадиен-1,3)

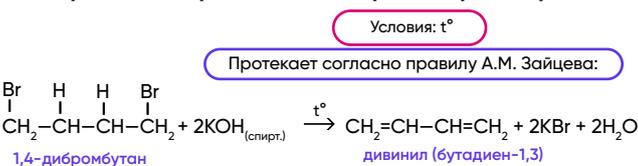
Лабораторные способы получения

3 Дегидратация двухатомных спиртов



бутандиол-1,4 дивинил (бутадиен-1,3)

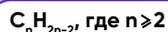
4 Дегидрогалогенирование со спиртовым раствором щелочи



1,4-дибромбутан дивинил (бутадиен-1,3)

Алкины – непредельные (ненасыщенные) ациклические углеводороды, содержащие одну тройную связь между атомами углерода С≡С (одна σ – прочная, две другие π – значительно слабее).

Общая формула класса:



Физические свойства

1. C₂-C₄ – газы
2. C₅-C₁₆ – жидкости
3. C₁₇-C_∞ – твердые вещества

2. Температуры кипения алкинов выше, чем у соответствующих алканов
3. Растворимость в воде незначительна, но немного выше, чем у алканов и алкенов
4. Хорошо растворимы в неполярных органических растворителях.

Химические свойства



Алкадиены

Алкадиены (диены, диеновые углеводороды) – углеводороды, в молекулах которых присутствуют две двойные связи.

Общая формула класса:



Физические свойства

- Низшие диены – бесцветные легкокипящие жидкости
- Бутадиен-1,3 – легко сжижающийся газ с неприятным запахом, растворяется в эфире, бензоле и не растворяется в воде
- 2-метилбутадиен-1,3 – летучая жидкость, растворяется в большинстве углеводородных растворителей, эфире, спирте и не растворяется в воде
- Плотность, температуры плавления, кипения увеличиваются вместе с увеличением молекулярной массы

Химические свойства сопряженных диенов



Химические свойства алкадиенов

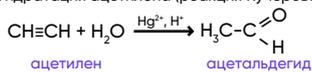
Тип реакции	Уравнение реакции
Реакции присоединения	1. Гидрогалогенирование (+HCl, +HBr, +HI) (по правилу В. В. Марковникова) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \begin{cases} \text{Cl}-\text{H}_2\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \text{H}_3\text{C}-\text{HC}-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ \text{Cl} \end{cases}$ <p>1-хлорбутен-2</p> <p>3-хлорбутен-1</p> $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{HC}-\text{CH}-\text{CH}_3$ <p>2,3-дихлорбутан</p>
	2. Гидрирование (+H₂) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \begin{cases} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{cases}$ <p>бутен-2</p> <p>бутен-1</p> $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <p>бутан</p>
	3. Галогенирование (+ Cl₂, + Br₂) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \begin{cases} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2 \\ \text{Br} \quad \quad \quad \text{Br} \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ \text{Br} \quad \quad \quad \text{Br} \end{cases}$ <p>1,4-дибромбутен-2</p> <p>3,4-дибромбутен-1</p> <p>Качественная реакция</p> $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{Br}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_2$ <p>1,2,3,4-тетрабромбутан</p>
Реакции полимеризации	$n\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} [-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-]_n$ <p>бутадиен-1,3 бутадиеновый каучук</p> <p>Реакцию полимеризации диеновых углеводородов с сопряженными двойными связями используют для получения синтетических каучуков</p>
Реакции окисления	1. Горение (полное окисление) Общее уравнение реакции горения алкадиенов: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2} + \frac{3n-1}{2} \text{O}_2 = n\text{CO}_2 + (n-1)\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$
	2. Окисление раствором KMnO₄ Обесцвечивание раствора KMnO ₄

Тип реакции

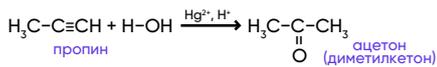
Уравнение реакции

1. Гидратация (+ H₂O)

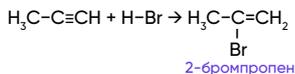
гидратация ацетилена (реакция Кучерова):



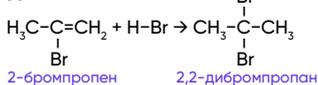
гидратация гомологов ацетилена (присоединение по правилу В. В. Марковникова):



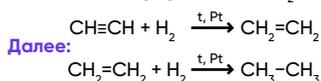
2. Гидрогалогенирование (+HCl, +HBr, +HI) (по правилу В. В. Марковникова)



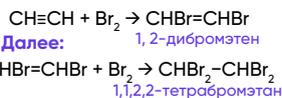
Далее:



3. Гидрирование (+ H₂)



4. Галогенирование (+ Br₂)



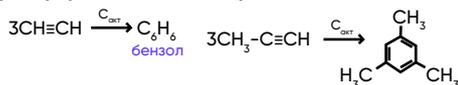
Качественная реакция

Примечание: качественная реакция – обесцвечивание бромной воды

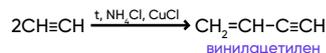
Реакции присоединения

Реакции полимеризации

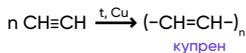
Тримеризация ацетилена (реакция Зелинского):



Димеризация ацетилена:



Полимеризация ацетилена:



Реакции замещения для алкинов с концевой тройной связью

1. Взаимодействие с аммиачным раствором оксида серебра (I)

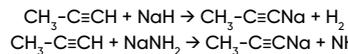


2. Взаимодействие с аммиачным раствором хлорида меди (I)



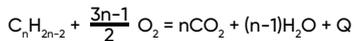
Примечание: эти реакции являются качественными на алкины, содержащие тройную связь у крайнего атома углерода

3. Взаимодействие с сильными основаниями (NaH, NaNH₂)



1. Горение (полное окисление)

Качественная реакция – ацетилен горит коптящим пламенем
Общее уравнение реакции горения алкинов:



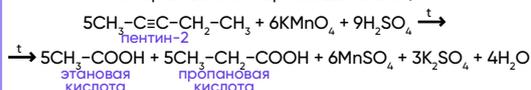
Качественная реакция

2. Неполное окисление (окислитель – KMnO₄)

Примечание: качественная реакция – обесцвечивание раствора перманганата калия
В слабощелочной среде – ацетилен обесцвечивает водный раствор KMnO₄



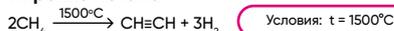
В кислой среде – алкины обесцвечивают водный раствор KMnO₄ (происходит разрыв кратной связи с образованием карбоновых кислот):



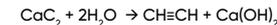
Реакции окисления

Промышленные способы

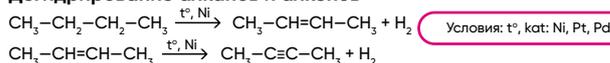
1. Пиролиз метана



2. Гидролиз карбида кальция

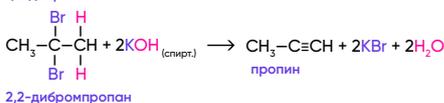
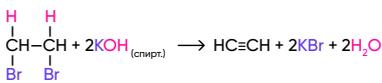


3. Дегидрирование алканов и алкенов

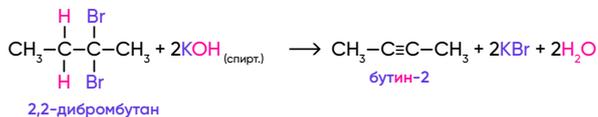
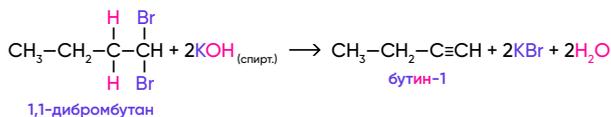
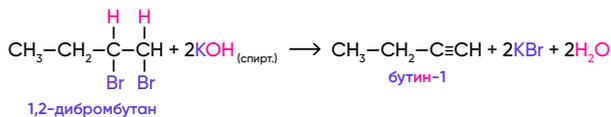
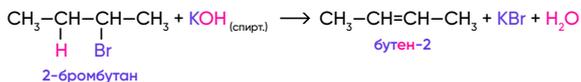
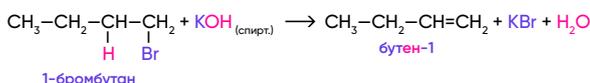
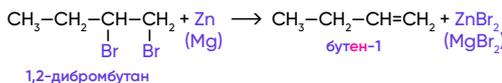


Лабораторные способы

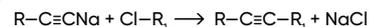
4. Дегидрогалогенирование дигалогеналканов



Обратите внимание!

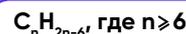


5. Взаимодействие галогеналканов с ацетиленидами



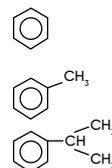
Ароматические соединения (арены) – непредельные (ненасыщенные) циклические соединения, содержащие бензольное ядро (устойчивую сопряженную 6π-электронную систему).

Общая формула класса:



Физические свойства

- Бензол (C₆H₆) – бесцветная жидкость, не смешивается с водой, T_{кип} = 80°C
- Толуол (C₇H₈) – бесцветная летучая жидкость с характерным запахом, не смешивается с водой, T_{кип} = 110,6°C
- Кумол (C₈H₁₀) – бесцветная горючая жидкость с резким запахом, не смешивается с водой, T_{кип} = 152,39°C
- Ядовитые и горючие жидкости



Химические свойства

- I. Электрофильное замещение (ионный механизм)
 - Галогенирование
 - Нитрование
 - Алкилирование галогеналканами
 - Алкилирование алкенами
- II. Присоединение
 - Гидрирование
 - Хлорирование
- III. Замещение по боковой цепи (радикальный механизм)
 - Галогенирование
- IV. Окисление
 - Окисление боковой цепи
 - Каталитическое окисление кумола
 - Деструктивное окисление (горение)

Влияние заместителей в реакции электрофильного замещения

Ориентанты 1 рода (орто- и пара-)

- Галогены (-Cl, -Br)
- Углеродные радикалы (-R)
- -O-R
- -OH
- Амино-группа (-NH₂)

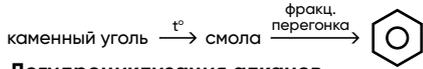
Ориентанты 2 рода (мета-)

- Альдегидная группа (-CH=O)
- Карбоксильная группа (-COOH)
- Циано-группа (-C≡N)
- -NO₂
- -SO₃H

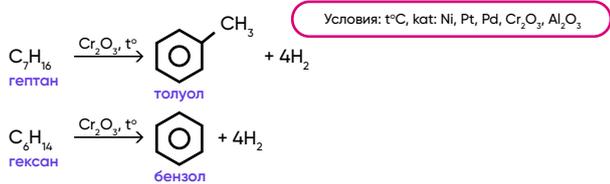
Получение аренов

Промышленные способы

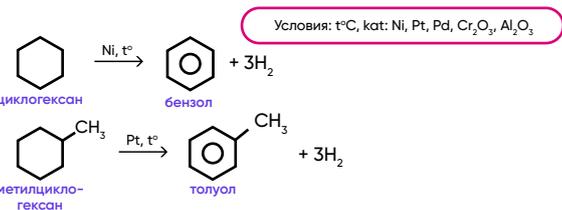
1 Коксование каменно-угольной смолы



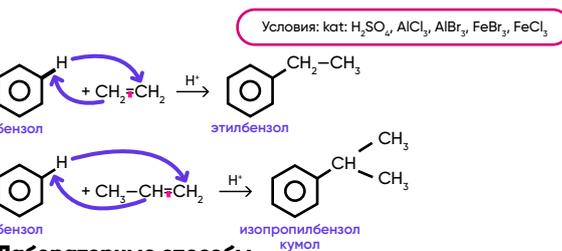
2 Дегидроциклизация алканов



3 Дегидрирование циклоалканов

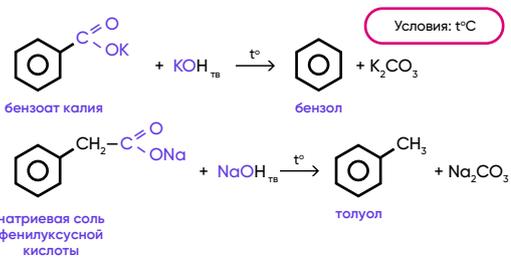


4 Алкилирование бензола алкенами

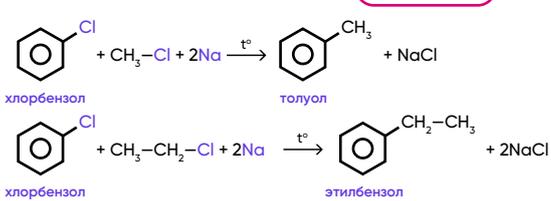


Лабораторные способы

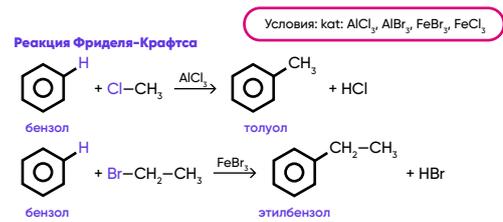
5 Декарбоксилирование солей карбоновых кислот



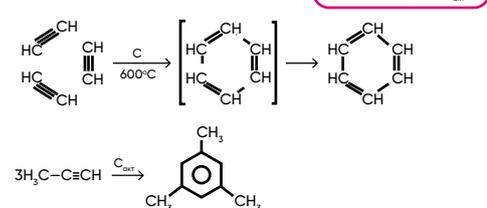
6 Реакция Вюрца-Фиттига



7 Алкилирование бензола галогеналканами



8 Тримеризация алкинов



Химические свойства аренов

Тип реакции	Свойства бензола	Свойства гомологов бензола (на примере толуола, этилбензола)	
		1. Галогенирование в присутствии катализатора (AlCl ₃ , FeBr ₃)	
Реакции замещения	 + Br ₂ $\xrightarrow{t, FeBr_3}$  + HBr	Замещение в бензольном кольце (образуются орто- и пара-производные)	
		 + Br ₂ $\xrightarrow{t, FeBr_3}$  + HBr	Обратите внимание!
		 + Br ₂ $\xrightarrow{t, FeBr_3}$  + HBr	
		 + Br ₂ $\xrightarrow{t, FeBr_3}$  + HBr	
		Замещение атомов водорода в боковой цепи у атомов углерода в α-положении	
		 + Cl ₂ $\xrightarrow{свет}$  + HCl	

Химические свойства аренов

Тип реакции	Свойства бензола	Свойства гомологов бензола (на примере толуола, этилбензола)	
		2. Нитрование	
Реакции замещения	 + HNO ₃ $\xrightarrow{t, H_2SO_4(конц)}$  + H ₂ O	тяжелая жидкость светло-желтого цвета с запахом горького миндаля	
		 + 3HNO _{3(конц)} $\xrightarrow{t, H_2SO_4(конц)}$  + 3H ₂ O	
		3. Алкилирование	
		 + C ₂ H ₅ Cl $\xrightarrow{t, AlCl_3}$  + HCl	 + CH ₃ Br $\xrightarrow{t, AlCl_3}$  + HBr
		 + CH ₃ -CH=CH ₂ $\xrightarrow{t, AlCl_3}$  + HCl	 + CH ₃ Br $\xrightarrow{t, AlCl_3}$  + HBr

Тип реакции	Свойства бензола	Свойства гомологов бензола (на примере толуола, этилбензола)		
		1. Гидрирование		
Реакции присоединения	 + 3H ₂ $\xrightarrow{t, кат}$ 	 + 3H ₂ $\xrightarrow{t, кат}$ 		
		2. Хлорирование (+ Cl ₂)		
		 + 3Cl ₂ $\xrightarrow{свет}$ 		

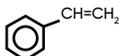
Тип реакции	Свойства бензола	Свойства гомологов бензола (на примере толуола, этилбензола)			
		1. Горение (полное окисление)			
		$2C_6H_6 + 15O_2 = 12CO_2 + 6H_2O + Q$ Горят коптящим пламенем	$C_6H_5-CH_3 + 9O_2 = 7CO_2 + 4H_2O + Q$ Горят коптящим пламенем		
		2. Неполное окисление (окислитель - KMnO ₄ или K ₂ Cr ₂ O ₇)			
Реакции окисления		$5CH_3 + 6KMnO_4 + 9H_2SO_4 \xrightarrow{t}$  \xrightarrow{t}  + 5COOH + 3K ₂ SO ₄ + 6MnSO ₄ + 14H ₂ O	Качественная реакция		
		$C_6H_5 + 2K_2Cr_2O_7 + 8H_2SO_4 \xrightarrow{t}$  \xrightarrow{t}  + COOH + CO ₂ ↑ + 2Cr ₂ (SO ₄) ₃ + 2K ₂ SO ₄ + 10H ₂ O			
		Раствором KMnO ₄ не окисляется	$C_6H_5 + O_2 \xrightarrow{H_2SO_4(конц)}$  \xrightarrow{t}  + 		

Стирол

Физические свойства и применение

• Стирол (C₈H₈) – бесцветная ядовитая жидкость с резким запахом, не смешивается с водой, T_{кип} = 145 °С.

• Используется в качестве сырья для производства полимеров.



Химические свойства

I. Реакции присоединения

1. Гидрирование
2. Гидрогалогенирование
3. Галогенирование
4. Гидратация

II. Реакции окисления

1. Мягкое окисление
2. Жесткое окисление
3. Горение

Для стирола характерны свойства алкенов

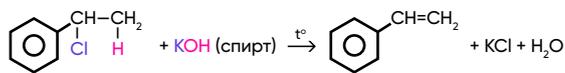
III. Полимеризация

Химические свойства аренов

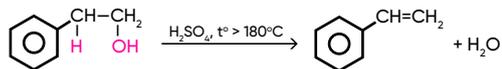
Тип реакции	Уравнение реакции
Реакции присоединения	1. Гидрирование <chem>C=Cc1ccccc1 + H2_{нед} \xrightarrow{t^{\circ}, Ni} Cc1ccccc1</chem> <chem>C=Cc1ccccc1 + 4H2_{изб} \xrightarrow{t^{\circ}, Ni} Cc1c(C)cc(C)c1</chem>
	2. Гидрогалогенирование <chem>C=Cc1ccccc1 + HCl \rightarrow C(Cl)C1=CC=CC=C1</chem>
	3. Галогенирование <chem>C=Cc1ccccc1 + Br2 \rightarrow C(Br)C(Br)1=CC=CC=C1</chem>
	4. Гидратация <chem>C=Cc1ccccc1 + H2O \xrightarrow{t^{\circ}, H2SO4} C(O)C1=CC=CC=C1</chem>
Реакции окисления	1. Мягкое окисление <chem>3C=Cc1ccccc1 + 2KMnO4 + 4H2O \xrightarrow{0^{\circ}C} 3C(O)C1=CC=CC=C1 + 2MnO2 + 2KOH</chem>
	2. Жёсткое окисление <chem>C=Cc1ccccc1 + 2KMnO4 + 3H2SO4 \xrightarrow{t^{\circ}C} C(O)C1=CC=CC=C1 + CO2 + 2MnSO4 + K2SO4 + 4H2O</chem>
	3. Горение <chem>C8H8 + 10O2 \rightarrow 8CO2 + 4H2O</chem>
Реакции полимеризации	$n \text{ C=Cc1ccccc1} \rightarrow \left[\text{C(C6H5)-CH2} \right]_n$ стирол → полистирол

Получение стирола

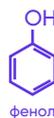
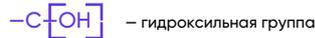
1 Дегидрогалогенирование галогенпроизводных



2 Дегидратация



Спирты – это производные углеводородов, в которых один или несколько атомов H заменены на гидроксогруппы (ОН-группы).



– не является спиртом!

Классификация спиртов

1. По числу ОН-групп

- одноатомные (в молекуле одна ОН-группа)
CH3-CH2-CH2-OH пропанол-1
- двухатомные = гликоли (в молекуле две ОН-группы)
CH2-CH2
OH OH
 этандиол-1,2 (этиленгликоль)
- трёхатомные = глицеролы (в молекуле три ОН-группы)
CH2-CH-CH2
OH OH OH
 пропантриол-1,2,3 (глицерин)

2. По типу углерода, связанного с ОН-группой

Одноатомные спирты

- первичные
CH3-C(CH3)(CH3)-CH2-OH
 2,2-диметилпропанол-1
- вторичные
CH3-CH(OH)-CH3
 пропанол-2
- третичные
H3C-C(CH3)(OH)-CH3
 2-метилпропанол-2

3. По типу радикала (R в R-OH)

- предельные
CH3-CH2-OH этиловый спирт
CH3-CH(OH)-CH3 изопропиловый спирт
C1CCCCC1-OH циклогексанол
C1CCOC1 циклопентанол
- непредельные
H2C=CH-OH винильный спирт
CH2=CH-CH2-OH аллиловый спирт
HC#C-CH2OH пропаргиловый спирт
- ароматические
c1ccccc1CO бензиловый спирт

Физические свойства

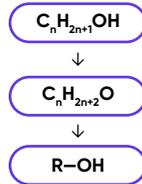
- C₁-C₁₁ – жидкости
- C₁₂-C_∞ – твёрдые вещества

Растворимость в воде:

- C₁-C₂ – неограниченно растворимы в воде
- C₃-C₅ – растворимы, но ограниченно
- C₆ – практически не растворимы в воде

Одноатомные спирты

Общая формула



Химические свойства одноатомных спиртов

I. Реакции с разрывом связи (кислотные свойства) R-OH

1. Взаимодействие с активными металлами
2. Реакция этерификации
 - а) с карбоновыми кислотами
 - б) с HNO₃

II. Реакции с разрывом связи R-OH

1. Взаимодействие с галогеноводородами
2. Взаимодействие с галогенидами фосфора
3. Дегидратация
 - а) межмолекулярная
 - б) внутримолекулярная
4. Взаимодействие с аммиаком

III. Реакции окисления

1. Мягкое окисление с CuO
2. Дегидрирование
3. Жесткое окисление с KMnO₄/K₂Cr₂O₇
4. Горение

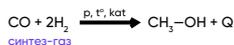
Химические свойства одноатомных спиртов

Тип реакции	Уравнение реакции
Реакции замещения	1. Замещение атомов водорода в OH-группе (взаимодействие с активными металлами): Качественная реакция $2C_2H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_2H_5ONa + H_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">этилат натрия</p> 2. Замещение OH-групп а) на атом галогена $C_2H_5OH + HBr \xrightarrow{t} C_2H_5Br + H_2O$ <p style="text-align: center;">бромэтан</p> $C_2H_5OH + PCl_5 \xrightarrow{t} C_2H_5Cl + POCl_3 + HCl$ <p style="text-align: center;">хлорэтан</p> б) на аминогруппу (взаимодействие с аммиаком) $C_2H_5OH + H-NH_2 \xrightarrow{t} C_2H_5-NH_2 + H_2O$ <p style="text-align: center;">этиламин</p>
	1. Взаимодействие с органическими кислотами $C_2H_5OH + CH_3COOH \xrightleftharpoons{H^+} CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ <p style="text-align: center;">этилацетат</p> 2. Взаимодействие с азотной кислотой $C_2H_5OH + HONO_2 \rightarrow CH_3-CH_2-O-NO_2 + H_2O$ <p style="text-align: center;">этилнитрат</p>
Реакции этерификации (от лат. ether – эфир)	1. Межмолекулярная $2C_2H_5OH \xrightarrow{H^+, t < 140^\circ C} C_2H_5-O-C_2H_5 + H_2O$ <p style="text-align: center;">диэтиловый эфир</p> 2. Внутримолекулярная $CH_2-CH(OH)-CH_2-CH_3 \xrightarrow{H^+, t > 140^\circ C} CH_2=CH-CH=CH_2 + H_2O$ <p style="text-align: center;">бутанол-2 бутен-2</p>
Реакции дегидратации	1. Горение (полное окисление) $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 \uparrow + 3H_2O$ 2. Окисление первичных спиртов $C_2H_5OH + [O] \rightarrow CH_3CHO + [O] \rightarrow CH_3COOH$ <p style="text-align: center;">ацетальдегид</p> $C_2H_5OH + CuO \xrightarrow{t} CH_3CHO + Cu + H_2O$ <p style="text-align: center;">Примечание: качественная реакция – окисление первичных спиртов оксидом меди (II)</p> 3. Окисление вторичных спиртов $CH_3-CH(OH)-CH_3 + [O] \rightarrow CH_3-C(=O)-CH_3 + H_2O$ <p style="text-align: center;">пропанол-2 ацетон (кетон)</p> 4. Окисление третичных спиртов Окисляются с трудом
Реакции окисления	1. Мягкое окисление с CuO $CH_2=CH-OH + 2CuO \xrightarrow{t} CH_2=CH-C(=O)-OH + 2Cu + H_2O$ <p style="text-align: center;">этиленгликоль глиоксаль (этандиаль)</p> 2. Горение $C_2H_6O_2 + 2,5O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$ Качественная реакция

Получение спиртов

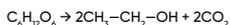
1 Гидрирование угарного газа (метод Фишера-Тропша) – получение метанола

Условия: Zn, Cr₂O₃, t°C, P



2 Спиртовое брожение глюкозы – получение этанола

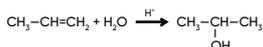
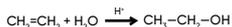
Условия: ферменты дрожжей



3 Гидратация алкенов

По правилу Марковникова!

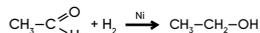
Условия: H⁺ (H₂SO₄)



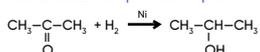
4 Восстановление альдегидов и кетонов молекулярным водородом:

Условия: Ni, Pt, Pd, t°, p

* из альдегидов – первичные спирты



* из кетонов – вторичные спирты

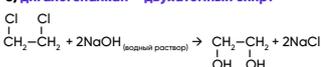


5 Щелочной гидролиз галогеналканов

а) моногалогеналкан – одноатомный спирт



б) дигалогеналкан – двухатомный спирт



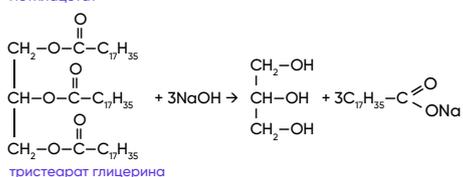
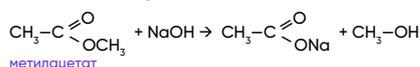
Обратите внимание!

Химические свойства многоатомных спиртов

Тип реакции	Уравнение реакции
Реакции замещения (образование гликолятов и глицератов)	1. Замещение атомов водорода в OH-группах (взаимодействие со щелочными металлами с выделением водорода) $CH_2OH-CH_2OH + 2Na \rightarrow CH_2ONa-CH_2ONa + H_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">гликолят натрия</p> 2. Замещение OH-групп (взаимодействие с галогеноводородами) $CH_2OH-CH_2OH + 2HCl \rightarrow CH_2Cl-CH_2Cl + 2H_2O$ <p style="text-align: center;">1,2-дихлорэтан</p>
	1. Взаимодействие с азотной кислотой (нитрование) $\begin{array}{c} CH_2-OH \\ \\ CH-OH \\ \\ CH_2-OH \end{array} + 3HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} \begin{array}{c} CH_2-O-NO_2 \\ \\ CH-O-NO_2 \\ \\ CH_2-O-NO_2 \end{array} + 3H_2O$ 2. Взаимодействие с карбоновыми кислотами с образованием сложных эфиров (реакция этерификации) $\begin{array}{c} CH_2-OH \\ \\ CH_2-OH \end{array} + 2CH_3COOH \rightarrow \begin{array}{c} CH_2-OOCCH_3 \\ \\ CH_2-OOCCH_3 \end{array} + 2H_2O$ <p style="text-align: center;">Примечание: продукты реакций – сложные эфиры неорганических или органических кислот</p>
Реакция с гидроксидом меди (II) в щелочной среде	$2 \begin{array}{c} CH_2OH \\ \\ CH_2OH \end{array} + Cu(OH)_2 \rightarrow \begin{array}{c} H_2C-O \\ \quad \\ \quad Cu \\ \quad \\ H_2C-OH \quad O-CH_2 \end{array} + 2H_2O$ <p style="text-align: center;">Качественная реакция гликолят меди раствор тёмно-синего цвета</p> <p style="text-align: center;">Примечание: является качественной реакцией на многоатомные спирты</p>
Внутри-молекулярная дегидратация	$CH_2(OH)CH(OH)CH_2OH \xrightarrow{t} CH_2=CHCHO + 2H_2O$ <p style="text-align: center;">глицерин акролеин</p> <p style="text-align: center;">Примечание: акролеин – непредельный альдегид с характерным резким запахом</p>
Реакции окисления	1. Мягкое окисление с CuO $\begin{array}{c} CH_2-OH \\ \\ CH_2-OH \end{array} + 2CuO \xrightarrow{t} \begin{array}{c} O \\ \\ H-C-C-O \\ \quad \\ H \quad H \end{array} + 2Cu + 2H_2O$ <p style="text-align: center;">этиленгликоль глиоксаль (этандиаль)</p> 2. Горение $C_2H_6O_2 + 2,5O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$ Качественная реакция

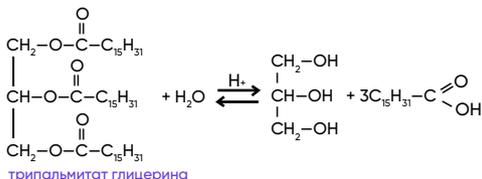
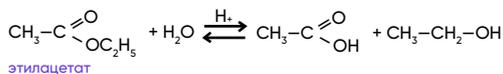
6 Гидролиз сложных эфиров

а) щелочной гидролиз

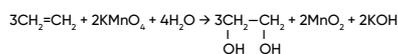


Омыление – это щелочной гидролиз жиров, в результате которого образуются глицерин и натриевая или калиевая соль высшей карбоновой кислоты.

б) кислотный гидролиз

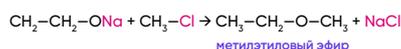


7 Реакция Вагнера – окисление алкенов нейтральным раствором KMnO₄

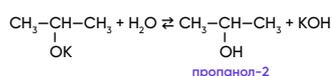


Химические свойства алколятов

1 Взаимодействие с галогеналканами



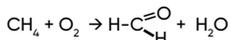
2 Гидролиз



Способы получения альдегидов и кетонов

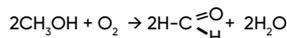
Промышленные способы

4 Окисление метана



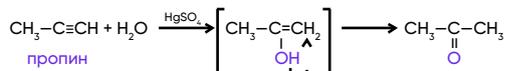
Условия: 500°C

5 Окисление метанола



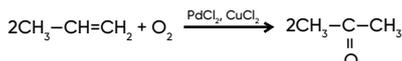
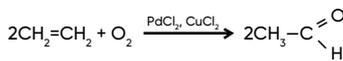
6 Гидратация алкинов

Катализатор: соли ртути (Hg²⁺)



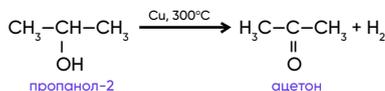
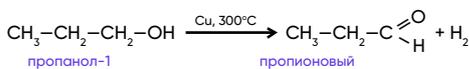
7 Каталитическое окисление алкенов кислородом воздуха

Катализаторы: CuCl₂ / PdCl₂

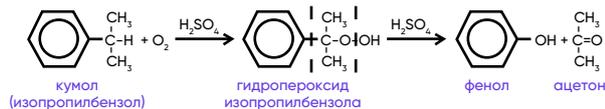


8 Каталитическое дегидрирование спиртов

Катализатор: Cu, Ag, t



9 Кумольный способ получения ацетона



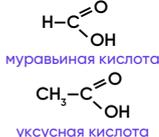
Карбоновые кислоты – это производные углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп (COOH-групп).



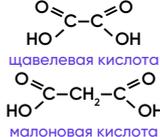
Классификация карбоновых кислот

1. По числу COOH-групп

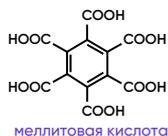
• одноосновные (в молекуле одна COOH-группа)



• двухосновные (в молекуле две COOH-группы)



• многоосновные (в молекуле n COOH-групп)



2. По типу радикала (R в R-COOH)

• алифатические

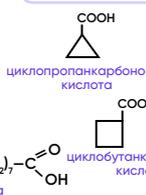
• предельные



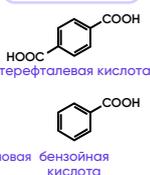
• непредельные



• алициклические



• ароматические

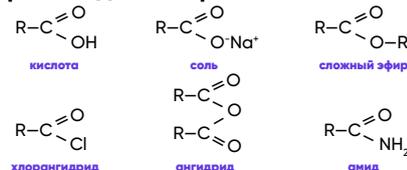


Физические свойства

- C₁-C₃ – жидкости с острым запахом, неограниченно смешивающиеся с водой
- C₁-C₉ – вязкие, маслообразные жидкости; растворимость уменьшается с удлинением углеродного скелета
- C₁₀-C_n – твердые вещества, нерастворимые в воде
- При удлинении углеродного скелета растворимость монокислот уменьшается
- Из-за водородных связей в растворах и в жидком состоянии имеют гораздо более высокие температуры кипения по сравнению с соответствующими спиртами и альдегидами
- Все дикарбоновые и ароматические кислоты при комнатной температуре – кристаллические вещества

HCOOH Муравьиная кислота	Бесцветная жидкость Смешивается с водой Ткип = 100,7°C
$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$ CH_3COOH Уксусная кислота	Бесцветная жидкость с характерным запахом и кислым вкусом Неограниченно растворима в воде Ткип = 118,1°C
$\text{C}_3\text{H}_7-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$ $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ Масляная кислота	Бесцветная маслянистая жидкость с резким запахом Растворима в воде Ткип = 163,0°C
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ Стеариновая кислота	Бесцветные кристаллы без запаха Нерастворима в воде Ткип = 376,1°C
 Бензойная кислота	Белые кристаллы Плохо растворима в воде С увеличением температуры растворимость увеличивается Ткип = 249°C

Производные карбоновых кислот



Химические свойства карбоновых кислот

I. Кислотные свойства с разрывом связи O-H

$$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{H}$$

сходны со свойствами неорганических кислот

1. Диссоциация
2. Взаимодействие с металлами
3. Взаимодействие с оксидами
4. Взаимодействие с основаниями
5. Взаимодействие с солями

II. Реакции с разрывом связи C-OH

$$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{H}$$

1. Этерификация
2. Взаимодействие с галогенидами фосфора
3. Дегидратация
4. Взаимодействие с аммиаком
5. Взаимодействие с аминами

III. Замещение в α-положении

1. Хлорирование (кат: P₂)

IV. Реакции окисления

1. Деструктивное окисление (горение)

Химические свойства солей карбоновых кислот

Тип реакции

Уравнение реакции

Реакции солей карбоновых кислот

1. Декарбосилирование солей щелочных металлов

$$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{t}} \text{C}_2\text{H}_6 + \text{Na}_2\text{CO}_3$$
2. Термическое разложение кальциевых (бариевых) солей с образованием кетонов

$$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca} \xrightarrow{\text{t}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}(=\text{O})\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{CaCO}_3$$

пентанон-3
3. Электролиз солей активных металлов (реакция Кольбе)

$$2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10} + 2\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow + 2\text{NaOH}$$

Химические свойства ароматических кислот (на примере бензойной кислоты)

Тип реакции

Уравнение реакции

Реакции по карбоксильной группе

1. Взаимодействие с основаниями

$$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$$

бензоат натрия
2. Реакция этерификации

$$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

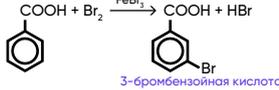
метилбензоат

Реакции по бензольному кольцу

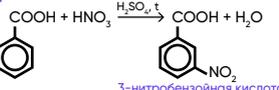
1. Электрофильное замещение

Бензойная кислота вступает в реакции замещения, причем водород замещается в мета-положении:

 - а) галогенирование

$$\text{COOH} + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{FeBr}_3} \text{COOH} + \text{HBr}$$


3-бромбензойная кислота
 - б) нитрование

$$\text{COOH} + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{t}} \text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$$


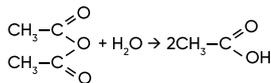
3-нитробензойная кислота

Химические свойства карбоновых кислот

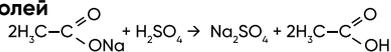
Тип реакции	Уравнение реакции
Диссоциация	$\text{RCOOH} \rightleftharpoons \text{RCOO}^- + \text{H}^+$ Примечание: сила кислоты зависит от природы радикала, связанного с карбоксильной группой: электронодонорные радикалы уменьшают силу кислоты, а электроноакцепторные – увеличивают
Реакции, приводящие к образованию солей	<ol style="list-style-type: none"> Взаимодействие с активными металлами (до H) $2\text{RCOOH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{RCOONa} + \text{H}_2\uparrow$ Взаимодействие с основаниями, с основными и амфотерными оксидами $\text{RCOOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{RCOONa} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{RCOOH} + \text{CaO} \rightarrow (\text{RCOO})_2\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$ Взаимодействие с солями более слабых кислот $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCOOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{HCOONa} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}\downarrow$ Примечание: соли карбоновых кислот легко гидролизуются и имеют щелочную среду водного раствора
Реакции образования ангидридов и галогенангидридов	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{PBr}_5 \rightarrow \text{CH}_3\text{COBr} + \text{POBr}_3 + \text{HBr}$ ацетилбромид $2\text{CH}_3\text{COOH} \xrightarrow{\text{t, P}_2\text{O}_5} \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}=\text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ ангидрид уксусной кислоты
Реакции этерификации (от лат. ether – эфир)	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \xrightleftharpoons{\text{H}^+} \text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ метиловый эфир уксусной кислоты
Реакции галогенирования	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{P}_{\text{sp}}} \text{CH}_2\text{Cl}-\text{COOH} + \text{HCl}$ моноклоруксусная кислота $\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{P}_{\text{sp}}} \text{CHCl}_2-\text{COOH} + 2\text{HCl}$ дихлоруксусная кислота $\text{CH}_3\text{COOH} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{P}_{\text{sp}}} \text{CCl}_3-\text{COOH} + 3\text{HCl}$ трихлоруксусная кислота $\overset{\alpha}{\text{CH}_3}-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{P}_{\text{sp}}} \overset{\alpha}{\text{CH}_3}-\text{CHCl}-\text{COOH} + \text{HCl}$ α-хлорпропановая кислота Примечание: замещение атомов водорода происходит в α -положении по отношению к карбоксильной группе; введение галогена (электроноакцептора) резко усиливает кислотные свойства
Реакции образования амидов	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \xrightarrow{\text{t}} \text{CH}_3\text{CONH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ уксусная кислота амид уксусной кислоты
Реакции горения	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2 + (1,5n-1)\text{O}_2 \rightarrow n\text{CO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$
Реакции дикарбоновых кислот	<p>Для дикарбоновых кислот характерны все химические свойства монокарбоновых, но взаимодействие протекает по двум карбоксильным группам</p> <ol style="list-style-type: none"> Декарбоксилирование $\text{HOOC}-\text{COOH} \xrightarrow{\text{t}} \text{HC} \begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array} + \text{CO}_2$ щавелевая кислота муравьиная кислота Дегидратация $\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{COOH} \end{array} \xrightarrow{\text{t}} \begin{array}{c} \text{C}=\text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$

Получение карбоновых кислот

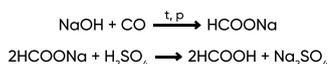
5 Гидролиз ангидридов



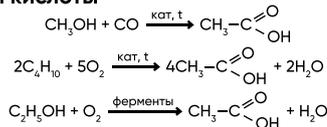
6 Вытеснение из солей



7 Получение муравьиной кислоты



8 Получение уксусной кислоты



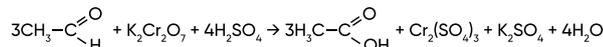
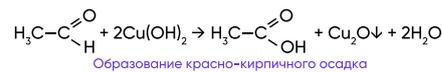
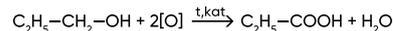
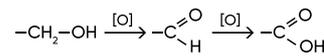
Химические свойства непредельных карбоновых кислот

Тип реакции	Уравнение реакции
Реакции по карбоксильной группе	<ol style="list-style-type: none"> Взаимодействие с основаниями $\text{CH}_2=\text{CHCOOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CHCOONa} + \text{H}_2\text{O}$ акриловая кислота акрилат натрия Взаимодействие с основными оксидами $2\text{CH}_2=\text{CHCOOH} + \text{CaO} \rightarrow (\text{CH}_2=\text{CHCOO})_2\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$ акриловая кислота акрилат кальция Образование сложных эфиров $\text{CH}_2=\text{CHCOOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CHCOO}-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ этиловый эфир акриловой кислоты Примечание: наиболее сильными кислотными свойствами будут обладать непредельные кислоты, содержащие кратную связь в α - или β -положении, по мере удаления кратной связи ее влияние ослабляется
Реакции по двойной связи	<ol style="list-style-type: none"> Гидрирование $\text{CH}_2=\text{CHCOOH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{COOH}$ акриловая кислота пропионовая кислота Галогенирование $\text{CH}_2=\text{CHCOOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CHBrCOOH}$ Гидрогалогенирование $\text{CH}_2=\text{CHCOOH} + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{COOH}$ Примечание: гидрогалогенирование идет «против» правила В. В. Марковникова Окисление $3\text{CH}_2=\text{CHCOOH} + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{KOH} \rightarrow 3\text{CH}_2(\text{OH})-\text{CH}(\text{OH})\text{COOK} + 2\text{MnO}_2$ 2,3-дигидроксипропионат калия Примечание: реакция идет в нейтральной среде, KOH в реакентах необходим для уравнивания Полимеризация $n \text{H}_2\text{C}=\text{CH} \begin{array}{c} \\ \text{COOH} \end{array} \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}-)_n \begin{array}{c} \\ \text{COOH} \end{array}$ акриловая кислота полиакриловая кислота Примечание: продукт полимеризации метилового эфира метакриловой кислоты – органическое стекло

Получение карбоновых кислот

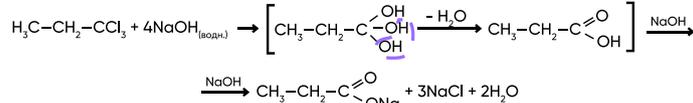
1 Окисление первичных спиртов и альдегидов

Жёсткое окисление альдегидов и спиртов раствором $\text{KMnO}_4, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; альдегидов $\text{Cu}(\text{OH})_2$

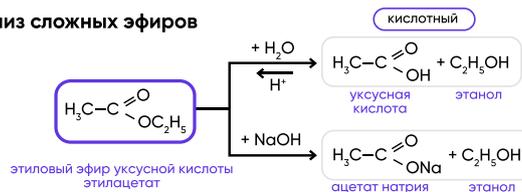


Изменение окраски с оранжевой на темно-зеленую

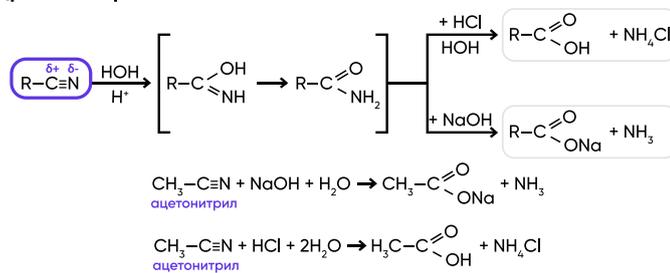
2 Щелочной гидролиз тригалогеналканов



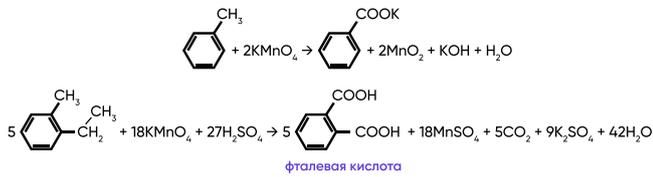
3 Гидролиз сложных эфиров



4 Гидролиз нитрилов



9 Получение бензойной и фталевых кислот



10 Получение щавелевой кислоты



Физические свойства простых эфиров

Водородные связи

N—H
O—H
F—H

Между молекулами простых эфиров не образуются водородные связи
Более низкие температуры кипения и плавления

	CH ₃ OH	CH ₃ OCH ₃	CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃
Ткип, °C	64,7	-24,9	34,6
Тплав, °C	-97,0	-138,5	-116,3

Низкая реакционная способность

Простые эфиры



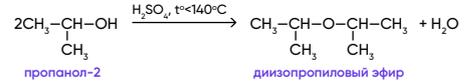
Общая формула простых эфиров

CH ₃ -O-CH ₃	Диметиловый эфир, метоксиметан
CH ₃ -O-CH ₂ CH ₃	Метилэтиловый эфир, метоксиэтан
CH ₃ CH ₂ -O-CH ₂ CH ₃	Диэтиловый эфир, этоксиэтан
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Метил-трет-бутиловый эфир, 2-метил-2-метоксипропан

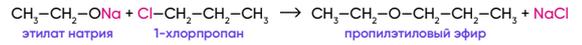
Получение простых эфиров

1 Межмолекулярная дегидратация спиртов

Условия: H₂SO₄ (конц), t° < 140°C



2 Взаимодействие алколятов с галогеналканами

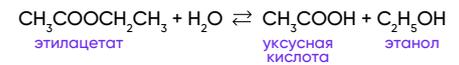


Химические свойства сложных эфиров

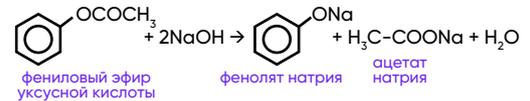
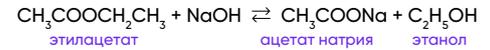
Тип реакции

Уравнение реакции

Реакции гидролиза

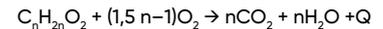


Гидролиз в щелочной среде:



Реакции окисления

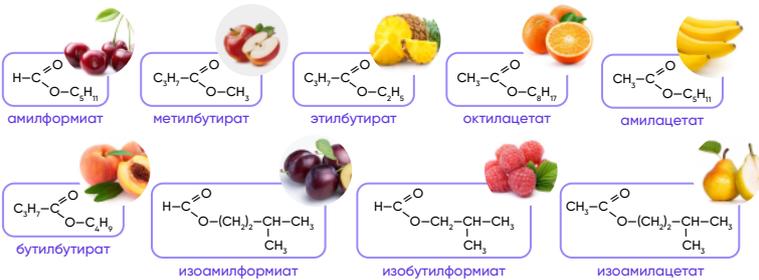
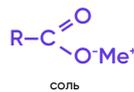
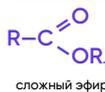
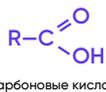
Горение (полное окисление)



Сложные эфиры

Сложные эфиры — соединения у которых атом водорода в OH-группе замещен органической группой R.

Общая формула:



Физические свойства сложных эфиров

Водородные связи

N—H
O—H
F—H

Между молекулами сложных эфиров водородные связи не образуются
Более низкие температуры кипения и плавления

	CH ₃ COOH	CH ₃ COOCH ₃	CH ₃ COOC ₂ H ₅	CH ₃ COOC ₃ H ₇
Ткип, °C	118,1	57,1	77,0	101,6
Тплав, °C	16,75	-98,1	-84,0	-92,0

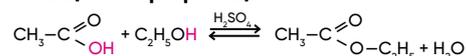
Обычно имеют специфический запах

Номенклатура сложных эфиров

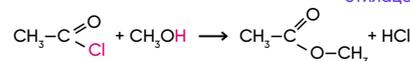
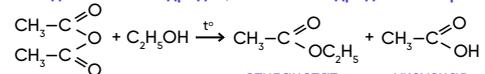
Формула	Название сложного эфира
$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$	Метиловый эфир муравьиной кислоты; Метиловый эфир метановой кислоты; Метилметаноат; Метилформиат
$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$	Метиловый эфир уксусной кислоты; Метиловый эфир этановой кислоты; Метилэтианоат; Метилацетат
$\text{C}_2\text{H}_5-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$	Метиловый эфир пропионовой кислоты; Метиловый эфир пропановой кислоты; Метилпропаноат; Метилпропионат
$\text{C}_2\text{H}_5-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	Метиловый эфир масляной кислоты; Метиловый эфир бутановой кислоты; Метилбутианоат; Метилбутират
$\text{C}_2\text{H}_5-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_3\text{H}_7$	Метиловый эфир валериановой кислоты; Метиловый эфир пентановой кислоты; Метилпентаноат; Метилвалерат
$\text{C}_2\text{H}_5-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_6\text{H}_{13}$	Метиловый эфир капроновой кислоты; Метиловый эфир гексановой кислоты; Метилгексаноат; Метилкапронат
$\text{C}_6\text{H}_{11}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$	Метиловый эфир пальмитиновой кислоты; Метиловый эфир октадекановой кислоты; Метилгексадеканат; Метилпальмитат
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$	Метиловый эфир стеариновой кислоты; Метиловый эфир октадекановой кислоты; Метилгексадеканат; Метилстеарат
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	Метиловый эфир олеиновой кислоты; Метиловый эфир цис-9-октадеценной кислоты; Метил-цис-9-октадеценат;
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	Метиловый эфир акриловой кислоты; Метиловый эфир пропеновой кислоты; Метилпропеноат; Метилакрилат
$\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$	Метиловый эфир бензойной кислоты; Метиловый эфир бензол-карбоновой кислоты; Метилбензоат
$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$	Диметиловый эфир щавелевой кислоты; Диметиловый эфир этандиовой кислоты; Диметилсалат
$\text{CH}_3-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$	Диметиловый эфир малоновой кислоты; Диметиловый эфир пропандиовой кислоты; Диметилмалонат

Получение сложных эфиров

1 Реакция этерификации



Взаимодействие ангидридов/галогенангидридов со спиртами



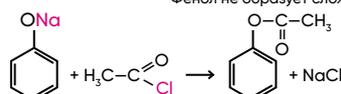
Фенол не образует сложные эфиры с кислотами

2 Соль + галогеналкан

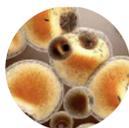
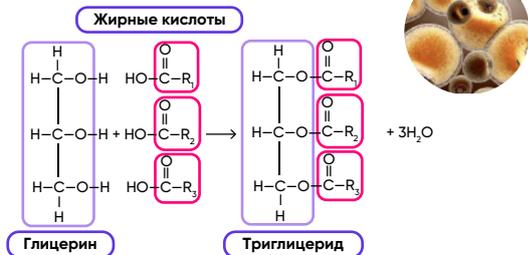


3 Получение эфиров фенола

Фенол не образует сложные эфиры с кислотами



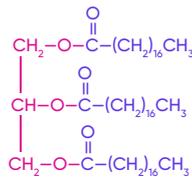
Жиры – триглицериды (триацилглицериды) – сложные эфиры глицерина и высших одноосновных карбоновых кислот.



Жиры

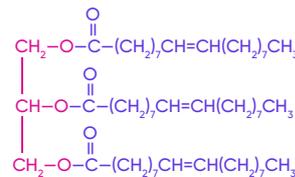
Насыщенные

Часто твердые вещества
Часто животного происхождения
В составе остатки предельных карбоновых кислот



Ненасыщенные

Часто жидкие вещества
Часто растительного происхождения
В составе остатки непредельных карбоновых кислот



Гидрофильная часть Гидрофобная часть

Жирные кислоты

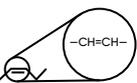
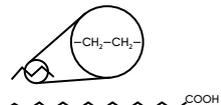
Предельные

Непредельные

Пальмитиновая кислота
 $\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{COOH}$

Стеариновая кислота
 $\text{C}_{17}\text{H}_{34}\text{COOH}$

Масляная кислота
 $\text{C}_4\text{H}_8\text{COOH}$



Олеиновая кислота
 $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$

Линолевая кислота
 $\text{C}_{18}\text{H}_{32}\text{COOH}$

Линоленовая кислота
 $\text{C}_{19}\text{H}_{35}\text{COOH}$

Химические свойства

Насыщенные

Пальмитиновая кислота - $\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{COOH}$

Стеариновая кислота - $\text{C}_{17}\text{H}_{34}\text{COOH}$

Масляная кислота - $\text{C}_4\text{H}_8\text{COOH}$

Ненасыщенные

Олеиновая кислота - $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$

Линолевая кислота - $\text{C}_{18}\text{H}_{32}\text{COOH}$

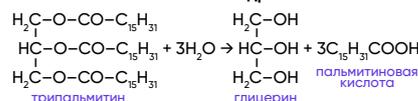
Линоленовая кислота - $\text{C}_{19}\text{H}_{35}\text{COOH}$

Химические свойства жиров

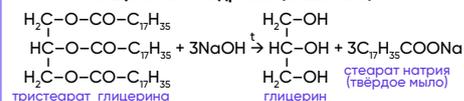
Тип реакции

Уравнение реакции

1. Кислотный гидролиз

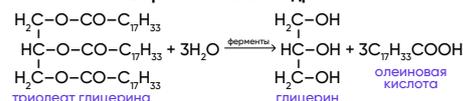


2. Щелочной гидролиз (омыление)



Примечание: реакция щелочного гидролиза используется для получения мыла; мыла – натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот

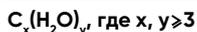
3. Ферментативный гидролиз



Гидролиз

Углеводы

Углеводы (сахара) – органические соединения, имеющие сходное строение, состав большинства которых отражает формула:



Исключение – например, дезоксирибоза $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$

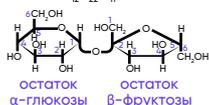
Углеводы

Моносахариды

- Глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- Фруктоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- Рибоза $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$
- Дезоксирибоза $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$

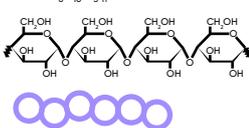
Дисахариды

- Лактоза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- Мальтоза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- Сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$



Полисахариды

- Целлюлоза $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$
- Гликоген $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$
- Крахмал $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$

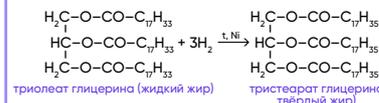


Тип реакции

Уравнение реакции

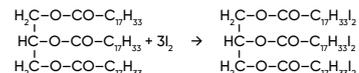
Специфические свойства жидких жиров, содержащих двойные связи

Гидрогенизация



Примечание: гидрогенизация жиров используется для получения пищевого маргарина

Галогенирование



Примечание: эта реакция используется для качественного и количественного определения ненасыщенности жиров; показателем ненасыщенности служит йодное или бромное число – масса (г) иода или брома, которая присоединяется к 100 г жира

Окисление и полимеризация

Жидкие жиры, содержащие остатки непредельных кислот, способны окисляться и полимеризоваться с образованием прозрачных пленок. Эти свойства жидких жиров используются для изготовления олифы, применяемой в производстве масляных красок, линолеума и др.

Физические свойства углеводов

Название	Физические свойства
Глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	Кристаллическое вещество Хорошо растворимо в воде, имеет сладкий вкус
Фруктоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	Кристаллическое вещество Хорошо растворимо в воде, имеет сладкий вкус
Сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	Кристаллическое вещество Хорошо растворимо в воде, имеет сладкий вкус
Крахмал $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$	Белый аморфный порошок, нерастворимый в холодной воде. Безвкусный
Целлюлоза $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$	Белое волокнистое вещество, нерастворимое в воде. Не имеет вкуса и запаха

по числу атомов углерода

по наличию функциональных групп

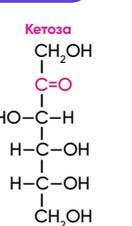
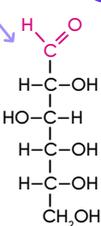
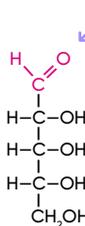
пентозы
содержит 5 атомов углерода

гексозы
содержит 6 атомов углерода

моносахариды

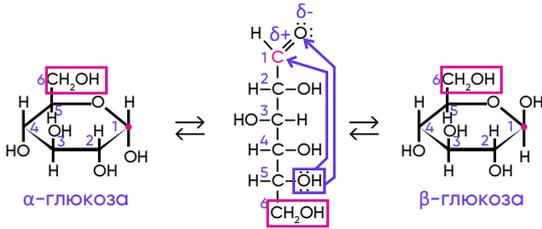
альдозы (альдегидспирты)

кетозы (кетоспирты)



Моносахариды. Глюкоза. Таутомерия

Глюкоза в растворе существует в виде двух изомеров:



Химические свойства глюкозы

Как многоатомный спирт

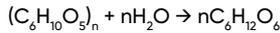
1. Взаимодействие с $\text{Cu}(\text{OH})_2$
2. Образование эфиров

Как альдегид

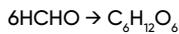
1. Реакция «серебряного зеркала»
2. Взаимодействие с $\text{Cu}(\text{OH})_2$
3. Взаимодействие с бромной водой
4. Гидрирование
5. Брожение

Получение глюкозы

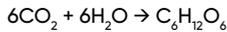
1. Гидролиз крахмала



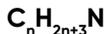
2. Из формальдегида



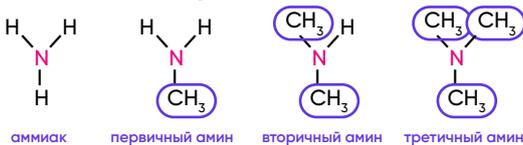
3. Фотосинтез



Амины — органические производные аммиака, в молекуле которых один, два или три атома водорода замещены на углеводородные радикалы.
Общая формула предельных аминов:



Амины — производные аммиака

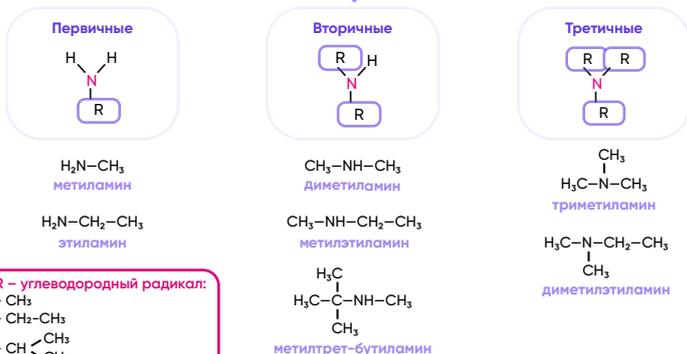


Амины с ароматическим кольцом



Классификация аминов

1. По количеству заместителей у атома азота



Химические свойства глюкозы

Тип реакции	Уравнение реакции
Реакции по гидроксильным группам	<p>Глюкоза, являясь многоатомным спиртом, при взаимодействии со свежеприготовленным гидроксидом меди(II) образует раствор ярко-синего цвета:</p> <p><i>Качественная реакция</i></p> $2\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_6 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_6-\text{O}-\text{Cu}-\text{O}-\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_6$ <p>Глюкоза способна к образованию простых эфиров при взаимодействии со спиртами и сложных эфиров с минеральными и органическими кислотами</p> <p><i>Качественная реакция (II)</i> раствор ярко-синего цвета</p>
Окислительно-восстановительные реакции по альдегидной группе	<p>1. Реакции окисления</p> <p><i>Качественная реакция</i></p> <p>• Реакция «серебряного зеркала»</p> $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{COH} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \xrightarrow{\text{t}} \text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{COONH}_4 + 2\text{Ag}\downarrow + 3\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>аммонийная соль глюконовой кислоты</p> <p>• Взаимодействие с гидроксидом меди (II) при нагревании с образованием красного осадка оксида меди (II)</p> <p><i>Качественная реакция</i></p> $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{COH} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{t}} \text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{COOH} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>глюконовая кислота красный осадок</p> <p>• Бромная вода окисляет альдегидную группу до карбоксильной:</p> <p><i>Качественная реакция</i></p> $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{COH} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{COOH} + 2\text{HBr}$ <p>глюконовая кислота</p> <p>2. Реакции восстановления</p> <p>• Реакция восстановления водородом с образованием шестиатомного спирта сорбита</p> $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{COH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{HOCH}_2(\text{CHOH})_4\text{CH}_2\text{OH}$ <p>сорбит</p>
Окислительно-восстановительные реакции по альдегидной группе	<p>• Спиртовое брожение</p> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{дрожжи}} 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2\uparrow$ <p>• Молочнокислое брожение</p> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{ферменты}} 2\text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{COOH}$ <p>молочная кислота</p> <p>Примечание: этот процесс происходит при скисании молока, квашении капусты, силосовании кормов</p> <p>• Маслянокислое брожение</p> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{ферменты}} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH} + 2\text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2$ <p>масляная кислота</p> <p>• Лимоннокислое брожение</p> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{ферменты}} \text{HOOC}-\text{CH}_2-\underset{\text{COOH}}{\overset{\text{OH}}{\text{C}}}-\text{CH}_2-\text{COOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>лимонная кислота</p>
Реакции брожения	

Реакции брожения

2. По типу углеродного скелета



Физические свойства аминов

- C_1-C_3 — газы с запахом аммиака
 - C_4-C_{12} — жидкости с рыбным запахом
 - C_{13} и далее — твердые вещества
 - Простейшие амины хорошо растворимы в воде
 - С увеличением молекулярной массы — растворимость уменьшается
- $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
- бутандиамин-1,4 пентандиамин-1,5
путресцин кадаверин

Путресцин и кадаверин — биогенные амины, имеющие «трупный запах», являются ядами и могут вызвать отравление — **птомаиновое отравление**.

Физические свойства анилина

- Маслянистая жидкость с характерным запахом
- Плохо растворим в воде
- Ядовит
- Анилин способен всасываться через кожу в кровь и нарушать функции гемоглобина



Химические свойства алифатических аминов

I. Основные свойства

1. Взаимодействие с водой
2. Взаимодействие с кислотами:
 - а) минеральными
 - б) органическими
3. Взаимодействие с солями

II. Другие свойства

1. Взаимодействие с азотистой кислотой
2. Алкилирование

III. Окисление

1. Горение

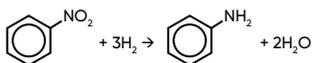
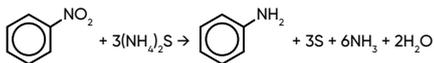
Химические свойства анилина

Тип реакции	Уравнение реакции
Реакции по бензольному кольцу	<p>Качественная реакция</p> <p>белый осадок</p>
Основные свойства: взаимодействие с кислотами с образованием солей	$C_6H_5NH_2 + HCl \rightarrow [C_6H_5NH_3]^+Cl^-$ <p>хлорид фениламмония</p>
Реакции алкилирования и ацилирования	<p>Алкилирование</p> $C_6H_5NH_2 + CH_3I \xrightarrow{NaOH} [C_6H_5NH_2 - CH_3]^+I^- \xrightarrow{NaOH} C_6H_5NH - CH_3$ <p>N - метилаанилин</p> <p>*Примечание: последовательное алкилирование позволяет получить из анилина вторичные и третичные амины</p>

Способы получения анилина

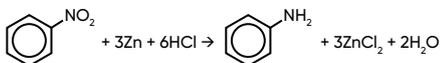
Промышленный способ

1 Восстановление нитробензола (реакция Зинина)



Лабораторный способ

2 Восстановление атомарным водородом



Номенклатура солей аминов

$[CH_3NH_3]^+Cl^-$	хлорид метиламмония (гидрохлорид метиламина)
$[CH_3-CH_2-NH_3]^+Cl^-$	хлорид этиламмония (гидрохлорид этиламина)
$[CH_3-CH_2-CH_2-NH_3]^+Cl^-$	хлорид пропиламмония (гидрохлорид пропиламина)
$[CH_3NH_3]_2 \cdot SO_4^{2-}$	сульфат метиламмония
$[CH_3-CH_2-NH_3]^+HSO_4^-$	гидросульфат этиламмония

Физические свойства солей аминов

- Твёрдые
- Хорошо растворимые вещества

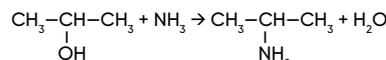
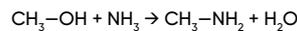
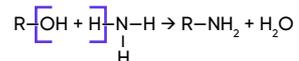
Химические свойства предельных алифатических аминов

Тип реакции	Уравнение реакции
Взаимодействие с водой с образованием гидратов	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons [CH_3NH_2 \cdot OH]^+OH^-$ <p>гидроксид метиламмония</p> <p>Растворы аминов:</p> $2[CH_3NH_2 \cdot OH]^+ + FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 + 2[CH_3-NH_3]^+Cl^-$
Основные свойства: взаимодействие с кислотами с образованием солей	$CH_3CH_2NH_2 + HCl \rightarrow [CH_3CH_2NH_3]^+Cl^-$ <p>хлорид этиламмония</p> <p>Качественная реакция на соли аминов – взаимодействие со щелочами при нагревании:</p> $[CH_3CH_2NH_3]^+Cl^- + NaOH \xrightarrow{\Delta} CH_3CH_2NH_2 \uparrow + NaCl + H_2O$ <p>Качественная реакция</p>
Взаимодействие с азотистой кислотой (дезаминирование аминов)	<p>Первичные:</p> $RNH_2 + HNO_2 \rightarrow ROH + N_2 \uparrow + H_2O$ <p>*Примечание: характерный признак реакции – выделение азота</p> <p>Вторичные:</p> $R_2NH + HNO_2 \rightarrow R_2N-N=O + H_2O$ <p>Нитрозамины $R_2N-N=O$ – масляобразные вещества желтого цвета с характерным запахом.</p> <p>*Примечание: нитрозо – название группы -N=O</p> <p>Третичные алифатические амины при комнатной температуре и низкой концентрации HNO_2 с ней не реагируют</p>
Алкилирование – взаимодействие с галогеналканами (реакция Гофмана)	<p>Нагревание аминов с галогеналканами приводит к их последовательному алкилированию, т. е. из первичных аминов образуются вторичные, из вторичных – третичные амины:</p> $CH_3NH_2 + CH_3I \xrightarrow{\Delta} [(CH_3)_2NH_2]^+I^- \xrightarrow{NaOH} (CH_3)_2NH$ $(CH_3)_2NH + CH_3I \xrightarrow{\Delta} [(CH_3)_3NH]^+I^- \xrightarrow{NaOH} (CH_3)_3N$
Горение	<p>Амины сгорают с выделением углекислого газа, воды и азота:</p> $4CH_3NH_2 + 9O_2 \rightarrow 4CO_2 + 10H_2O + 2N_2$

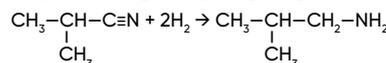
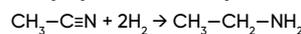
Способы получения аминов

Промышленные способы

1 Аммонолиз спиртов

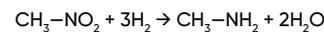


2 Гидрирование нитрилов

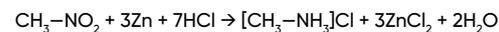
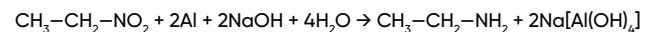


3 Восстановление нитросоединений

а) В промышленности:

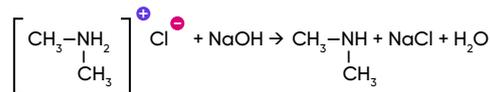
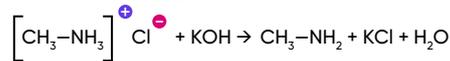


б) В лаборатории:

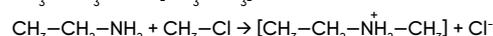
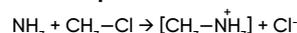


Лабораторные способы

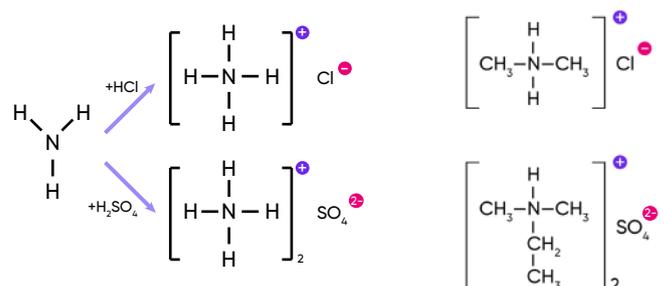
4 Щелочной гидролиз солей аминов



5 Алкилирование аммиака и аминов



Соли аминов

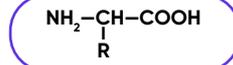


Химические свойства солей аминов

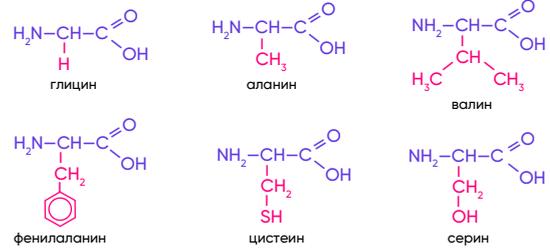
Тип реакции	Уравнение реакции
Взаимодействие со щелочами	$\left[\text{CH}_3-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{N}}}-\text{CH}_3 \right]^+ \text{Cl}^- + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{NH}} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с солями	$\left[\text{CH}_3-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{N}}}-\text{H} \right]^+ \text{Cl}^- + \text{AgNO}_3 \rightarrow \left[\text{CH}_3-\text{NH}_3 \right]^+ \text{NO}_3^- + \text{AgCl}$

Аминокислоты – органические бифункциональные соединения, в молекулах которых содержатся две функциональные группы: аминогруппа и карбоксильная группа.

Общая формула α-аминокислот:



Тривиальные названия α-аминокислот



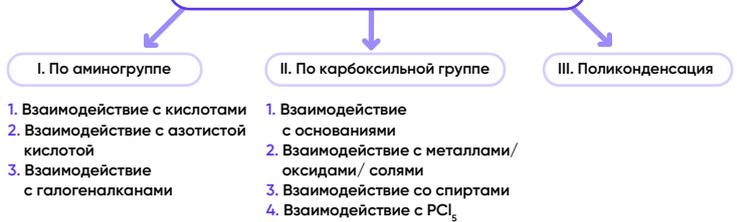
Химические свойства аминокислот

Тип реакции	Уравнение реакции
Реакции, связанные с наличием карбоксильной группы (кислотные свойства)	Взаимодействие с основаниями $\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
	Взаимодействие с металлами/ оксидами/ солями $2\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COONa} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	Взаимодействие со спиртами $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	Взаимодействие с PCl_5 $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{PCl}_5 \rightarrow [\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COC}]^+\text{Cl}^- + \text{POCl}_3$
Реакции, связанные с наличием аминогруппы (основные свойства)	Взаимодействие с кислотами $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{HCl} \rightarrow [\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COOH}]^+\text{Cl}^-$
	Взаимодействие с азотистой кислотой $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{CH}_2(\text{OH})\text{COOH} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <small>*Примечание: взаимодействие с азотистой кислотой протекает так же, как и с первичными аминами</small>
	Взаимодействие с галогеналканами $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{CH}_3\text{I} \rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}]^+\text{I}^-$
Образование пептидов	$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{глицин}}{\text{CH}_2}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + \text{H}-\underset{\text{H}}{\text{N}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{COOH} \rightarrow \text{H}_2\text{N}-\underset{\text{глицилаланин (дипептид)}}{\text{CH}_2}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$ <small>*Примечание: в результате реакции образуются пептиды – продукты конденсации молекул аминокислот, в которых фрагменты связаны пептидной связью –CO–NH–; основное свойство пептидов – способность к гидролизу с образованием аминокислот, входящих в состав пептида</small>

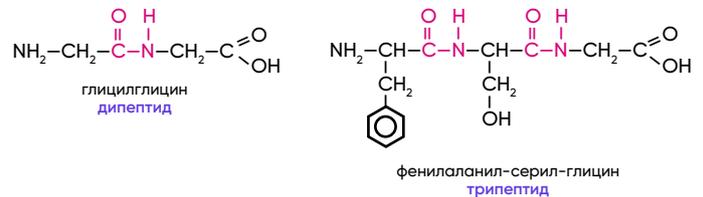
Физические свойства аминокислот

- Аминокислоты твердые кристаллические вещества, чаще всего растворимы в воде и малорастворимы в органических растворителях
- Водные растворы аминокислот проводят электрический ток

Химические свойства аминокислот



Пептиды – продукты конденсации молекул аминокислот, в которых фрагменты связаны пептидной связью –CO–NH–



Химические свойства пептидов

I. Гидролиз

II. Качественные реакции

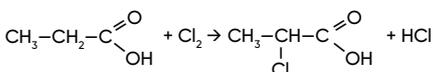
- Биуретовая реакция
- Ксантопротеиновая реакция

Получение аминокислот

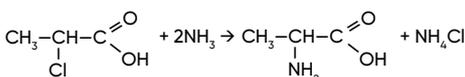
1 Из карбоновых кислот

1 стадия: галогенирование

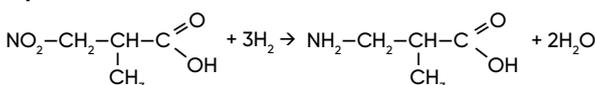
Катализатор: P_{красный}



2 стадия: аммонолиз



2 Восстановление нитрозамещенных карбоновых кислот

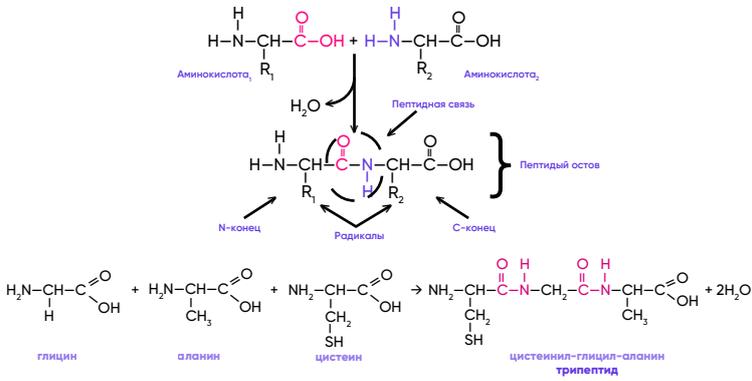


Химические свойства пептидов

Тип реакции	Уравнение реакции
Гидролиз (разрушение пептида в кислом или щелочном растворе с образованием аминокислот или солей аминокислот)	а) кислотный $\text{H}-\underset{\text{H}}{\text{N}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}-\underset{\text{H}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \left[\text{NH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} \right]^+\text{Cl}^-$ аланилаланин
	б) щелочной $\text{H}-\underset{\text{H}}{\text{N}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}-\underset{\text{H}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{ONa} + \text{NH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{ONa} + \text{H}_2\text{O}$ аланилглицин
Биуретовая реакция	Пептид + $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow$ ярко-фиолетовое окрашивание качественная реакция на пептидную связь
Ксантопротеиновая реакция	Пептид + HNO_3 (конц) \rightarrow жёлтое окрашивание $\text{C}_6\text{H}_5-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}_2}-\text{CH}-\text{COOH} + \text{HONO}_2 \xrightarrow{-\text{H}_2\text{O}}$ фенилаланин
	$\rightarrow \text{O}_2\text{N}-\text{C}_6\text{H}_4-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}_2}-\text{CH}-\text{COOH}$ л-нитрофенилаланин (жёлтый цвет) качественная реакция на ароматические АК в составе пептида

Получение пептидов

1. Поликонденсация аминокислот



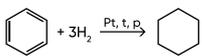
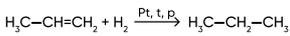
Классификация органических реакций



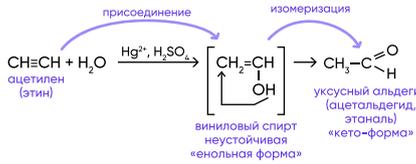
По числу и составу исходных и образующихся веществ



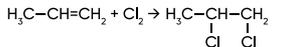
1. Гидрирование (+H₂)



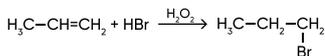
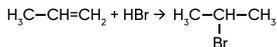
2. Гидратация (+H₂O)



3. Галогенирование (+Hal₂)

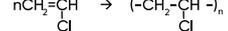
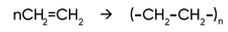


4. Гидрогалогенирование (+HHal)



5. Полимеризация

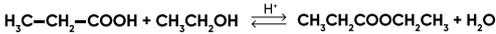
Полимеризация — процесс образования полимера посредством многократного присоединения молекул мономера к активным центрам в растущей молекуле полимера.



Классификация химических реакций.

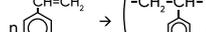
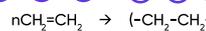
Реакции этерификации

Реакция этерификации — реакция взаимодействия кислоты и спирта.



Реакции полимеризации и поликонденсации

Полимеризация

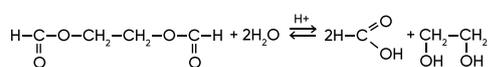


Поликонденсация

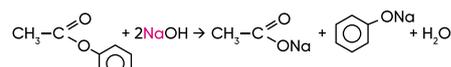


Что называют гидролизом в органической химии?

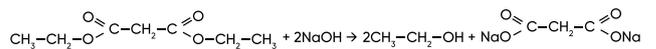
1. Кислотный гидролиз сложных эфиров



2. Щелочной гидролиз сложных эфиров

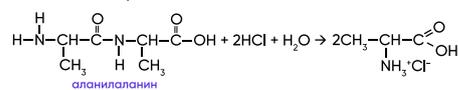


обратите внимание!

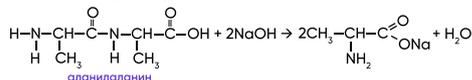


3. Гидролиз дипептидов

а) Кислотный гидролиз дипептидов

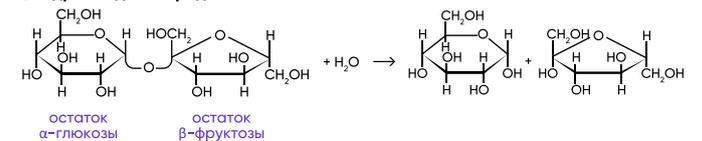


б) Щелочной гидролиз дипептидов



4. Гидролиз углеводов

а) Гидролиз дисахаридов



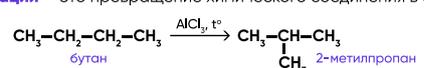
б) Гидролиз полисахаридов



Классификация химических реакций.

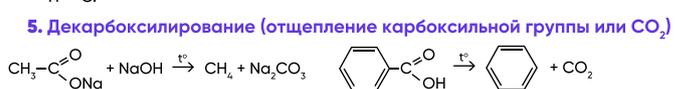
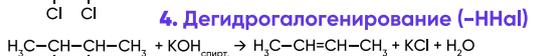
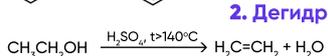
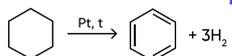
Реакции изомеризации

Реакция изомеризации — это превращение химического соединения в его изомер.

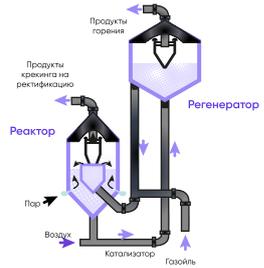


Реакции разложения

Элиминирование (отщепление)



6. Крекинг — это реакции расщепления углеродного скелета крупных молекул при нагревании и в присутствии катализаторов.

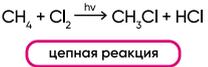


Способы разрыва ковалентной связи

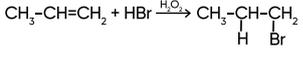
- Гомолитический (радикальный)**
 $A \cdot B \rightarrow A \cdot + B \cdot$ (радикалы)
- Гетеролитический (ионный)**
 $A \cdot B \rightarrow A^+ + B^-$

Радикальный механизм

Замещение

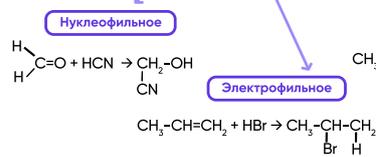


Присоединение

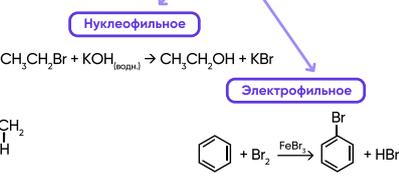


Ионный механизм

Присоединение



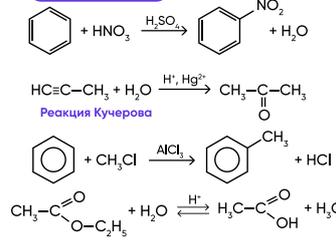
Замещение



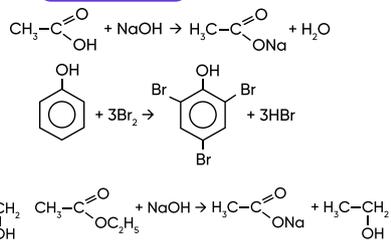
Наличие катализатора

Химические реакции по наличию катализатора

Каталитические



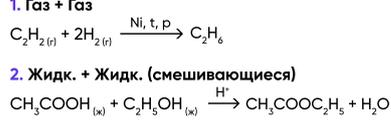
Некаталитические



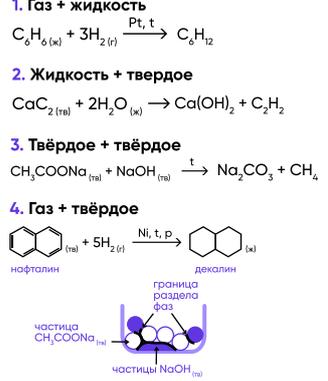
Фазовый состав

Химические реакции по фазовому составу

Гомогенные



Гетерогенные



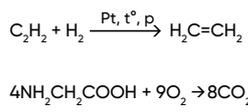
обратите внимание!

5. Жидк. + Жидк. (несмешивающиеся)

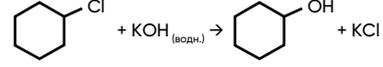


Химические реакции

Окислительно-восстановительные (изменение степени окисления)



Не окислительно-восстановительные (без изменения степеней окисления)



Химические реакции

Обратимые

- Реакции этерификации
- Кислотный гидролиз
- Гидратация/дегидратация
- Гидрирование/дегидрирование

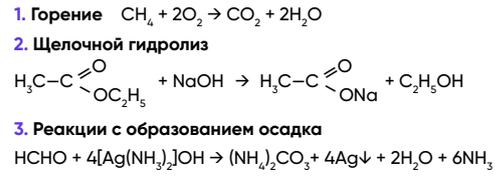
Необратимые

- Горение
- Щелочной гидролиз
- Реакции с образованием осадка

Обратимые химические реакции



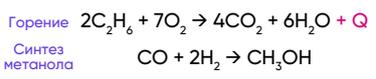
Необратимые химические реакции



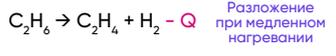
Классификация химических реакций. Тепловой эффект

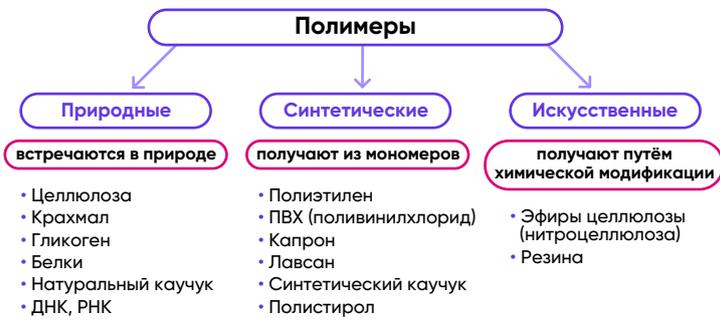
Химические реакции

Экзотермические



Эндотермические





Сравнительная характеристика полисахаридов

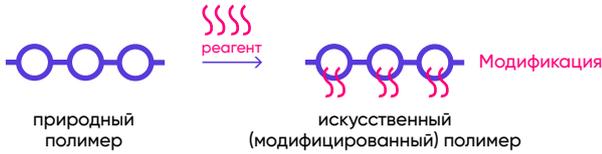
Название	Целлюлоза	Крахмал	Гликоген
Источник	Растения	Растения	Животные
Мономер	β-глюкоза	α-глюкоза	α-глюкоза
Строение	 целлюлоза	 крахмал	 гликоген
Пространственная структура			

Отличие синтетических и искусственных полимеров

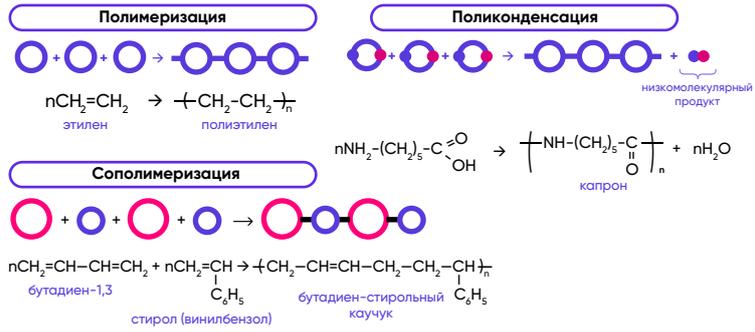
Синтетические полимеры



Искусственные полимеры



Полимеризация и поликонденсация



Полимеры, полученные реакцией полимеризации

Синтетические полимеры

Мономер	Формула полимера	Название полимера	Применение полимера
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ этилен	$\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---}_n$	Полиэтилен	Производство пластмасс, упаковок, пакетов
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ пропен	$\text{---CH}_2\text{---CH}(\text{CH}_3)\text{---}_n$	Полипропилен	Изготовление упаковок, плёнок, труб, пластиковых стаканчиков
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}_6\text{H}_5$ винилбензол	$\text{---CH}_2\text{---CH}(\text{C}_6\text{H}_5)\text{---}_n$	Полистирол	Изготовление корпусов бытовых приборов (чайников, утюгов, холодильников)
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{Cl}$ винилхлорид	$\text{---CH}_2\text{---CH}(\text{Cl})\text{---}_n$	Поливинилхлорид	В медицине (как альтернатива резине), медицинское оборудование, в производстве упаковок, игрушек
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ бутадиен-1,3	$\text{---CH}_2\text{---CH}=\text{CH}(\text{C}_6\text{H}_5)\text{---}_n$	Полибутадиен	

Полимеры, полученные реакцией поликонденсации

Синтетические полимеры

Формула мономера	Формула полимера	Название полимера	Применение полимера
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{OH}$ этиленгликоль	$\text{---O---CH}_2\text{---CH}_2\text{---O---C}(=\text{O})\text{---C}_6\text{H}_4\text{---C}(=\text{O})\text{---}_n$	Полиэтилтерeftалат	Ткань для одежды (вещи практически не мнутся), трикотаж
$\text{C}_6\text{H}_5-\text{OH}$ фенол	$\text{---C}_6\text{H}_4\text{---CH}_2\text{---C}_6\text{H}_4\text{---CH}_2\text{---}_n$	Фенол-формальдегидные смолы	Получение пластических масс, клеев, герметиков, изготовление бильярдных шаров
$\text{NH}_2\text{---}(\text{CH}_2)_6\text{---NH}_2$ гексаметилендиамин	$\text{---NH---}(\text{CH}_2)_6\text{---NH---C}(=\text{O})\text{---}(\text{CH}_2)_4\text{---C}(=\text{O})\text{---}_n$	Нейлон (полиамид-6,6)	Изготовление плёнок, тонких покрытий, музыкальных струн
$\text{NH}_2\text{---}(\text{CH}_2)_5\text{---C}(=\text{O})\text{OH}$ аминокапроновая кислота	$\text{---NH---}(\text{CH}_2)_5\text{---C}(=\text{O})\text{---}_n$	Капрон (полиамид-6)	Изготовление деталей для машин, парашютов

Синтетические полимеры

Мономер	Формула полимера	Название полимера	Применение полимера
$\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$ изопрен	$\text{---CH}_2\text{---C}(\text{CH}_3)=\text{CH---CH}_2\text{---}_n$	Полиизопрен	
$\text{CH}_2=\text{C}(\text{Cl})-\text{CH}=\text{CH}_2$ хлоропрен	$\text{---CH}_2\text{---C}(\text{Cl})=\text{CH---CH}_2\text{---}_n$	Полихлоропрен	
$\text{CF}_2=\text{CF}_2$ тетрафторэтилен	$\text{---CF}_2\text{---CF}_2\text{---}_n$	Тефлон	Изготовление корпусов бытовых приборов, применяется в пищевой промышленности
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}(=\text{O})\text{OCH}_3$ метилакрилат	$\text{---CH}_2\text{---CH}(\text{COOCH}_3)\text{---}_n$	Полиметилакрилат	Эмульсия для создания зубных протезов, постройка теплиц, производство рекламных вывесок
$\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{C}(=\text{O})\text{OCH}_3$ метилметакрилат	$\text{---CH}_2\text{---C}(\text{CH}_3)(\text{COOCH}_3)\text{---}_n$	Полиметилметакрилат	Оргстекло, изготовление линз для очков, предметов домашнего декора, аквариумов

Волокна



Примеры способов разделения смесей

Однородные (гомогенные) Неоднородные (гетерогенные)

Дистилляция (вода – поваренная соль; нефть)	Фильтрация (вода – песок)
Кристаллизация (вода – сахар)	Отстаивание и декантация (вода – мел)
Выпаривание (вода – поваренная соль)	Центрифугирование (вода – мел)
Хроматография (глицин – валин)	Магнитная сепарация (железо – медь)

Производство серной кислоты

Аппарат	Назначение	Реакция
Печь для обжига в кипящем слое	Пирит подвергают обжигу кислородом воздуха	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 + \text{Q}$
Циклон	Очистка сернистого газа от крупных частиц пыли	
Электрофильтр	Очистка от мелких частиц	
Сушильная башня	Осушение печного газа от водяных паров	
Теплообменник	Очищенный сернистый газ перед поступлением в контактный аппарат нагревают за счет теплоты газов, выходящих из контактного аппарата	
Контактный аппарат	Окисление SO_2 до SO_3 (в присутствии V_2O_5 и при температуре 450°C)	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + \text{Q}$
Поглотительная башня	Оксид серы (VI) поглощают концентрированной серной кислотой. Образуется олеум	$n\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$

Получение металлов

Металл	Метод получения
Алюминий	Электролиз расплава оксида в криолите
Хром	Алюмотермия оксида хрома (III)
Цинк	Восстановление оксида углеродом Электролиз растворов солей
Железо	Восстановление оксида оксидом углерода (II)
Медь	Пирометаллургия Гидрометаллургия Электролиз растворов солей

Производство чугуна и стали

Чугун – сплав железа с углеродом (и другими элементами), в котором содержание углерода более 2,14%.

Сталь – сплав железа с углеродом (и другими элементами), содержащий не менее 45% железа и в котором содержание углерода находится в диапазоне от 0,02 до 2,14%.

- Обжиг руды
- Восстановление оксидов в доменных печах
- «Выжигание» углерода и примесей в сталеплавильных или конверторных печах – получают сталь

Обобщение

Аппарат	Назначение	Реакция
Компрессор	Сжатие газовой смеси до необходимого давления	
Колонна синтеза	Образование аммиака	$3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ Катализатор – губчатое железо
Холодильник (трубчатый)	Охлаждение и сжатие аммиака под давлением (аммиак становится жидким)	$\text{NH}_3 (\text{г.}) \rightarrow \text{NH}_3 (\text{ж.})$
Циркуляционный насос	Возврат непрореагировавшего азота и водорода в колонну синтеза	
Сепаратор	Отделение жидкого аммиака	

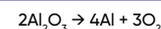


Электролитический способ получения веществ

Вещество	Электролитический способ получения
Щелочные и щелочноземельные металлы	Электролиз расплавов бескислородных солей (чаще всего хлоридов), а также электролиз расплавов щелочей
Mg	Электролиз расплавов бескислородных солей (чаще всего хлоридов)
Al	Электролиз раствора Al_2O_3 в расплаве криолита $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$
Mn и металлы правее по ЭХР	Электролиз водных растворов солей
H_2	Электролиз водных растворов кислот и щелочей, водных растворов солей, образованных катионами металлов до алюминия включительно
O_2	Электролиз растворов щелочей, растворов солей и кислот, образованных кислородсодержащим анионом или F ⁻
$\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$	Электролиз водных растворов или расплавов соответствующих галогенидов
F_2	Электролиз расплавов фторидов ($\text{KF} \cdot 2\text{HF}$)

Получение алюминия

Электролиз расплава оксида алюминия (Al_2O_3) в криолите ($\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$)



Источники углеводородов

- Природный и попутный нефтяной газ
- Каменный уголь
- Нефть

Состав:

Природный газ

CH_4 – от 70 до 98%
Гомологи метана ($\text{C}_2\text{H}_6, \text{C}_3\text{H}_8, \text{C}_4\text{H}_{10}$)
Также может содержать небольшое количество $\text{H}_2\text{S}, \text{CO}_2, \text{N}_2$
Попутный газ выделяется при добыче нефти, содержит меньше метана.

Уголь

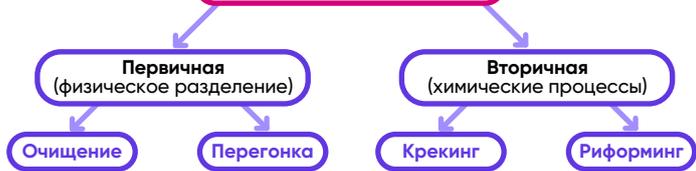
Уголь – это вещество органического происхождения, которое образовалось из растительных остатков.



Коксование угля



Переработка нефти



Вторичная

