

## ЦВЕТА И ЗАПАХИ ГАЗОВ

### ЯДОВИТЫЕ ☠

- жёлтый**  $F_2$  (фтор) – с резким запахом
- жёлт-зел**  $Cl_2$  (хлор) – с резким удушающим запахом
- голубой**  $O_3$  (озон) – с резким специфическим запахом ☁
- бесцветный**  $CH_4$  (метан, болотный газ) – слаботоксичен, без запаха, ВЗРЫВООПАСЕН ⚡
- бесцветный**  $C_2H_6$  (этан) – слаботоксичен, без запаха, ВЗРЫВООПАСЕН ⚡
- бесцветный**  $C_2H_2$  (этин, ацетилен) – слаботоксичен, без запаха, ВЗРЫВООПАСЕН ⚡
- бесцветный**  $CO$  (угарный газ) – без запаха
- бесцветный**  $SO_2$  (сернистый газ) – с резким запахом загорающейся спички
- бесцветный**  $H_2S$  (сероводород) – с неприятным запахом тухлых 🥚
- бесцветный**  $NH_3$  (аммиак) – с резким удушающим запахом
- бесцветный**  $NO$  (оксид азота (II)) – с удушающим запахом
- бурый**  $NO_2$  (бурый газ, «лисий хвост») – с резким неприятным запахом
- бесцветный**  $PH_3$  (фосфин) – с неприятным запахом чеснока или тухлой рыбы
- бесцветный**  $SOCl_2$  (фосген) – с резким удушающим запахом прелого сена

### НЕЯДОВИТЫЕ 🐼

- бесцветный**  $O_2$  (кислород) – без запаха
- бесцветный**  $H_2$  (водород) – без запаха
- бесцветный**  $N_2$  (азот) – без запаха
- бесцветный**  $C_2H_4$  (этен, этилен) – без запаха или со слабым сладковатым запахом
- бесцветный**  $CO_2$  (углекислый газ) – без запаха
- бесцветный**  $N_2O$  (веселящий газ) – со сладковатым запахом

## ЦВЕТА ЖИДКОСТЕЙ И РАСТВОРОВ ВЕЩЕСТВ

- жёлтый**
- CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>** хроматы,
- HNO<sub>3</sub>** азотная кислота (бесцветный или желтоватый)
- оранжевый**
- Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>** дихроматы
- зелёный**
- MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup>** манганаты, **Ni<sup>2+</sup>** соли никеля (II),
- [Cr(OH)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>** гексагидроксохроматы (III),
- Fe<sup>2+</sup>** соли железа (II) (бледно-зелёный или бесцветн.)
- синий**
- [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup>** тетраамин меди (II),
- N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** оксид азота (III)
- синий → зелёный**
- бледно-розовый**
- Cr<sup>3+</sup>** соли хрома (III)
- Mn<sup>2+</sup>** соли марганца (II)
- малиновый**
- жёлто-бурый**
- MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>** перманганаты
- Fe<sup>3+</sup>** соль железа (III)
- красно-бурый**
- голубой → бледно-зелёный**
- Br<sub>2</sub>** бром (зловонная ядовитая жидкость)
- Cu<sup>2+</sup>** соли меди (II)

## ЦВЕТА ГОРЕНИЯ ПЛАМЕНИ 🔥



## ЦВЕТА ОСАДКОВ 🌫

- чёрный**  $CuO, FeO, Fe_3O_4, CuS, PbS, Ag_2S, HgS$
- бурый**  $I_2, MnO_2, Ag_2O, Fe(OH)_3, Fe_2O_3$  (красно-бурый)
- красный**  $Cu, Cu_2O, Ag_2CrO_4, CrO_3$  (не осадок)
- жёлтый**  $S, AgI, Ag_3PO_4, BaCrO_4, PbI_2, AgBr$  (бледно-жёлтый)
- зелёный**  $Cr_2O_3, Cr(OH)_3, Ni(OH)_2, Fe(OH)_2$  (серо-зелёный)
- голубой**  $Cu(OH)_2$

в момент выделения  $Fe(OH)_2$  имеет белый цвет, но буквально через несколько мгновений приобретает серо-зелёный цвет (окисление)

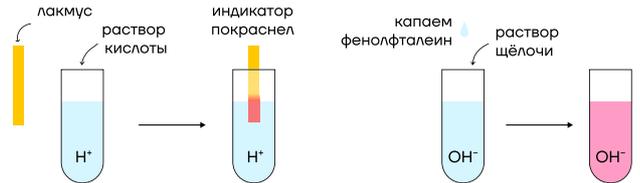
кристаллы иода могут делать так: возгонка — твёрдое → газ



## ИНДИКАТОРЫ 🌈

Среда / Индикатор	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин
Кислая среда	красный	розовый	бесцветный
Нейтральная среда	фиолетовый	оранжевый	бесцветный
Щелочная среда	синий	жёлтый	малиновый

Как это работает:



Растворы с разными концентрациями вещества могут иметь сильно отличающуюся окраску. В некоторых случаях окраска растворов веществ, в составе которых находятся данные ионы, может быть иная. Если же здесь это не указано, значит, для ЕГЭ по химии такие случаи значения не имеют.

## ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ. №2

- электроотрицательность
- неметаллические, окислительные свойства
- энергия ионизации
- средство к электрону
- кислотные свойства оксидов и гидроксидов

• металлические, восстановительные свойства

• радиус атома

• основные свойства оксидов и гидроксидов

		Группы																
		I	II	III	IV	V	VI	VII	(H)							VIII		
1	H 1,008 Водород																	2 He 4,00 Гелий
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										18 Ar 39,95 Аргон
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										36 Kr 83,80 Криптон
4	K 39,10 Калий	Ca 40,08 Кальций	Sc 44,96 Скандий	Ti 47,88 Титан	V 50,94 Ванадий	Cr 52,00 Хром	Mn 54,94 Марганец	Ni 58,69 Никель	Cu 63,55 Медь	Zn 65,39 Цинк	Ga 69,72 Галлий	Ge 72,64 Германий	As 74,92 Арсен	Se 78,96 Селен	Br 79,90 Бром	Kr 83,80 Криптон		54 Xe 131,29 Ксенон
5	Rb 85,47 Рубидий	Sr 87,62 Стронций	Y 88,91 Иттрий	Zr 91,22 Цирконий	Nb 92,91 Нобелий	Mo 95,94 Молибден	Tc 98,91 Технеций	Cd 112,41 Кадмий	In 114,82 Индий	Sn 118,71 Олово	Sb 121,76 Сурьма	Te 127,60 Телур	I 126,91 Йод	Xe 131,29 Ксенон				86 Rn 222 Радон
6	Cs 132,91 Цезий	Ba 137,33 Барий	La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафний	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Рений	Pd 106,42 Палладий	Ag 107,87 Серебро	Cd 112,41 Кадмий	In 114,82 Индий	Sb 121,76 Сурьма	Te 127,60 Телур	I 126,91 Йод	Xe 131,29 Ксенон			110 Ds 271 Дарсэвий
7	Fr 223 Франций	Ra 226 Радий	Ac 227 Актиний	Rf 261 Рифмий	Mt 268 Миттерий	Sg 266 Сегбий	Bh 264 Бергвий	Hs 277 Хассий	Mt 268 Миттерий	Cn 285 Коперниций	Nh 284 Нихоний	Fl 289 Флеровий	Lv 293 Ливерморий	Ts 294 Теннессий	Og 294 Оганесон			118 Og 294 Оганесон

- металлические, восстановительные свойства
- радиус атома
- основные свойства оксидов и гидроксидов

\* направление стрелок указывает на увеличение соответствующих свойств

• электроотрицательность

• неметаллические, окислительные свойства

• энергия ионизации

• средство к электрону

• кислотные свойства оксидов и гидроксидов

## ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ. №1

1. Атом = ядро (p + n) + e, p + e = O, n = Ar – число p

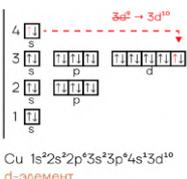
- p – протоны; n – нейтроны; e – электроны
- число e = число p = порядковый номер
- число e на внешнем уровне = номер группы (для A-подгрупп)
- число электронных слоёв = номер периода

2. Возбуждённое состояние: спаренные e распариваются и один из них переходит в пустую орбиталь на ТОМ ЖЕ уровне (может быть у атомов большинства элементов)

3. Провал/проскок электрона: Cu, Cr, Ag, Au, Nb, Mo, Ru, Pt, Pd, так как  $nd^5$  и  $nd^{10}$  более энергетически выгодно, чем  $nd^4$  и  $nd^9$   
NB: конфигурация внешнего слоя  $ns^1$ :

Cu:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$  – верно ✓

Cu:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$  – не верно ✗



4. Электронные конфигурации первых четырёх периодов:

- I период – 1s
- II период – 1s 2s 2p
- III период – 1s 2s 2p 3s 3p
- IV период – 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p

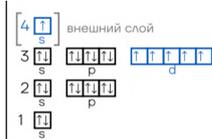
5. Валентные электроны = электроны внешнего слоя у элементов главных подгрупп, у элементов побочных подгрупп = электроны внешнего слоя + предвнешнего d-подуровня

Na – элемент IA группы, поэтому имеет 1 валентный электрон.



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

Cr – элемент VIB группы, поэтому имеет 6 валентных электронов (1 на внешнем и 5 на предвнешнем).



Cr  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1 3d^5$

6. Атом всегда стремится приобрести эл. конфигурацию ближайшего благородного газа (Me отдают электроны, неMe принимают), поэтому самые устойчивые ионы имеют подобную конфигурацию:

$Al^0 - 3e = Al^{3+}$  – конфигурация Ne  
 $S^0 + 2e = S^{2-}$  – конфигурация Ar

## ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ. №1

7. Разница между одинаковыми и схожими электронными конфигурациями: рассмотрим K, Cr и Rb.

У Калия – 1 электрон на 4s-подуровне, у хрома происходит проскок электрона с 4s-подуровня на 3d и получается, что на внешнем (4s) уровне у него остается 1 электрон – одинаковые электронные конфигурации внешнего уровня.

Рубидий имеет электронную конфигурацию внешнего уровня  $5s^1$ , у него будет сходная конфигурация с калием и хромом, но не одинаковая.

## СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ И ВАЛЕНТНОСТЬ. №3

1. Разновидности степеней окисления (с.о.):

- Высшая = номеру группы (исключения:  $F^0$ ,  $O^{-2}$ , элементы побочных подгрупп I и VIII групп)
- Низшая = «номер группы - 8» (исключения: металлы<sup>0</sup>)
- Промежуточная

2. Постоянные с.о.

- H: +1 гидриды -1 (NaH, BaH<sub>2</sub>)
- O: -2 пероксиды -1 (Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, BaO<sub>2</sub>)
- фториды +1, +2 (OF<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>F<sub>2</sub>)

- F: -1
- IA: +1
- II: +2 Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
- Al: +3 кроме ртути (Hg)
- Zn: +2

NB: O есть у всех!

3. Непостоянные с.о.

- Cl: -1, 0, +1, +3, +4, +5, +7
- P: -3, 0, +1, +3, +5
- Si: -4, 0, +2, +4
- S: -2, -1, 0, +1, +2, +4, +6
- N: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5
- C: -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4
- Fe: 0, +2, +3, +6
- Cr: 0, +2, +3, +6
- Cu: 0, +1, +2
- Mn: 0, +2, +3, +4, +5, +6, +7

4. Определение с.о.: расставьте известные с.о., неизвестную обозначьте за "x", решите и составьте уравнение с учетом того, что сумма всех степеней окисления, умноженных на коэффициенты, равна нулю.  
NaNO<sub>3</sub> – у натрия всегда +1; у кислорода в данном случае -2, тогда:

$$1 + x + 3 \times (-2) = 0; \quad 1 + x - 6 = 0; \quad x = +5.$$

5. Составление формул: при знании зарядов или степеней окисления, можно расставить их в виде нижних индексов по методу "крест-накрест", сокращая при необходимости получившиеся индексы.

6. Валентность – число связей, которыми атом элемента связан с другими атомами, чаще всего численно равна степени окисления, но:

- N имеет максимальную валентность IV, а высшую с.о. +5
- O имеет максимальную валентность III (в CO), а высшую с.о. +2 (OF<sub>2</sub>) – искл
- C в органике всегда IV-валентен
- в простых веществах не равна O (например, N<sub>2</sub> – валентность азота III)
- в-вах с ДА-механизмом (NH<sub>2</sub>Cl – у азота валентность IV)

## ХИМИЧЕСКИЕ СВЯЗИ И ТИПЫ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЕТОК. №4

1. Механизмы образования связей

– Обменный: почти все вещества

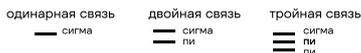


– Донорно-акцепторный: связи NH<sub>4</sub><sup>+</sup> (не NH<sub>3</sub>), RNH<sub>3</sub><sup>+</sup>, O<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, CO, NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, комплексы, соли аминов



2. Виды связей:

- Сигма: любая одинарная связь
- Пи: 1 в двойной связи, 2 в тройной



3. Разновидности связей:

– Металлическая: металлы – Na, Ca, K

– Ковалентная неполярная: простые вещества-неметаллы, органические соединения (C-C), пероксиды (O-O)

Cl<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, S, P, F<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, C, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>, CaC<sub>2</sub>, FeS<sub>2</sub>

– Ковалентная полярная: между двумя разными неМе – HCl, HNO<sub>2</sub>

– Ионная: между Me и неМе, в солях аммония и алкиламмониев – соли, основания, оксиды Me, NaCl, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>O, Fe(OH)<sub>2</sub>, [CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub>]<sup>+</sup>Cl<sup>-</sup>, NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

– Водородная (межмолекулярная): между H и F/O/N –

p-ры H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HF, спирты (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH), фенолы (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH), карбоновые кислоты (CH<sub>3</sub>COOH), первичные (CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub>) и вторичные (CH<sub>3</sub>-NH-CH<sub>3</sub>) амины, аминокислоты (H<sub>2</sub>N-CH<sub>2</sub>COOH)

4. Характеристики связей:

- Длина: растёт с увеличением атомного радиуса атомов
- Прочность: уменьшается с увеличением длины связи
- Полярность: увеличивается с увеличением разницы ЭО
- Энергия: увеличивается с увеличением прочности

5. Типы кристаллических решёток:

– Ионная:

вещества твёрдые, тугоплавкие, нелетучие, часто хорошо растворимые в воде; характерна для в-в с ионными связями: солей, в том числе солей органических кислот (CH<sub>3</sub>COOK) и солей аминов (CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub>Br), оксидов и гидроксидов металлов (Me + неМе)

– Атомная:

вещества твёрдые, нелетучие, тугоплавкие, чаще всего нерастворимые в воде: C (алмаз и графит), SiO<sub>2</sub> (песок, кварц, кремнезём), SiC (карборунд), Si, B, Ge, P (красный и чёрный)

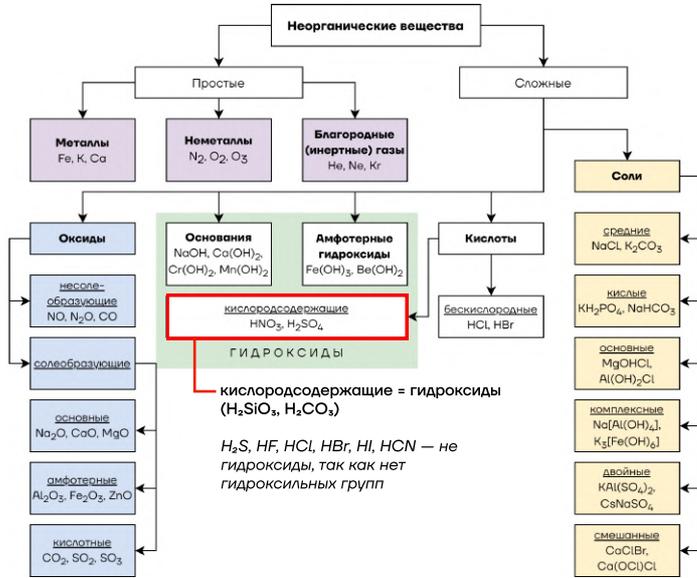
– Металлическая:

в-ва ковкие, пластичные, с металлическим блеском, обладают хорошими тепло- и электропроводностью: Me (Na, Ca, K)

– Молекулярная:

в основном жидкости или газы, хрупкие, легкоплавкие в-ва: все остальные в-в (неМе, кислоты, многих оксидов и т.д.), белый фосфор (P<sub>4</sub>) в твёрдом агрегатном состоянии, фуллерен C<sub>60</sub>

## КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. №5



### Кислоты

#### по силе

- **сильные** = хорошо распадаются на ионы  
HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HI и проч.

- **слабые** = плохо распадаются на ионы  
HF, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и проч.

#### по устойчивости

- **неустойчивые** = разлагаются при н.у.  
H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>

- **устойчивые**  
H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и проч.

#### по основности

основность кислоты отражает то, сколько атомов водорода мы можем в ней заместить

- **одноосновные**  
HCl, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>\* и проч.  
NB: соль H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub> — KH<sub>2</sub>PO<sub>2</sub> — средняя!

- **двухосновные**  
H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>\* и проч.  
NB: соли H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>; K<sub>2</sub>HPO<sub>3</sub> — средняя, а KH<sub>2</sub>PO<sub>3</sub> — кислая!

- **трёхосновные**  
H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

#### Правило Полинга

$nO - mH = a) > 1$  — кислота сильная + HCl, HBr, HI  
б)  $\leq 1$  — кислота слабая + орг. кислоты, HF, H<sub>2</sub>S, HCN

### Основания

#### по силе

- **сильные**  
щёлочи (NaOH, KOH...) и AgOH

- **слабые** (все остальные)  
Fe(OH)<sub>2</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>

#### по устойчивости

- **неустойчивые** = разлагаются при н.у.  
NH<sub>4</sub>OH, AgOH, Hg(OH)<sub>2</sub>

- **устойчивые**  
NaOH, Ba(OH)<sub>2</sub> и проч.

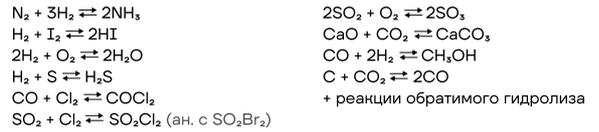
## КЛАССИФИКАЦИЯ РЕАКЦИЙ В НЕОРГАНИКЕ. №17

1. По характеру процесса: *соединения, разложения, замещения* (A + BC = AB + C), *обмена* (AB + CD = AC + BD)

2. По изменению степеней окисления: *окислительно-восстановительные* (ОВР) и *неОВР*

3. По обратимости: *обратимые* и *необратимые*

Список обратимых реакций:

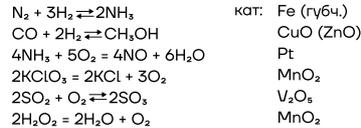


4. По смешиваемости реагентов: *гомогенные* (газ + газ, жидкость + жидкость) и *гетерогенные* (жидкость/газ + твёрдое в-во, тв + тв)

5. По тепловому эффекту: *экзотермические* (почти все реакции замещения, обмена, соединения, **кроме синтеза NO, CO, HI**) и *эндотермические* (реакции разложения, **кроме разложения HI, CO, NO, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>**)

6. По наличию катализатора: *каталитические* (синтез NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, многие органические реакции) и *некаталитические*

Список каталитических реакций:

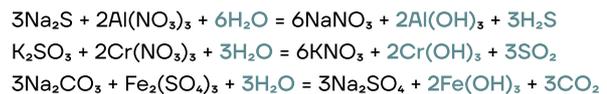


## ГИДРОЛИЗ И СРЕДА РАСТВОРА. №21

	сильное основание	слабое основание
слабая кислота	<p><b>ГИДРОЛИЗ ПО АНИОНУ</b></p> <p>соль образована сильным основанием и слабой кислотой</p> <p>среда — щелочная (pH &gt; 7) NaHS, NaHCO<sub>3</sub>, NaHSO<sub>3</sub> — слабощелочная</p> <p><math>K_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons KHCO_3 + KOH</math> (реакция обратима!)</p>	<p><b>ГИДРОЛИЗ ПО КАТИОНУ И АНИОНУ</b></p> <p>соль образована слабым основанием и слабой кислотой</p> <p>среда — нейтральная (pH = 7)</p> <p><math>Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2S</math> (полный гидролиз!)</p>
сильная кислота	<p><b>ГИДРОЛИЗ НЕ ПОДВЕРГАЕТСЯ</b> 🧑🏻</p> <p>соль образована сильным основанием и сильной кислотой</p> <p>среда — нейтральная (pH = 7)</p> <p>NaCl - гидролиз не идёт</p>	<p><b>ГИДРОЛИЗ ПО КАТИОНУ</b></p> <p>соль образована слабым основанием и сильной кислотой</p> <p>среда — кислая (pH &lt; 7) NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, NaHSO<sub>4</sub> — кислая среда</p> <p><math>Al_2(SO_4)_3 + 2H_2O = 2AlOHSO_4 + H_2SO_4</math> (реакция обратима!)</p>

слаб. анион / слаб. катион	S <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Al <sup>3+</sup>	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> (SO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>
Fe <sup>3+</sup>	—	Fe <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	—
Cr <sup>3+</sup>	Cr <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Cr <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>

⚠️ Проверк в случае сульфидов/сульфита Fe<sup>3+</sup> будет намекать на ОВР!



### Гидролиз бинарных соединений:

- Щелочной: Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub> + 6H<sub>2</sub>O = 3Ca(OH)<sub>2</sub> + 2NH<sub>3</sub>
- Кислотный: Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub> + 8HCl = 3CaCl<sub>2</sub> + 2NH<sub>4</sub>Cl

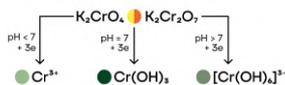
#### Правило Полинга

$nO - mH = a) > 1$  — кислота сильная + HCl, HBr, HI, HSCN  
б)  $\leq 1$  — кислота слабая + орг. кислоты, HF, H<sub>2</sub>S, HCN

**NB:** Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, AgOH\* — сильные основания

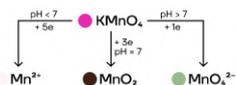
# ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. №19 И №29

1. Окислитель: +e, восстанавливается  
Восстановитель: -e, окисляется



## 2. Типичные окислители:

- галогены:  $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^-$
- озон:  $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2$
- кислород:  $\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}^{2-}$
- конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : чаще всего до  $\text{SO}_2$  (с акт Me, KI, NaI, HI — до  $\text{H}_2\text{S}$ )
- конц.  $\text{HNO}_3$ : чаще всего до  $\text{NO}_2$  (с акт Me — до  $\text{N}_2\text{O}$ )
- разб.  $\text{HNO}_3$ : чаще всего до  $\text{NO}$  (с акт Me — до  $\text{N}_2$ )
- оч. разб.  $\text{HNO}_3$ : с акт Me до  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
- $\text{H}_2\text{O}_2$ : до  $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}^{+3}$ : до  $\text{Fe}^{+2}$
- $\text{HClO}/\text{HClO}_2/\text{HClO}_3/\text{HClO}_4$ : до  $\text{HCl}$
- $\text{HIO}_3$ : до  $\text{I}_2$
- Me(акт)NO<sub>3</sub>: до MeNO<sub>2</sub> (с [H] — до  $\text{NH}_3$ )
- оксиды азота: до  $\text{N}_2$

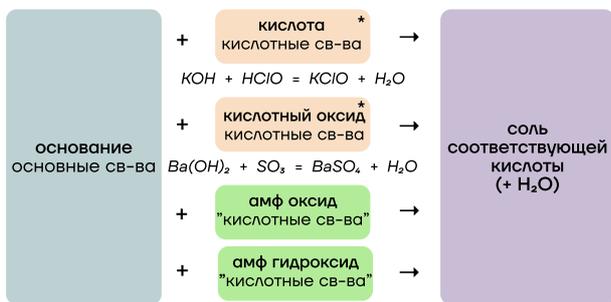


## 3. Типичные восстановители:

- металлы: до  $\text{Me}^{n+}$
- $\text{H}_2\text{O}_2$ : до  $\text{O}_2$
- сульфиты и нитриты: до сульфатов и нитратов
- $\text{P}/\text{PCl}_3/\text{PH}_3/\text{P}_2\text{O}_3$ : до  $\text{P}_2\text{O}_5$  (в расплаве) или  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (в растворе)
- $\text{H}_2\text{S}$ : до S (с сильными окислителями или при сжигании в нед.  $\text{O}_2$ ) или до  $\text{SO}_2$  (при сжигании в изб.  $\text{O}_2$ )
- йодиды/бромиды и HI/HBr: до  $\text{I}_2/\text{Br}_2$
- $\text{NH}_3$ : до  $\text{N}_2$  (с сильными окислителями и при сжигании) или до  $\text{NO}$  (при каталитическом окислении)
- $\text{H}_2$ , CO, C: до  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ , CO (с оксидами Me и неMe)
- $\text{Fe}^{+2}$ : до +3
- $\text{Cr}^{+2}$ ,  $\text{Mn}^{+2}$ : см. две схемы выше

## ОСНОВАНИЯ

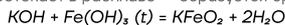
ОКВ:



реакция протекает в растворе → образуется комплексная соль



реакция протекает в расплаве → образуется средняя соль

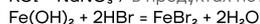


РИО:

- реагенты должны быть растворимы (искл: реакции с растворимыми кислотами);
- в продуктах должен быть газ, осадок, вода или другой слабый электролит.



KCl + NaNO<sub>3</sub> ≠ в продуктах нет газа/осадка/слабого электролита

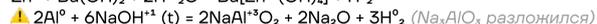
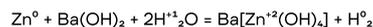


один из реагентов нерастворим, но кислоте «под силу» растворить любой нерастворимый гидроксид

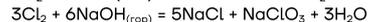
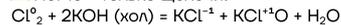
⚠ Если в продуктах образуется AgOH или Hg(OH)<sub>2</sub>, сразу раскладываем их на оксид и воду, а NH<sub>4</sub>OH — на NH<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>O.

⚠ Не забывайте смотреть, не реагируют ли у вас продукты с реагентами.

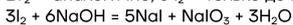
ОВР с простыми веществами — Li P S Si Na I, Al, Zn, Be



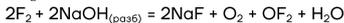
⚠ НеMe + только щелочи!



• Br<sub>2</sub> — аналогично, с I<sub>2</sub> — только до иодата:



• с F<sub>2</sub>:



# ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВОВ И РАСТВОРОВ. №20

1. Электролиз расплава: из чего состоит, то и получается  
 $2\text{NaBr}$  (расплав, эл. ток) =  $2\text{Na} + \text{Br}_2$

2. Электролиз раствора:

Катодные процессы:

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al

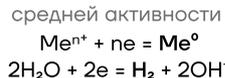


Анодные процессы:

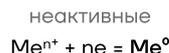
- При нахождении на аноде кислородсодержащего аниона (или F<sup>-</sup>!) происходит окисление воды и выделяется кислород:  
 $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2^0 + 4\text{H}^+$
- Если на аноде — бескислородный анион (например, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>), то на аноде выделяется сам неметалл:  
 $\text{неMe}^{n-} - ne = \text{неMe}^0$

- Если анион органических кислот, то радикал удваивается R-R и выделяется углекислый газ CO<sub>2</sub>

Mn Cr Zn Fe Cd Co Ni Sn Pb



Sb Bi Cu Hg Ag Pd Pt Au



Примеры:

- $\text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{р-р, эл. ток})} = \text{H}_2 + \text{S} + 2\text{KOH}$
- $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{р-р, эл. ток})} = 2\text{Cu} + \text{O}_2 + 4\text{HNO}_3$
- $2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOK} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{р-р, эл. ток})} = \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + 2\text{CO}_2 + \text{H}_2 + 2\text{KOH}$
- $\text{K}_2\text{SO}_4_{(\text{р-р, эл. ток})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{эл. ток})} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

## ОКСИДЫ

несолеобразующие  
 $\text{NO}, \text{N}_2\text{O}, \text{CO}, \text{SiO}, \text{S}_2\text{O}$

- CO — хороший восстановитель  
 $\text{CO} + \text{P}_2\text{O}_5 = \text{CO}_2 + \text{P}$   
 $\text{CO} + \text{CuO} = \text{Cu} + \text{CO}_2$   
**NB:** CO не сможет вытеснить восстановитель из оксидов очень активных металлов

- $\text{N}_2\text{O}, \text{NO}$  — хорошие ок-ли  
 $\text{NO} + \text{Cu} = \text{N}_2 + \text{CuO}$

ПОЧТИ НИ С КЕМ НЕ РЕАГИРУЮТ

## ОСНОВНЫЙ ОКСИД

+ ВОДА = ЩЕЛОЧЬ:

- NB:** с водой реагируют только оксиды щел и щ/з ME  
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$   
 $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} = \text{не идёт}$

ОНВ

+ КИСЛОТА = СОЛЬ + ВОДА

\*Если в избытке вещество с кислотными свойствами в продуктах — кислая соль  
 $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

+ КИСЛОТНЫЙ ОКСИД = СОЛЬ

**NB:** нерастворимые оксиды ME не реагируют с газообразными HO

$\text{CuO} + \text{SO}_2 = \text{не идёт}$

$\text{BaO} + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3$

+ АМФ ОКСИД/ГИДРОКСИД = СОЛЬ

В расплаве — средняя соль, а в растворе — комплекс.

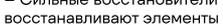
$\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2$

$\text{K}_2\text{O} + \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

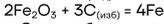
**NB:** с амфотерной взаимодействуют только соединения активных щел и щ/з ME

ОВР

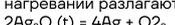
— Сильные восстановители восстанавливают элементы из их оксидов



— Оксиды благородных ME и ртути при нагревании разлагаются до чистых веществ



— Кислород окисляет низшие оксиды в высшие



## АМФОТЕРНЫЙ ОКСИД

+ ВОДА = РЕАКЦИЯ НЕ ИДЁТ

+ ЩЕЛОЧЬ/ОСНОВНЫЙ ОКСИД = СОЛЬ (+ ВОДА) см. "основный оксид"

+ КИСЛОТА/КИСЛОТНЫЙ ОКСИД = СОЛЬ (+ ВОДА) см. "кислотный оксид"

**NB:** с нерастворимыми оксидами Me не реагируют газообразные кислотные:



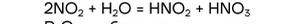
солеобразующие

основные  $\text{Me}^{+1+2}\text{O}^{-2}$  кроме  
амфотерные  $\text{Me}^{+3+4}\text{O}^{-2}$  + ZnO, BeO, SnO, PbO  
кислотные  $\text{Me}^{+5+6+7}\text{O}^{-2}$  неMeO<sup>-2</sup>

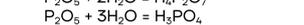
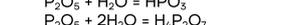
## КИСЛОТНЫЙ ОКСИД

+ ВОДА = КИСЛОТА

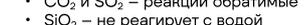
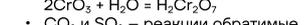
• NO<sub>2</sub> и ClO<sub>2</sub> диспропорционируют



• P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> — образует три кислоты



• CrO<sub>3</sub> — две кислоты



• CO<sub>2</sub> и SO<sub>2</sub> — реакции обратимые

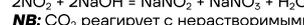
• SiO<sub>2</sub> — не реагирует с водой

ОКВ

+ ОСНОВАНИЕ = СОЛЬ + ВОДА

**NB:** помните про избыток и недостаток

• NO<sub>2</sub> и ClO<sub>2</sub> диспропорционируют

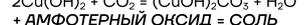


**NB:** CO<sub>2</sub> реагирует с нерастворимыми

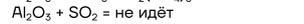
Cu(OH)<sub>2</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>

образованием основной соли и воды

С другими нерастворимыми гидроксидами не реагирует!



+ АМФОТЕРНЫЙ ОКСИД = СОЛЬ



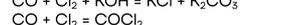
Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + SO<sub>2</sub> = не идёт

**ОСОБОЕ СВОЙСТВО P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**

Отнимает воду у безводных летучих кислот



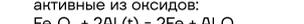
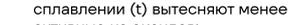
ОВР



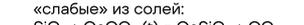
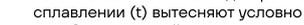
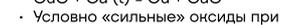
## ОБЩИЕ СВОЙСТВА

### ВЫТЕСНЕНИЕ (ОБЩЕЕ)

• Более активные металлы при сплавлении (t) вытесняют менее активные из оксидов:

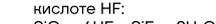


• Условно «сильные» оксиды при сплавлении (t) вытесняют условно «слабые» из солей:



### ОСОБЫЕ СВ-ВА ОКСИДОВ

• Растворение SiO<sub>2</sub> в плавиковой кислоте HF:



## ОСНОВАНИЯ

### ТЕРМИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ ОСНОВАНИЙ:

гидроксид → гидро + оксид  
(H<sub>2</sub>O) соответствующий

▲ Единственным растворимым основанием, которое может разлагаться при нагревании, является LiOH  
Cu<sup>2+</sup>(OH)<sub>2</sub> (t) = Cu<sup>2+</sup>O + H<sub>2</sub>O  
2LiOH (t) = Li<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O  
▲ AgOH и Hg(OH)<sub>2</sub> являются крайне неустойчивыми соединениями и разлагаются БЕЗ НАГРЕВАНИЯ!

### ОСОБЫЕ РЕАКЦИИ:

– окисление Fe(OH)<sub>2</sub> (ржавление, коррозия):  
4Fe<sup>2+</sup>(OH)<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O = 4Fe<sup>3+</sup>(O<sup>2-</sup>H)<sub>3</sub>  
– CO + NaOH (t) = HCOONa

### ОКРАШИВАНИЕ ИНДИКАТОРОВ

Только растворимые основания окрашивают индикаторы:  
фф – малиновый, лакмус – синий, метилоранж – жёлтый

## КИСЛОТЫ

### ОКВ:

+ ЩЕЛОЧЬ/ОСНОВНЫЙ ОКСИД = СОЛЬ + ВОДА  
KOH + H<sub>2</sub>S<sub>(изб)</sub> = KHS + H<sub>2</sub>O

+ АМФ. ГИДРОКСИД/ОСНОВНЫЙ ОКСИД = СОЛЬ + ВОДА

Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 6HCl = 2FeCl<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub>O  
▲ SiO<sub>2</sub> + 4HF = SiF<sub>4</sub> + 2H<sub>2</sub>O

### РИО:

Кислоты способны растворять нерастворимые вещества, НО НЕ ВСЕ!

– из нерастворимых веществ они могут растворять любые гидроксиды и некоторые соли: CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, S<sup>2-</sup>

▲ HgS, PbS, CuS, Ag<sub>2</sub>S, CdS не растворяются в кислотах

### РЕАКЦИИ ВЫТЕСНЕНИЯ:

- Металлы, стоящие до водорода в ряду активности, вытесняют водород из кислот-неокислителей  
Zn + 2HCl = ZnCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>  
Cu + HCl ≠
- Более сильные кислоты вытесняют менее сильные из их солей  
CH<sub>3</sub>COOK + HBr = CH<sub>3</sub>COOH + KBr  
▲ Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O = Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>
- Более активные галогены вытесняют менее активные и серу из кислот  
Br<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>S = 2HBr + S  
I<sub>2</sub> + HBr ≠

### «РАЗРУШЕНИЕ» КИСЛОТАМИ СОЛЕЙ С «АМФОТЕРНЫМИ» МЕТАЛЛАМИ В АНИОНЕ

Na[Al(OH)<sub>4</sub>] + HCl<sub>(изб)</sub> = NaCl + Al(OH)<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O (при избытке кислоты будет образовываться хлорид алюминия)  
Na<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>SO<sub>4(изб)</sub> = Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + ZnSO<sub>4</sub> + 2H<sub>2</sub>O

### ТЕРМИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ КИСЛОТ

H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> (t) = H<sub>2</sub>O + SiO<sub>2</sub>  
Угльная H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и сернистая H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> – крайне неустойчивые кислоты, они разлагаются БЕЗ НАГРЕВАНИЯ!

## АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

### ОКВ:

+ КИСЛОТА = СОЛЬ + ВОДА  
Al(OH)<sub>3</sub> + 3HCl = AlCl<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub>O

+ КИСЛОТНЫЙ ОКСИД = СОЛЬ + ВОДА

▲ только с CO<sub>2</sub>, напоминаю: CO<sub>2</sub> реагирует с нерастворимыми Cu(OH)<sub>2</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub> с образованием основной соли и воды  
С другими нерастворимыми гидроксидами не реагирует!

+ ЩЕЛОЧЬ/ОСНОВНЫЙ ОКСИД = СОЛЬ (+ ВОДА)

▲ Только с соединениями щел и щ/з Me.  
В расплаве – средняя соль, в растворе – комплекс.  
Al(OH)<sub>3</sub> + NaOH = Na[Al(OH)<sub>4</sub>]  
2Al(OH)<sub>3</sub> + Na<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O = 2Na[Al(OH)<sub>4</sub>]

▲ слабое + слабое = реакция не идёт чаще всего

Cr(OH)<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>S ≠

### ТЕРМИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ ОСНОВАНИЙ:

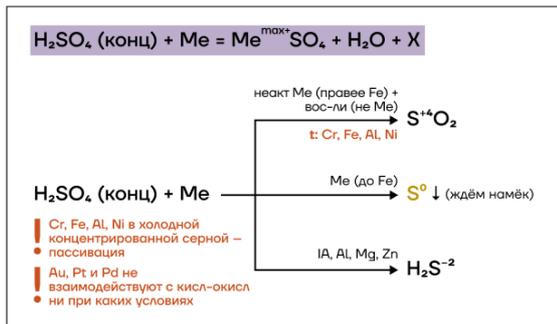
гидроксид → гидро + оксид: Zn(OH)<sub>2</sub> (t) = ZnO + H<sub>2</sub>O  
(H<sub>2</sub>O) соответствующий

### РИО:

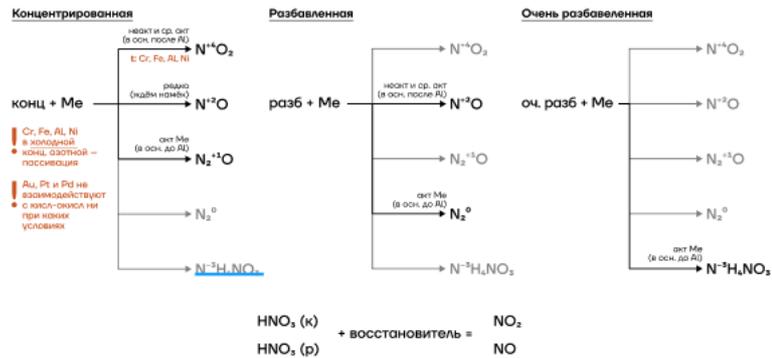
Нерастворимые гидроксиды могут растворяться в кислотах:

Zn(OH)<sub>2</sub> + 2HNO<sub>3</sub> = Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O

Zn(OH)<sub>2</sub> нерастворим, но кислоте «под силу» его растворить!



### HNO<sub>3</sub> + Me = Me<sup>max+</sup>NO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O + X



## СОЛИ

средние кислые основные комплексные двойные смешанные  
Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> Ca(HS)<sub>2</sub> CaOHBr Na<sub>2</sub><sup>-</sup>[Zn(OH)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup> «ДвойКА» Co<sup>2+</sup>Cl<sup>-</sup>Br<sup>-</sup>  
▲ KN<sub>2</sub>PO<sub>2</sub>  
▲ K<sub>2</sub>HPO<sub>3</sub>  
K<sup>+</sup>Na<sup>+</sup>(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub><sup>-</sup>

### РЕАКЦИИ ВЫТЕСНЕНИЯ:

- Более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей  
Zn + MnCl<sub>2</sub> ≠ цинк «слабее» марганца, не вытесняет его из соли  
Fe + Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> = Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + Cu железо «сильнее» меди, вытесняет её из соли
- Условно «сильные» оксиды вытесняют «слабые» из солей при сплавлении (t)  
Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> (t) = 2KFeO<sub>2</sub> + SO<sub>2</sub>
- Более сильные кислоты вытесняют менее сильные из их солей  
Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>S = 2NaHS + H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>

▲ Особое свойство H<sub>2</sub>S: несмотря на то, что сероводородная кислота слабая, она способна вытеснять даже сильные кислоты из растворов солей Ag<sup>+</sup>, Pb<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Cd<sup>2+</sup>, Hg<sup>2+</sup>:

▲ HgS, PbS, CuS, Ag<sub>2</sub>S, CdS не растворяются в кислотах



### РИО:

Реагенты должны быть растворимы!

За исключением реакции растворения нерастворимой соли в растворимой кислоте (помни про 5 сульфидов, см. выше)

CH<sub>3</sub>COONa + HNO<sub>3</sub> = CH<sub>3</sub>COOH + NaNO<sub>3</sub>

▲ 4NaOH(изб) + Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> = 3NaNO<sub>3</sub> + Na[Al(OH)<sub>4</sub>]

щёлочь в избытке → образующийся амф. гидроксид растворяется в ней:

Al(OH)<sub>3</sub> + NaOH = Na[Al(OH)<sub>4</sub>]

▲ NH<sub>4</sub>Cl + KNO<sub>2</sub> (t) = N<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O + KCl

в продуктах образуется неустойчивое соединение, разлагающееся при лёгком нагревании:  
NH<sub>4</sub>NO<sub>2</sub> (t) = N<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O

• кислая соль + щелочь = средняя соль (при изб. щелочи в продуктах увидим щелочь с другим катионом!)

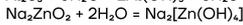
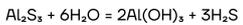
2NaHCO<sub>3</sub> + 2KOH = Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>O

KHCO<sub>3</sub> + Ba(OH)<sub>2(изб)</sub> = BaCO<sub>3</sub> + KOH + H<sub>2</sub>O

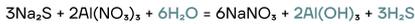
• основная соль + кислота = средняя соль (при изб. кислоты может быть кислая)  
(Cu(OH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + 4HNO<sub>3</sub> = 2Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + CO<sub>2</sub> + 3H<sub>2</sub>O

## СОЛИ

### ГИДРОЛИЗ

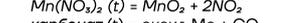
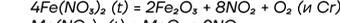
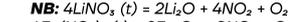


**NB:** может быть совместный гидролиз!



### РАЗЛОЖЕНИЕ СОЛЕЙ

нитраты: до Mg – нитрит + кислород, от Mg до Cu – оксид Me + NO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub>, после Cu – Me + NO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub>



карбонат (t) = оксид Me + CO<sub>2</sub>

гидрокарбонат (t) = карбонат Me + CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O

**NB:** Карбонаты щел. Me не разлагаются, кроме лития!

Карбонаты серебра и ртути – до простых веществ

сульфат (t) = оксид Me + SO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub>

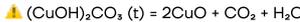
**NB:** Сульфаты щел. Me не разлагаются

Сульфаты серебра и ртути – до простых веществ

сульфит (t) = MeS + MeSO<sub>4</sub>

гидросульфит (t) = MeSO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O + SO<sub>2</sub>

комплекс (t) = средняя соль + вода

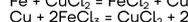


## МЕТАЛЛЫ

### ME + СОЛЬ БОЛЕЕ СЛАБОГО ME = НОВАЯ СОЛЬ + НОВЫЙ ME

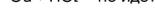
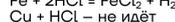
**NB:** – с участием щел и ш/з металлов такие реакции протекают только в расплаве

– не забудьте о возможности протекания более сложной ОВР



### ME ДО H<sub>2</sub> + КИСЛОТА-НЕОКИСЛИТЕЛЬ = СОЛЬ ME В НИЗШЕЙ С.О. + ВОДОРОД

**NB:** щел и ш/з Me – только в расплаве.

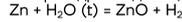


### ME + ВОДА

С щел и ш/з Me – гидроксид и водород; с металлами от Al до H<sub>2</sub> – оксид и вода (t), после водорода – не реагируют с водой

**NB:** Fe – железная окалина, Al (только при снятии оксидной плёнки) при нагревании

– обр. гидроксид и водород, Mg – только при кипячении, Be – не реагирует



### ME + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ

С кислород металлы образуют оксид.

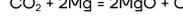
**NB:** Li – оксид, Na – пероксид, K и остальные щел Me – надпероксиды (супероксиды),

Fe – железная окалина



### ME + ОКСИД = ВОССТАНОВЛЕНИЕ МЕТАЛЛА ИЗ ОКСИДА

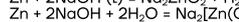
Восстановители: Al, Mg, Ca.



### АМФ ME + ЩЁЛОЧЬ = СОЛЬ + ВОДОРОД

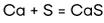
В растворе – комплексная соль, в расплаве – средняя

**NB:** в ЕГЭ эти реакции идут только с участием цинка и алюминия



## НЕМЕТАЛЛЫ

### + ME = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



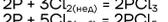
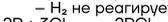
### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ

Окислителем здесь выступает (т.е. понижает с.о.) тот НЕМЕ, ЭО которого выше.

**NB:** – NaI не взаимодействуют с

кислородом, кроме фтора

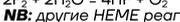
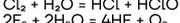
– H<sub>2</sub> не реагирует с Si и P



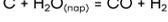
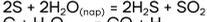
### НЕМЕ + ВОДА

Галогены (кроме фтора) в воде

диспропорционируют.

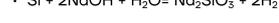
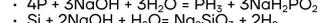
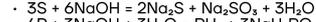
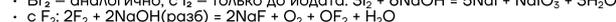
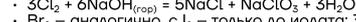
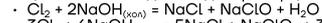


**NB:** другие НЕМЕ реагируют с водяным паром



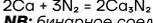
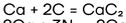
### НЕМЕ + ЩЁЛОЧЬ

Чаще всего наблюдается диспропорционирование.

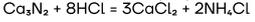
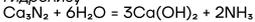


## ЩЕЛОЧНО-ЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ, Be, Mg

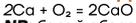
### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



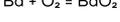
**NB:** бинарное соединение подвергается гидролизу



### + КИСЛОРОД = ОКСИД



**NB:** барий образует пероксид



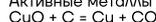
### + КИСЛОТА-НЕОКИСЛИТЕЛЬ = СОЛЬ + H<sub>2</sub>



### НЕМЕ + ОКСИД

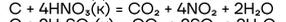
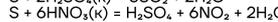
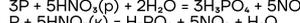
С и H<sub>2</sub> при нагревании восстанавливают металлы и неметаллы из их оксидов

Активные металлы так не получают!



### НЕМЕ + КИСЛОТА-ОКИСЛИТЕЛЬ

НЕМЕ – до высшей с.о.

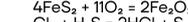
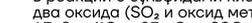


### НЕМЕ + СОЛЬ = ОВР

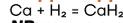
**NB:**

• более сильные галогены вытесняют более слабые и СЕРУ из солей.

• в реакции с сульфидами кислород даёт два оксида (SO<sub>2</sub> и оксид металла).

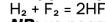


### ВОДОРОД + МЕТАЛЛ = ГИДРИД



**NB:** только с щел и ш/з Me

### ВОДОРОД + НЕМЕТАЛЛ

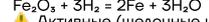


**NB:** не реагирует с P и Si

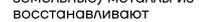
## ВОДОРОД

### ВОДОРОД + ОКСИД

восстановление из оксида

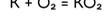
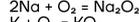
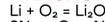


▲ Активные (щелочные и щелочно-земельные) металлы из оксидов не восстанавливают



## ЩЕЛОЧНЫЕ ME

### + КИСЛОРОД

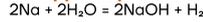


### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ

**NB:** литий реагирует с азотом при комнатной температуре.

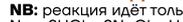


### + ВОДА = ЩЁЛОЧЬ + ВОДОРОД



### + КИСЛОТА-НЕОКИСЛИТЕЛЬ = СОЛЬ + ВОДОРОД

**NB:** реакция идёт только в расплаве.

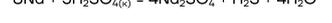


### + КИСЛОТА-ОКИСЛИТЕЛЬ

**NB:** – с серной конц – H<sub>2</sub>S

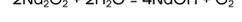
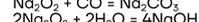
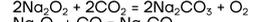
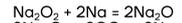
– с азотной конц – N<sub>2</sub>O

– с азотной разб – NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>



### ПЕРОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ ME

в уме можно представить их как «оксид + кислород»



## ЖЕЛЕЗО

● FeO (H)

чёрный

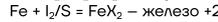
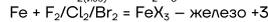
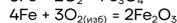
● Fe(OH)<sub>2</sub> (H)

зелёный

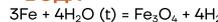
● соли Fe<sup>3+</sup>

жёлто-бурый

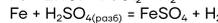
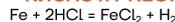
### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



### + ВОДА



### + КИСЛОТА-НЕОКИСЛИТЕЛЬ = +2



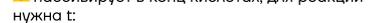
### + КИСЛОТА-ОКИСЛИТЕЛЬ = +3

**NB:** – с серной конц – SO<sub>2</sub>

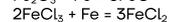
– с азотной конц – NO<sub>2</sub>

– с азотной разб – NO

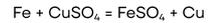
▲ пассивирует в конц кислотах, для реакции нужна t:



### + ОВР С ЖЕЛЕЗОМ



### + СОЛЬ менее активного металла



## АЛЮМИНИЙ

**ПОЛУЧЕНИЕ:** электролизом Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> в расплавленном криолите Na<sub>3</sub>[AlF<sub>6</sub>].

### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



### + КИСЛОТА-НЕОКИСЛИТЕЛЬ = СОЛЬ + H<sub>2</sub>



### + КИСЛОТА-ОКИСЛИТЕЛЬ

**NB:** – с серной конц – H<sub>2</sub>S

– с азотной конц – NO<sub>2</sub>

– с азотной разб – NO

▲ пассивирует в конц кислотах, для реакции нужна t:



### + ВОДА = ГИДРОКСИД + ВОДОРОД

**NB:** только при нагревании (при снятии оксидной плёнки):



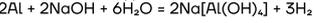
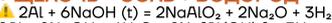
### + ОКСИД = ВОССТАНОВЛЕНИЕ ЭЛЕМЕНТА



### + СОЛЬ = НОВАЯ СОЛЬ + НОВЫЙ ME

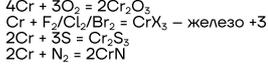


### + ЩЁЛОЧЬ = СОЛЬ + ВОДОРОД

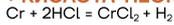


## ХРОМ

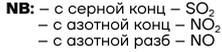
### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



### + КИСЛОТА-НЕОКИСЛИТЕЛЬ = +2

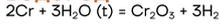


### + КИСЛОТА-ОКИСЛИТЕЛЬ = +3

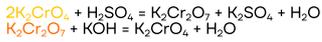


▲ пассивирует в конц кислотах, для реакции нужна t:  
 $Cr + 6HNO_{3(конц)}(t) = Cr(NO_3)_3 + 3H_2O + 3NO_2$

### + ВОДА = ОКСИД ХРОМА + ВОДОРОД



Переходы из хроматов в дихроматы – это неОВР! Хроматы – **жёлтые** – устойчивы в щелочной среде. Дихроматы – **оранжевые** – устойчивы в кислой среде

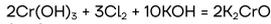
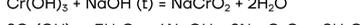
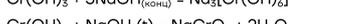
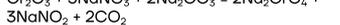
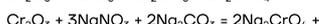
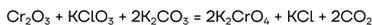


### ● Cr<sup>3+</sup> соли хрома (III)

синий → зелёный

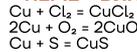
### + ОВР и ОБРАЗОВАНИЕ ХРОМАТОВ:

+ хлорат/нитрат/пероксид/галоген + щёлочь = хромат



## МЕДЬ

### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ

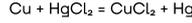


### + КИСЛОТА-НЕОКИСЛИТЕЛЬ = РЕАКЦИЯ НЕ ИДЁТ

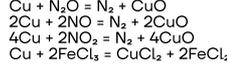
### + КИСЛОТА-ОКИСЛИТЕЛЬ



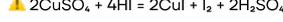
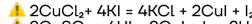
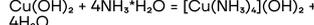
### + СОЛЬ МЕНЕЕ КРУТОГО МЕ = НОВАЯ СОЛЬ + НОВЫЙ МЕ



### + ОКИСЛИТЕЛЬ = ОВР

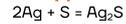


### + ОБРАЗОВАНИЕ КОМПЛЕКСОВ



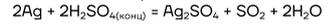
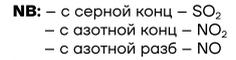
## СЕРЕБРО

### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ

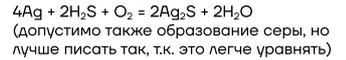


### + КИСЛОТА-НЕОКИСЛИТЕЛЬ = РЕАКЦИЯ НЕ ИДЁТ

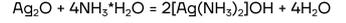
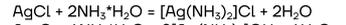
### + КИСЛОТА-ОКИСЛИТЕЛЬ



### + ОВР С СЕРЕБРОМ

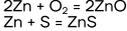


### + ОБРАЗОВАНИЕ КОМПЛЕКСОВ



## ЦИНК

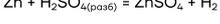
### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



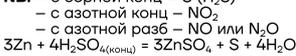
### + ВОДА = ОКСИД + ВОДОРОД



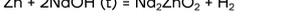
### + КИСЛОТА-НЕОКИСЛИТЕЛЬ



### + КИСЛОТА-ОКИСЛИТЕЛЬ



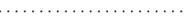
### + ЩЁЛОЧЬ = СОЛЬ + ВОДОРОД



### + СОЛЬ МЕНЕЕ КРУТОГО МЕ = НОВАЯ СОЛЬ + НОВЫЙ МЕ



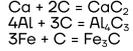
### + ОВР С ЦИНКОМ



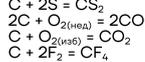
## УГЛЕРОД

Аллотропные модификации: графит, алмаз, феллерен, карбин.

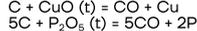
### + МЕ = КАРБИД МЕТАЛЛА



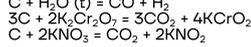
### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



### + ОКСИД = ВОССТАНОВЛЕНИЕ ИЗ ОКСИДА

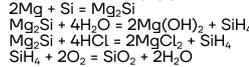


### + ОВР С УГЛЕРОДОМ

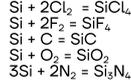


## КРЕМНИЙ

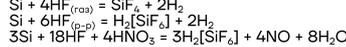
### + МЕ = СИЛИЦИД МЕТАЛЛА



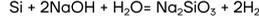
### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



### + ПЛАВИКОВАЯ КИСЛОТА



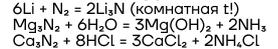
### + ЩЁЛОЧЬ



▲ Кремний растворяется либо в плавиковой кислоте, либо в смеси конц. азотной и плавиковой кислот

## АЗОТ

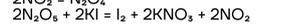
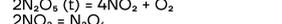
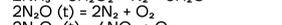
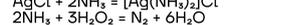
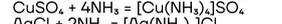
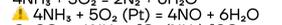
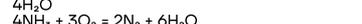
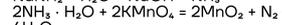
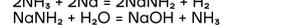
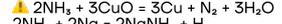
### + МЕ = НИТРИД МЕТАЛЛА



### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



### ОВР

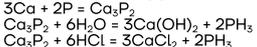


## ФОСФОР

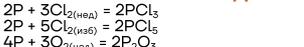
### Получение:



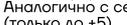
### + МЕ = ФОСФИД МЕТАЛЛА



### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



Аналогично с серой, бромом и фтором (только до +5)



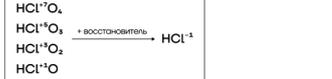
### + ЩЁЛОЧЬ



### + КИСЛОТА-ОКИСЛИТЕЛЬ

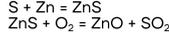


### + ОВР С ФОСФОРОМ

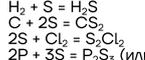


## СЕРА

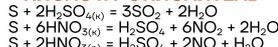
### + МЕ = СУЛЬФИД МЕТАЛЛА



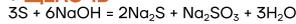
### + НЕМЕ = БИНАРНОЕ СОЕДИНЕНИЕ



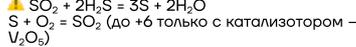
### + КИСЛОТА-ОКИСЛИТЕЛЬ



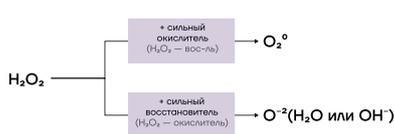
### + ЩЁЛОЧЬ



### + ОВР С СЕРОЙ



Если в задании подразумеваются другие продукты, то об этом обязательно скажут

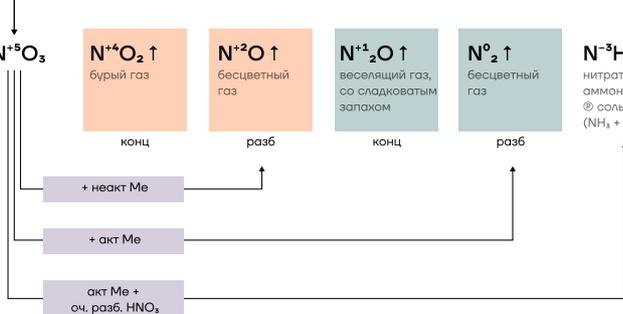


чем активнее Me, тем дальше сдвигается CO →

чем больше разбавлена кислота, тем дальше сдвигается CO →

× Au, Pt, Pd не реагируют ни при каких условиях

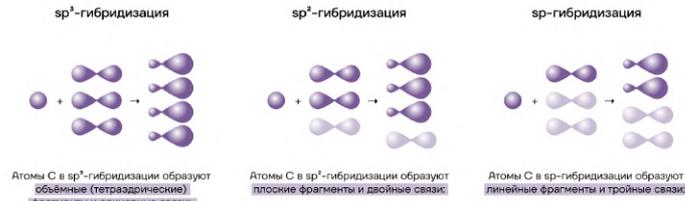
пассивация Cr, Fe, Al, Ni в холодной кислоте



1 - мет-  
2 - эт-  
3 - проп-  
4 - бут-  
5 - пент-  
6 - гекс-  
7 - гепт-  
8 - окт-  
9 - нон-  
10 - дек-

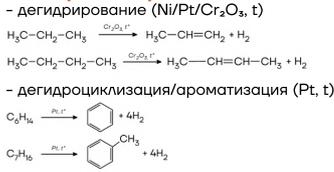
CH III  
Cn H 2n+2  
Cn H 2n

Алканы	$C_nH_{2n+2}$	Альдегиды	$C_nH_{2n+2}CO$
Циклоалканы	$C_nH_{2n}$	Кетоны	$C_nH_{2n}CO$
Алкены	$C_nH_{2n}$	Карбоновые кислоты	$C_nH_{2n}O_2$
Алкадиены	$C_nH_{2n-2}$	Простые эфиры	$C_nH_{2n+2}O$
Алкины	$C_nH_{2n-2}$	Сложные эфиры	$C_nH_{2n}O_2$
Арены	$C_nH_{2n-6}$	Амины	$C_nH_{2n+3}N$
Спирты	$C_nH_{2n+2}O$	Аминокислоты	$C_nH_{2n+1}NO_2$
Фенолы	$C_nH_{2n-6}O$	Нитросоединения	$C_nH_{2n+1}NO_2$



## СВОЙСТВА АЛКАНОВ

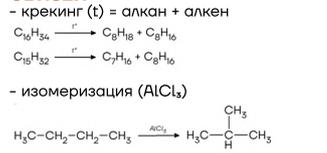
### РЕАКЦИИ ОТЩЕПЛЕНИЯ



### РЕАКЦИИ ЗАМЕЩЕНИЯ



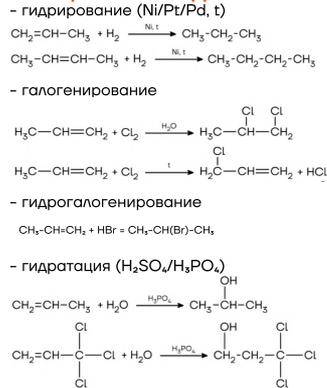
### РЕАКЦИИ С РАЗРЫВОМ C-C СВЯЗЕЙ



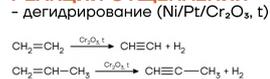
### КАТ ОКИСЛЕНИЕ: метан - до CH<sub>3</sub>OH/НСНО/НСООН, бутан - до 2CH<sub>3</sub>COOH

## СВОЙСТВА АЛКЕНОВ

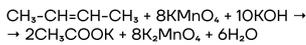
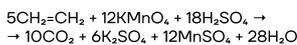
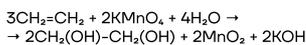
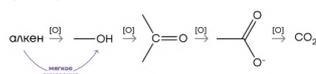
### РЕАКЦИИ ПРИСОЕДИНЕНИЯ



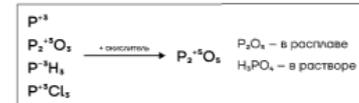
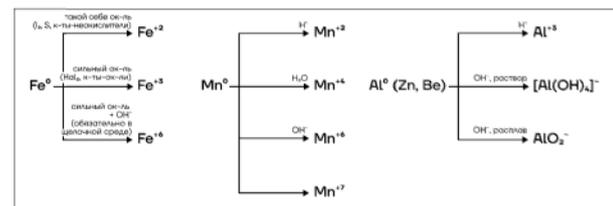
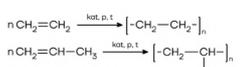
### РЕАКЦИИ ОТЩЕПЛЕНИЯ



### ОКИСЛЕНИЕ



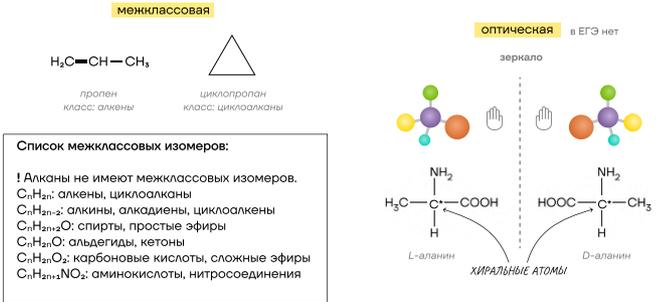
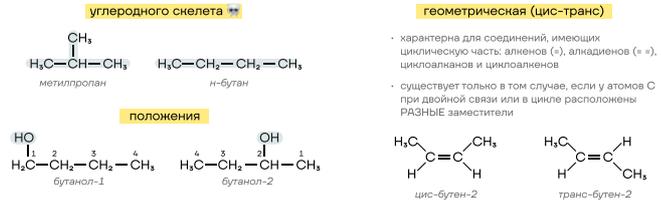
### РЕАКЦИИ ПОЛИМЕРИЗАЦИИ



## Изомерия

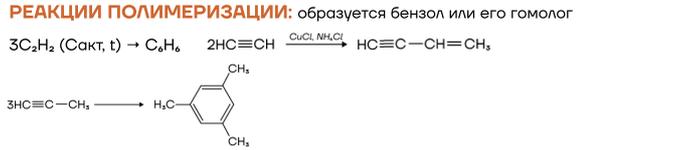
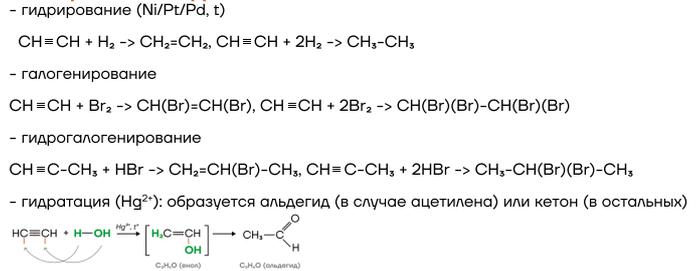
**структурная**  
определяется по структурным формулам в-в

**пространственная**  
определяется по формулам в-в в пространстве

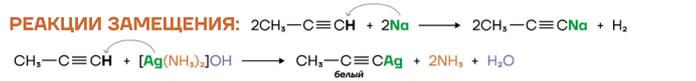


## СВОЙСТВА АЛКИНОВ

### РЕАКЦИИ ПРИСОЕДИНЕНИЯ

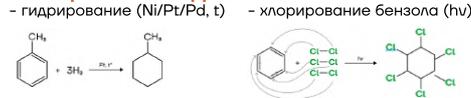


### ОКИСЛЕНИЕ: мягкое у C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> (до оксалата калия), жесткое - аналогично алкенам и диенам

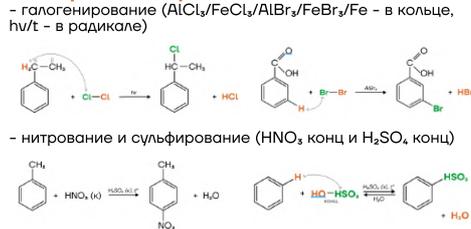


## СВОЙСТВА АРЕНОВ

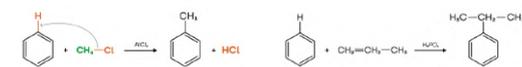
### РЕАКЦИИ ПРИСОЕДИНЕНИЯ



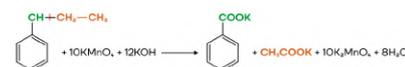
### РЕАКЦИИ ЗАМЕЩЕНИЯ



### - алкилирование (AlCl<sub>3</sub> или H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)



### ОКИСЛЕНИЕ: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> не окисляется, атомы C при кольце - до -COOH NB: другие C при разрыве связи - жестко



<p>замещение в положении 2, 4, 6 (орто- и пара-)        диорто-е:        -CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-Br        -CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-Cl        -OH        -COOH</p>	орто-пара-диорто (пара-орто-орто)
<p>замещение в положении 3, 5 (мета-)        октетаорто-е:        -NO<sub>2</sub>        -COOH        -CN        -CHO</p>	орто-пара-диорто (пара-орто-орто)

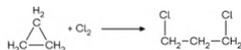
## СВОЙСТВА ЦИКЛОАЛКАНОВ

### РЕАКЦИИ ПРИСОЕДИНЕНИЯ У МАЛЫХ Ц.

- гидрирование (Ni/Pt/Pd, t)



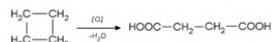
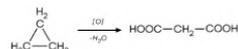
- галогенирование



- гидрогалогенирование

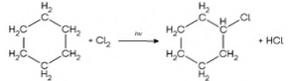


### ОКИСЛЕНИЕ

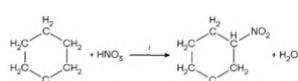


### РЕАКЦИИ ЗАМЕЩЕНИЯ У БОЛЬШИХ Ц.

- галогенирование (hv/t)

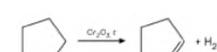


- нитрование с разб. HNO<sub>3</sub>



### РЕАКЦИИ ОТШЕПЛЕНИЯ

- дегидрирование (Ni/Pt/Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, t)



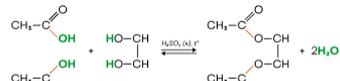
- дегидроциклизация/ароматизация (Pt, t)



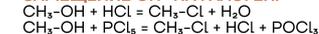
## СВОЙСТВА СПИРТОВ

- ЗАМЕЩЕНИЕ Н НА АКТ МЕ: 2CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-OH + 2K = 2CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-OK + H<sub>2</sub>

- РЕАКЦИЯ ЭТЕРИФИКАЦИИ: спирт + кислота = сложный эфир + вода (обратима!)



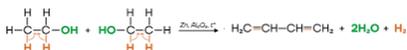
- ЗАМЕЩЕНИЕ ОН- НА ГАЛОГЕН:



- ДЕГИДРАТАЦИЯ (t>140 – внутримолекулярная, t<140 – межмолекулярная; H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> конц)

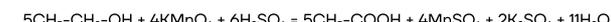
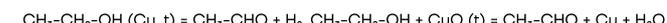


- РЕАКЦИЯ ЛЕБЕДЕВА (ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, t): получение дивинила



- РЕАКЦИЯ С АММИАКОМ: CH<sub>3</sub>-OH + NH<sub>2</sub>-H = CH<sub>3</sub>-NH<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O

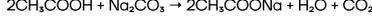
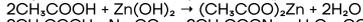
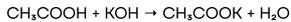
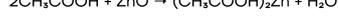
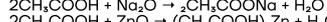
- ОКИСЛЕНИЕ: мягкое (с помощью CuO или Cu) – до альдегидов/кетонов, жесткое – до карбоновых кислот/их солей/кетонов



- МНОГОАТОМНЫЕ СПИРТЫ также реагируют с Cu(OH)<sub>2</sub> – качественная реакция, с неорганическими кислотами (HNO<sub>3</sub>) – аналогично реакции этерификации

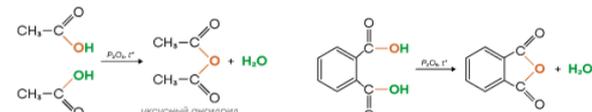
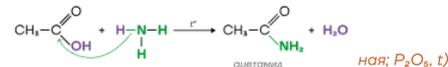
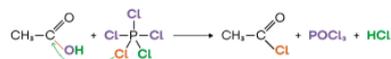
## СВОЙСТВА КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ

- ОБЩИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ



- РЕАКЦИИ ЭТЕРИФИКАЦИИ: см. в "спиртах"

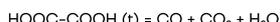
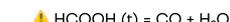
- ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С PCl<sub>5</sub> и NH<sub>3</sub>



- ГАЛОГЕНИРОВАНИЕ В АЛЬФА-ПОЛОЖЕНИИ (P красной t)



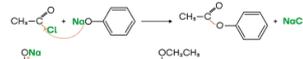
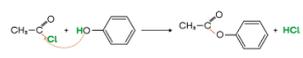
реактивом Толленса – формиат аммония, бромной и хлорной водой, Cu(OH)<sub>2</sub> – углекислый газ



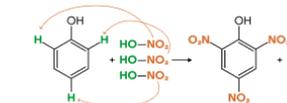
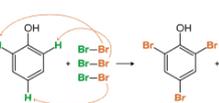
## СВОЙСТВА ФЕНОЛА

▲ легко окисляется, восстанавливается H<sub>2</sub> до циклогексанола

- ОБРАЗОВАНИЕ ЭФИРОВ и ЗАМЕЩЕНИЕ Н НА МЕТАЛЛ: + Me/MeOH (реакция со щелочью!)



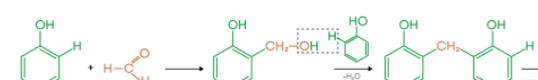
- ЗАМЕЩЕНИЕ В КОЛЬЦЕ: галогенирование и нитрование



- КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ С FeCl<sub>3</sub>: фиолетовое окрашивание



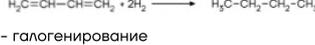
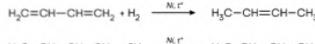
- РЕАКЦИЯ С ФОРМАЛЬДЕГИДОМ: получение фенолформальдегидной смолы



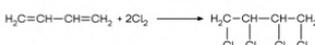
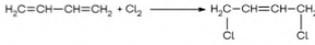
## СВОЙСТВА АЛКАДИЕНОВ

### РЕАКЦИИ ПРИСОЕДИНЕНИЯ

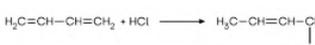
- гидрирование (Ni/Pt/Pd, t)



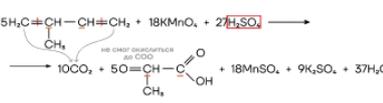
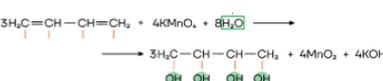
- галогенирование



- гидрогалогенирование



### РЕАКЦИИ ОКИСЛЕНИЯ

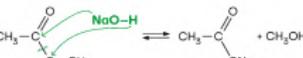
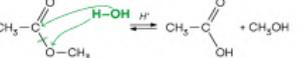


### РЕАКЦИИ ПОЛИМЕРИЗАЦИИ (= каучук)

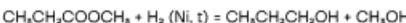


## СВОЙСТВА СЛОЖНЫХ ЭФИРОВ

### - ГИДРОЛИЗ

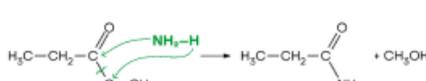


### - ВОССТАНОВЛЕНИЕ



▲ Непредельные жиры могут также подвергаться гидрированию!

### - ОБРАЗОВАНИЕ АМИДОВ С АММИАКОМ



- ЖИРЫ: сложные эфиры глицерина и высших (жирных) карбоновых кислот. При щелочном гидролизе (омылении жиров) образуются мыла – соли жирных кислот. Соли жирных кислот КАЛИЯ – жидкие мыла, НАТРИЯ – твёрдые

### ЖИРНЫЕ КИСЛОТЫ:

**C15 H31 COOH** – пальмитиновая (предельная)

**C17 H35 COOH** – стеариновая (предельная)

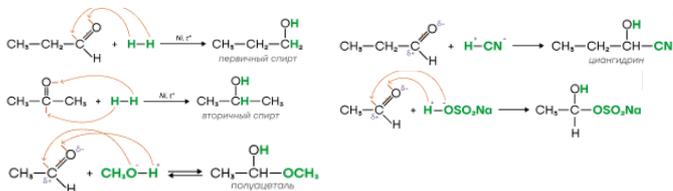
**C17 H33 COOH** – олеиновая (непредельная, одна двойная связь в радикале)

**C17 H31 COOH** – линолевая (непредельная, две двойные связи в радикале)

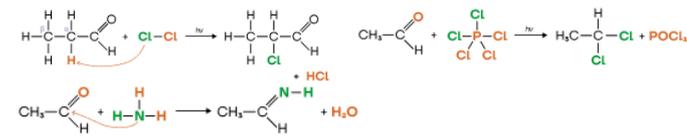
**C17 H29 COOH** – линоленовая (непредельная, три двойные связи в радикале)

## СВОЙСТВА АЛЬДЕГИДОВ И КЕТОНОВ

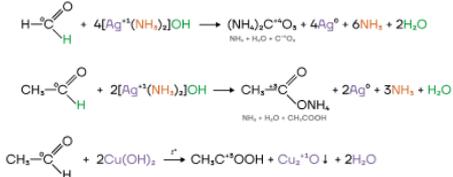
### ПРИСОЕДИНЕНИЕ ПО ДВОЙНОЙ СВЯЗИ:



### РЕАКЦИИ ЗАМЕЩЕНИЯ



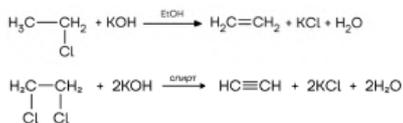
### ОКИСЛЕНИЕ (в том числе РЕАКТИВОМ ТОЛЛЕНСА и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ )



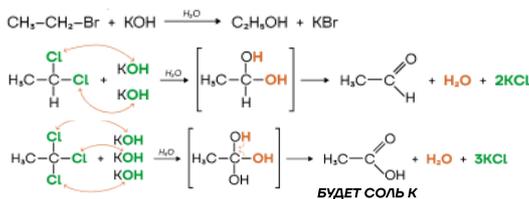
⚠ Кетоны не окисляются и являются гораздо менее активными, чем альдегиды!

## ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ

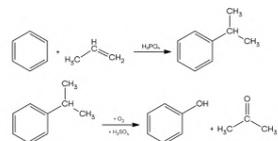
+ СПИРТОВОЙ раствор щёлочи: происходит отщепление воды и галогенида металла



+ ВОДНЫЙ раствор щёлочи: замещение галогена на гидроксигруппу



- ФЕНОЛ И АЦЕТОН ПОЛУЧАЮТ КУМОЛЬНЫМ СПОСОБОМ:



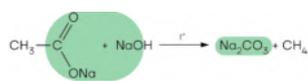
### КАТАЛИТИЧЕСКОЕ ОКИСЛЕНИЕ ЭТИЛЕНА



### ТЕРМИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ СОЛЕЙ КАЛЬЦИЯ И БАРИЯ



• РЕАКЦИЯ ДЮМА: сплавление солей карбоновых кислот со щелочами



## МОНОМЕРЫ И ПОЛИМЕРЫ

этен (этилен)	полиэтилен
пропен (пропилен)	полипропилен
хлорэтилен (винилхлорид)	поливинилхлорид
бутадиен-1,3	бутадиеновый каучук
изопрен	изопреновый каучук
этиленоксид	полиэтиленгликоль
тетрафторэтилен	тефлон
капролактан	капрон
терефталевая кислота	полиэтилентерефталат

## СВОЙСТВА УГЛЕВОДОВ И БЕЛКОВ

### МОНОСАХАРИДЫ:

- Глюкоза – альдегидоспирт: обладает свойствами альдегидов и многоатомных спиртов, также подвергается брожению  
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (дрожжи) =  $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$   
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (ферменты) =  $2\text{CH}_2-\text{CH}(\text{OH})-\text{COOH}$   
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (ферменты) =  $\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + 2\text{H}_2 + 2\text{CO}_2$
- Фруктоза – кетонспирт: обладает свойствами кетонов и многоатомных спиртов, можно отличить от глюкозы с помощью  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  при t
- Также из моносахаридов можно назвать галактозу (их изомер) и пентозы (пять С): рибозу и дезоксирибозу

ДИ(ОЛИГО)САХАРИДЫ и ПОЛИСАХАРИДЫ: сахароза (глюкоза + фруктоза), лактоза (глюкоза + галактоза), целлобиоза (глюкоза + глюкоза), мальтоза (глюкоза + глюкоза), крахмал/гликоген/целлюлоза (п'глюкоза).

Свойства: гидролиз до мономеров, свойства многоатомных спиртов, свойства альдегидов (КРОМЕ САХАРОЗЫ!), реакции с органическими и неорганическими кислотами, их ангидридами

Качественная реакция на КРАХМАЛ:  $\text{I}_2$  = синее окрашивание.

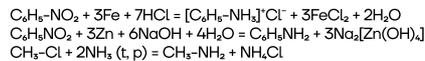
• БЕЛКИ: способны гидролизываться до мономеров.

### Качественные реакции:

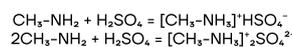


## СВОЙСТВА АМИНОКИСЛОТ

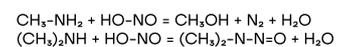
### ПОЛУЧЕНИЕ АМИНОВ



### ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С Н+



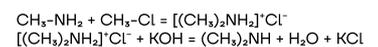
### ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С $\text{HNO}_2$ – качественная



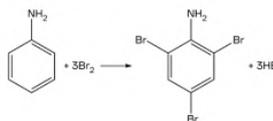
### ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С КАРБОНОВЫМИ КИСЛОТАМИ



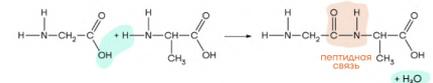
### ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С ГАЛОГЕНАЛКАНАМИ



### БРОМИРОВАНИЕ АНИЛИНА – качественная (белый осадок)

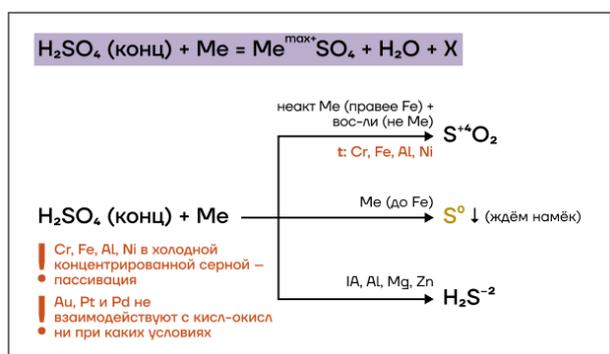


АМИНОКИСЛОТЫ обладают как свойствами аминов, так и свойствами карбоновых к-т, а также способны вступать в реакции поликонденсации друг с другом.



## СПОСОБЫ РАЗДЕЛЕНИЯ СМЕСЕЙ

- Магнит: смесь серы и железа, смесь опилок никеля и меди.
- Делительная воронка: несмешиваемые жидкости.
- Воронка для фильтрования: вода и нерастворимое в ней вещество.
- Обработка водой: растворимое и нерастворимое в воде в-во.
- Выпаривание: вода и растворимое в ней твёрдое вещество.
- Отстаивание: несмешиваемые жидкости, вода и тв нераств в-во.
- Декантация: несмешиваемые жидкости ("сливание" жидкости).
- Фракционная перегонка (дистилляция): хорошо смешиваемые друг в друге жидкости.



## ПРИМЕНЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

$C_2H_5OH$	- Основной компонент алкогольных напитков - Растворитель (полярный) - Топливо
Глицерин	- Парфюмерия - Пищевая промышленность
$C_2H_4$ (ацетилен), $H_2 + O_2$	Сварка и резка металлов
Лимонная кислота	Удаление накипи
$H_2O_2$ , $I_2$ (в р-рах)	- дезинфектанты $H_2O_2$ - отбеливающее средство (осветление волос)
Анилилин	Производство красителей
ПВХ (поливинилхлорид)	Оконные панели, трубы
Полистирол	Игрушки, упаковка, одноразовая посуда, контейнеры для пищи
Поликарбонат	Линзы, компакт-диски, фары, компьютеры, очки, светотехнические изделия

## ПРИМЕНЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

N-, P-, K-содержащие соединения (в частности селитры – нитраты активных металлов и аммония, а также фосфаты, гидрофосфаты кальция, суперфосфат)	Удобрения
Углеводороды	Топливо
Изопрен, хлоропрен, бутадиен-1,3 S	Каучуки Вулканизация каучука
Этилен, хлор, хлорэтилен, бензол, стирол и проч.	Пластмассы
$CO_2$ , Al $NaHCO_3$ (пищевая сода)	- Пищевая промышленность - Разрыхлитель теста + чистящее средство
$NH_3$ , $H_2O$ $NH_4^+$	- Медицина - Сырьё для получения азотной кислоты и азотных удобрений (селитр)
$SiO_2$ , $Na_2CO_3$ , $CaCO_3$	Производство стекла, керамических изделий
Ацетон, бензол, гексан, $CCl_4$ (неполярный!), спирты	Растворители
$CH_3COOH$	- Консервирование - Волокна (ацетилцеллюлоза)
$O_2$ , C, CO, $H_2$ , Al, Mg Ca	Металлургия (в том числе получение стали и чугуна)
$O_3$ , $Cl_2$ $NaClO$ , $Ca(ClO)_2$	Дезинфекция и очистка воды
Благородные (инертные) газы	Создание инертной атмосферы
Пальмитат натрия или калия Стеарат натрия или калия	Мыла (натриевые соли – твёрдые мыла, калиевые – жидкие)
Активированный уголь	- Адсорбент в фильтрах - Адсорбент в медицине (адсорбирует токсины и проч. при отравлениях) - Катализатор для получения бензола из ацетилена

## ПРИБОРЫ И ОБОРУДОВАНИЕ

	фарфоровая ступка	измельчение твёрдых в-в		прямой холодильник	составная часть прибора для перегонки
	фарфоровый тигель	прокаливание твёрдых в-в		обратный холодильник	конденсирование паров и возврат конденсата
	круглодонная колба	нагревание раствора		химический стакан	смешивание растворов
	аппарат Киппа	получение лёгких газов		пипетка	отбор небольшого кол-ва жидкости
	мерный цилиндр	измерение объемов растворов		бюретка	прибор для титрования, отмеряем точные объемы
	хлор-кальциевая трубка	осушение газов		делительная воронка	разделение несмеш. жидкостей
	колба Вюрца	составная часть прибора для перегонки		капельная воронка	аналог делительной воронки

## ВОЛОКНА

натуральные (природные) создала природа	химические создали учёные
- растительные хлопок, лён, пенька, джут - животные шерсть, шёлк - минеральные стекловолокно, асбест	- искусственные – учёные взяли из природы готовый полимер и немного модифицировали ацетатное, вискозное, полинозное, медно-аммиачное - синтетические – учёные сами создали этот полимер лавсан, капрон, нитрон, энант, хлорин, полиамидное, полиэфирное, полиуретановое, ПАН (полиакрилонитрильное), ПВХ (поливинилхлоридное), поливинилспиртовое, полиолефиновое

## ПОЛУЧЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

$O_2$ , $N_2$	Ректификация воздуха
$CO_2$	Выделение из дымовых газов
$F_2$	Электролиз расплавов фторидов
$H_2$ , $O_2$	Электролиз воды
$Cl_2$	Электролиз растворов хлоридов
P, CO	$2Ca_3(PO_4)_2 + 10C + 6SiO_2 = P_4 + 10CO + 6CaSiO_3$
Si	Восстановление коксом из диоксида кремния
Fe	Из гематита $Fe_2O_3$ , пирита $FeS_2$
Cu	Из халькопирита $CuFeS_2$
Al	Электролиз расплава $Al_2O_3$ в криолите $Na_3[AlF_6]$
Na	Электролиз расплава гидроксида и хлорида натрия
$C_2H_5OH$	Спиртовое брожение
бензин	Крекинг нефтепродуктов
Динамит/взрывчатка	Нитрование глицерина/толуола

## АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ

Углерод: графит, алмаз, фуллерен, карбин, графен и проч.  
 Кислород: кислород  $O_2$ , озон  $O_3$ .  
 Фосфор: белый, красный, чёрный.  
 Сера: ромбическая, моноклинная, пластическая.  
 Сурьма: серая, чёрная, жёлтая, взрывчатая.  
 Олово: белое, серое.  
 Мышьяк: жёлтый, серый, чёрный.

### Производство серной кислоты

<b>1 стадия</b> Сырьё: $FeS_2$ , $H_2S$ , S и некоторые сульфиды. 1) Обжиг пирита в печи для обжига (методом кипящего слоя): $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$ 2) Очистка $SO_2$ от $Fe_2O_3$ в циклоне и электрофилтре. 3) Осушка $SO_2$ («очистка» от воды) в сушильной башне (принцип противотока). В качестве осушителя – конц $H_2SO_4$ .	<b>2 стадия</b> Окисление кислородом в контактом аппарате под действием катализатора $V_2O_5$ : $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$	<b>3 стадия</b> Получившийся $SO_3$ поглощают в поглотительной башне концентрированной серной кислотой с образованием олеума: $nSO_3 + H_2SO_4 = H_2SO_4 \cdot nSO_3$ Впоследствии, чтобы получить серную кислоту определённой концентрации, просто разбавляют олеум водой.
---	---	--

### Производство азотной кислоты

<b>1 стадия</b> Сырьё: аммиак. Окисление аммиака кислородом на платинородиевых катализаторах: $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$	<b>2 стадия</b> Окисление оксида азота (II) в оксид азота (IV): $2NO + O_2 = 2NO_2$	<b>3 стадия</b> Поглощение водой $NO_2$ при избытке кислорода: $4NO_2 + 2O_2 + H_2O = 4HNO_3$
---	---	---

### Производство аммиака

Синтез из простых веществ:  
 $N_2 + 3H_2 = 2NH_3 + Q$   
 Реакция: обратная, каталитическая, экзотермическая.  
 Протекает в колонне синтеза, используются высокие температура и давление для увеличения выхода продукта реакции. Также используются принципы циркуляции и теплообмена.

### Производство метанола

Синтез из синтез-газа (смеси водорода и угарного газа):  
 $CO + 2H_2 = CH_3OH + Q$   
 Реакция: обратная, каталитическая, экзотермическая.  
 Протекает в колонне синтеза, используются высокие температура и давление для увеличения выхода продукта реакции. Также используются принципы циркуляции и теплообмена.

## СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ И ХИМ. РАВНОВЕСИЕ. №18 И №22

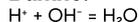
### 1. Факторы, увеличивающие скорость реакции:

- повышение температуры
- повышение концентрации реагентов (не продуктов!)
- увеличение давления (только если в реагентах есть газы!)
- добавление катализатора (если реакция каталитическая!)
- увеличение площади соприкосновения в-в (измельчение тв. в-ва)
- на скорость реакции оказывает влияние *природа реагентов*: чем активнее реагент, тем быстрее с ним протекает реакция
- *добавление твёрдого нерастворимого в-ва НЕ влияет* на скорость реакции

### 2. Факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия:

- *концентрация*: при увеличении концентрации реагентов идет смещение в сторону продуктов (и наоборот), при уменьшении концентрации реагентов — смещение в сторону реагентов
- *температура*: при повышении температуры — сдвиг в сторону эндотермической реакции, при понижении температуры — в сторону экзотермической
- *давление* (только если есть газы!): при повышении давления — сдвиг в сторону меньшего объема, при понижении давления — в сторону большего объема
- *повышение давления = уменьшение объема (и наоборот)*
- *при добавлении твёрдого растворимого в-ва, мы увеличиваем концентрацию этого в-ва в растворе*
- *добавленное в реакционный сосуд в-во может реагировать с реагентами или продуктами, тем самым уменьшая их концентрацию в растворе*

#### Важно:



При добавлении твердой щёлочи будет происходить её растворение и увеличение концентрации  $\text{OH}^-$  ионов — они будут связываться с  $\text{H}^+$  с образованием воды — равновесие сместится в обратном направлении (такая же ситуация с добавлением твердой растворимой кислоты!)

**NB:** помните про  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  — единственную нерастворимую кислоту

## РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА. №30

### 1. Между кем протекают РИО: СОК — соли, основания, кислоты

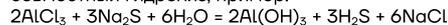
### 2. Правила протекания РИО:

- реагенты растворимы (исключение: растворимые кислоты могут взаимодействовать с нерастворимыми гидроксидами, карбонатами, сульфитами, ортофосфатами и сульфидами (кроме  $\text{CuS}$ ,  $\text{Ag}_2\text{S}$ ,  $\text{HgS}$ ,  $\text{CdS}$ ,  $\text{PbS}$  — практически не растворяются в кислотах))
- в продуктах реакции — осадок, газ, вода или др. слабый электролит, иногда комплекс (например, слабая кислота:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HF}$ , органические кислоты и т.д.)

### 3. Кого раскладывать на ионы: сильные электролиты (растворимые основания, растворимые соли, сильные кислоты)

#### ⚠ NB:

- если  $N(\text{O}) - N(\text{H}) > 1$ , то кислота сильная (все орг. кислоты — слабые!)
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$  в реагентах расписываем на ионы, в продуктах — нет
- если образовалось соединение, помеченное “—”, то протекает совместный гидролиз, пример:



*За исключением:* если в растворе одновременно будут находиться ионы  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{S}^{2-}/\text{SO}_3^{2-}$ , то будет протекать ОВР

#### Примеры реакций:

