

<p><b>Вещества</b>  1. Простые (состоят из атомов одного элемента и делятся на металлы и неметаллы)  2. Сложные (состоят из атомов разных элементов)</p>	<p><b>Порядковый номер элемента показывает</b>  1 число протонов  2 число электронов  3 заряд ядра атома  <b>Число нейтронов</b> = атомная масса минус порядковый номер</p>
<p><b>Признаки химических реакций</b>  1 изменение цвета  2 появление запаха  3 выделение газа  4 выделение тепла и света  5 выпадение и растворение осадка</p>	<p><b>Номер группы</b> показывает число электронов на внешнем уровне Равен числу s – и p – электронов на внешнем электронном слое.  <b>Номер периода</b> показывает число электронных уровней  <b>Главная подгруппа</b>- длинная  <b>Побочная подгруппа</b>- короткая</p>
<p><b>В периоде слева направо →</b>  1 увеличивается заряд ядра  2 увеличивается число протонов  3 увеличивается число электронов на внешнем уровне  4 усиливаются неметаллические (окислительные) свойства  5 уменьшается радиус атома  6 ослабевают металлические (восстановительные) свойства  7 число электронных уровней не меняется</p>	<p><b>В главной подгруппе сверху вниз</b>  1 увеличивается число электронных уровней  2 увеличивается заряд ядра  3 усиливаются металлические (восстановительные) свойства  4 убывают неметаллические (окислительные) свойства  5 увеличивается радиус атома  6 число электронов на внешнем уровне не меняется</p>
<p><b>Реакции ионного обмена идут до конца в случаях:</b> образование газа, осадка, воды, простого вещества, оксида</p>	<p><b>Окисление</b>- отдача электронов  <b>Окислитель</b>- частица, которая принимает электроны и <b>понижает</b> степень окисления  <b>Восстановление</b> прием электронов  <b>Восстановитель</b> частица которая отдает электроны и <b>повышает</b> степень окисления</p>
<p><b>Оксиды делятся на</b>  1 несолеобразующие (NO, N<sub>2</sub>O, CO)  2 кислотные- оксиды неметаллов  3 амфотерные (оксиды цинка, бериллия, алюминия)  4 основные- оксиды металлов  <b>Амфотерные оксиды и гидроксиды</b> (гидроксиды цинка, алюминия, бериллия) взаимодействуют с кислотами и щелочами (основаниями), с кислотными оксидами и с основными оксидами</p>	<p><b>Химич. свойства кислотных оксидов</b>  1 кисл. оксид + вода = растворимая кислота  2 кислотный оксид + основание = соль + вода  3 кислотный оксид + основной оксид = соль  <b>Химич. свойства основных оксидов</b>  1 осн. оксид + вода = растворимое основание  2 основной оксид + кислота = соль + вода  3 кислотный оксид + основной оксид = соль</p>
<p><b>Химич. свойства оснований</b>  1 основание + кислота = соль + вода  2 Растворимое основание + растворимая соль = нерастворимое основание + соль  3 основание + кислотный оксид = соль + вода  4 Нерастворимое основание при нагревании разлагается на оксид металла и воду</p>	<p><b>Химические свойства кислот</b>  1 Металл (до водорода) + кислота = растворимая соль + газ водород  2 основной оксид + кислота = соль + вода  3 основание + кислота = соль + вода  4. кислота + соль = новая соль + новая кислота (если образуется осадок или газ)</p>
<p><b>Химическая связь</b>  1 Металл + неметалл – <b>ионная</b>  2 Только металл- <b>металлическая</b>  3 Неметалл + неметалл- <b>ковалентная</b>  <b>Неполярная</b> – одинаковые  <b>Полярная</b> разные неметаллы</p>	<p>Более активный металл вытесняет менее активный из раствора соли   Две соли взаимодействуют, если образуется осадок</p>
<p><b>Высшая положительная степень окисления = номеру группы (сколько отдадут)</b>  <b>Отрицательная степень окисления только у неметаллов (сколько примут)</b></p>	
<p><b>Химические свойства кислот</b>  1. Действие на индикаторы:  <b>лакмус</b> - красный  <b>метилоранж</b> - розовый  <b>фенолфталеин</b> - бесцветный  2. <b>Взаимодействие с основаниями</b> (реакция нейтрализации):  H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 2KOH = K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 2H<sub>2</sub>O  2HNO<sub>3</sub> + Ca(OH)<sub>2</sub> = Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O</p>	<p><b>Химические свойства оснований</b>  Щёлочи: 1. <b>Действие на индикаторы:</b>  <b>лакмус</b> - красный  <b>метилоранж</b> - розовый  <b>фенолфталеин</b> - малиновый  2. Взаимодействие с кислотными оксидами.:  2KOH + CO<sub>2</sub> = K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O  KOH + CO<sub>2</sub> = KHCO<sub>3</sub>  3. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации):</p>

<p>3. Взаимодействие с основными оксидами:  <math>\text{CuO} + 2\text{HNO}_3</math> (под действием <math>t^\circ</math>) = <math>\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>4. Взаимодействие с металлами:  <math>\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2</math>  <math>2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2</math>          (металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, кислоты-неокислители).</p> <p>5. Взаимодействие с солями (реакции обмена), при которых выделяется газ или образуется осадок:  <math>\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}</math>  <math>2\text{HCl} + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow</math>  <math>2\text{HCl} + \text{K}_2\text{SiO}_3 = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow</math></p>	<p><math>\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>4. Обменная реакция с солями:  <math>\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = 2\text{KOH} + \text{BaSO}_4\downarrow</math>  <math>3\text{KOH} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KNO}_3</math></p> <p>5. Термический распад: растворимые <b>Не</b> распадаются.  <b>Нерастворимые основания:</b>          1. Действие на индикаторы: Нет          2. Взаимодействие с кислотными оксидами.: <b>Не</b> взаимодействует          3. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации):  <math>\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}</math>          4. <b>Обменная реакция с солями: Нет</b>          5. Термический распад: <math>\text{Cu}(\text{OH})_2 - t^\circ = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}</math></p>
--	---

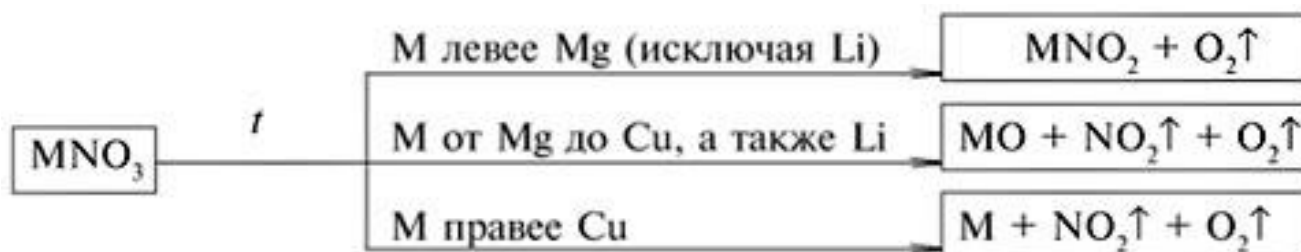
<p><b>Основные оксиды:</b></p> <p>1. Взаимодействие с водой <b>Образуется основание:</b>  <math>\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}</math>  <math>\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2</math></p> <p>2. Взаимодействие с кислотой или основанием:  <b>При реакции с кислотой образуется соль и вода:</b>  <math>\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4</math> (под действием температуры <math>t^\circ</math>) = <math>\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}</math>  <math>\text{CuO} + 2\text{HCl}</math> (под действием температуры <math>t^\circ</math>) = <math>\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}</math></p>	<p><b>Кислотные оксиды:</b></p> <p>1. Взаимодействие с водой <b>Образуется кислота:</b>  <math>\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4</math>  <math>\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4</math></p> <p>2. Взаимодействие с кислотой или основанием:  <b>При реакции с основанием образуется соль и вода:</b>  <math>\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}</math>  <math>\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}</math></p>
--	--

**Оксиды- сложные вещества, состоящие из 2х элементов, один из которых кислород в степени окисления -2**  
 $\text{CO}_2$   $\text{N}_2\text{O}_5$   $\text{FeO}$   
**Кислоты состоят из водорода и кислотного остатка**  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $\text{HCl}$   
**Основания состоят из металла и групп**  $\text{NaOH}$   
**Соли состоят из металла и кислотного остатка**  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$

Характеристики	Тип решетки			
	Атомная	Ионная	Молекулярная	Металлическая
Вид частиц в узлах решетки	Атомы	Ионы: катионы, анионы	Молекулы	Атом-ионы
Характер химической связи между частицами	Ковалентная	Ионная	Силы межмолекулярного взаимодействия	Металлическая связь между ионами металлов и свободными электронами
Прочность связи	Очень <u>прочная</u>	Прочная	Слабая	Разной <u>прочности</u>
Отличительные свойства веществ	Очень твердые, очень тугоплавкие, не растворимы в воде	Тугоплавкие, твердые, нелетучие, многие растворимы в воде.	Легкоплавкие, небольшой твердости, при обычных условиях часто газы или жидкости.	Электро-и теплопроводны, ковкие, пластичные, имеют металлический блеск
Примеры веществ	Алмаз, кремний	$\text{NaCl}$ , $\text{KOH}$ , $\text{CaCl}_2$	$\text{I}_2$ , лед $\text{H}_2\text{O}$ , «сухой лед», $\text{CO}_2$	$\text{Cu}$ , $\text{K}$ , $\text{Mg}$ , $\text{Ca}$ , $\text{Zn}$ ,

Металл IA группы	Окраска пламени	Металл IIA группы	Окраска пламени
Li	Карминово-красная	Be	Нет
Na	Желтая	Mg	Нет
K	Фиолетовая	Ca	Оранжево-красная
Rb	Синевато-красная	Sr	Карминово-красная
Cs	Синяя	Ba	Желтовато-зеленая

### разложение нитратов



## СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Сильные	Слабые
1. Все растворимые соли.	1. Все труднорастворимые соли.
2. Неорганические кислоты: HCl, HBr, HI, HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HClO <sub>3</sub> , HClO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , HMnO <sub>4</sub> , HBrO <sub>3</sub> , HBrO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> .	2. Неорганические кислоты: H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , HNO <sub>2</sub> , HCN, HF, H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> ZnO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , HClO, HClO <sub>2</sub> , HCrO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> Se, H <sub>2</sub> Te, H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub> , HBrO, HIO.
3. Щелочи: KOH, NaOH, Ba(OH) <sub>2</sub> , LiOH, CsOH, RbOH, Sr(OH) <sub>2</sub> .	3. Амфотерные основания: Zn(OH) <sub>2</sub> , Al(OH) <sub>3</sub> , Cr(OH) <sub>3</sub> . 4. Неамфотерные гидроксиды: Ca(OH) <sub>2</sub> , Mg(OH) <sub>2</sub> , Cu(OH) <sub>2</sub> , Ni(OH) <sub>2</sub> . 5. Органические кислоты: HCOOH, CH <sub>3</sub> COOH, HOOC-COOH, C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH. 6. NH <sub>4</sub> OH, H <sub>2</sub> O.

ЭЛЕКТРОЛИТЫ

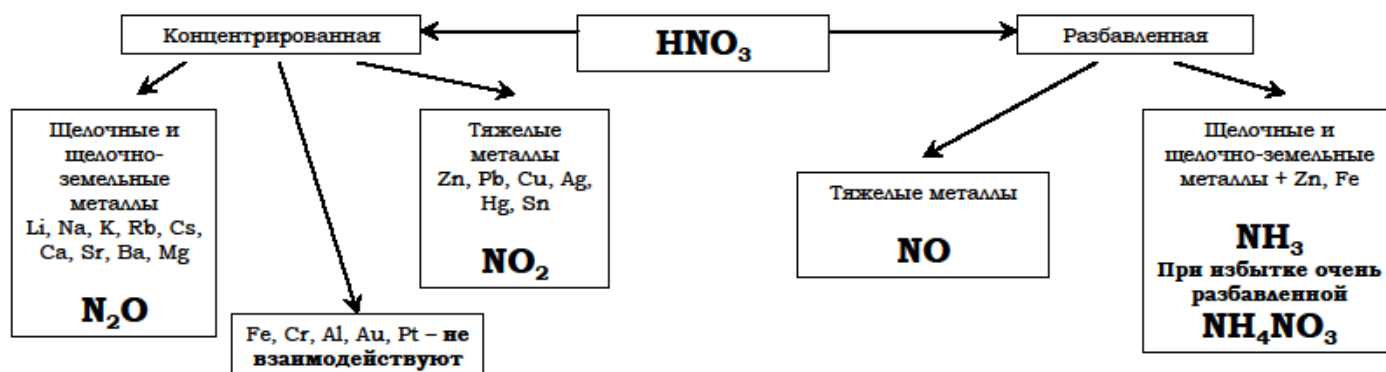
## ОСОБЕННОСТИ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ КИСЛОТ С МЕТАЛЛАМИ

Кислоты \ Металлы	Активные металлы (щелочные и щелочноземельные)	Металлы средней активности	Малоактивные металлы	Благородные металлы
	K, Ba, Ca, Na, Mg	Al, Fe, Cr	Zn, Sn	Pb, Cu, Hg, Ag
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> конц.	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>S ↑</u> 8K + 5H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> = 4K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + 4H <sub>2</sub> O + H <sub>2</sub> S 4Ca + 5H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> = 4CaSO <sub>4</sub> + 4H <sub>2</sub> O + H <sub>2</sub> S	Пассивирует металл (При нагревании)	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + S или SO<sub>2</sub> ↑</u> Zn + 2H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> = ZnSO <sub>4</sub> + 2H <sub>2</sub> O + SO <sub>2</sub>	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + SO<sub>2</sub> ↑</u> 2Ag + 2H <sub>2</sub> SO <sub>4(ж)</sub> = Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + SO <sub>2</sub> + 2H <sub>2</sub> O Cu + 2H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> = CuSO <sub>4</sub> + SO <sub>2</sub> + 2H <sub>2</sub> O
HNO <sub>3</sub> конц.	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + N<sub>2</sub>O или NO ↑</u> 4Ca + 10HNO <sub>3</sub> = 4Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> + 5H <sub>2</sub> O + N <sub>2</sub> O 8K + 10HNO <sub>3</sub> = 8KNO <sub>3</sub> + 5H <sub>2</sub> O + N <sub>2</sub> O	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + SO<sub>2</sub> ↑ (или NO<sub>2</sub>)</u> 2Al + 3H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> = Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> + 4H <sub>2</sub> O + SO <sub>2</sub>	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + NO<sub>2</sub> ↑</u> Cu + 4HNO <sub>3</sub> = Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> + 2NO <sub>2</sub> + 2H <sub>2</sub> O	Ag + 2HNO <sub>3</sub> = AgNO <sub>3</sub> + NO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O
HNO <sub>3</sub> разб.	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + N<sub>2</sub>O или N<sub>2</sub> ↑</u>	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + NO ↑</u> 3Zn + 8HNO <sub>3</sub> = 3Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> + 4H <sub>2</sub> O + 2NO 8Al + 30HNO <sub>3</sub> = 8Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> + 3N <sub>2</sub> O + 15H <sub>2</sub> O	3Ag + 4HNO <sub>3</sub> = 3AgNO <sub>3</sub> + NO + 2H <sub>2</sub> O	
HNO <sub>3</sub> очень разб.	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + NH<sub>3</sub> (NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>)</u> 8K + 10HNO <sub>3</sub> = 8KNO <sub>3</sub> + 5H <sub>2</sub> O + NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> 8Na + 9HNO <sub>3</sub> = 8NaNO <sub>3</sub> + 3H <sub>2</sub> O + NH <sub>3</sub>	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + N<sub>2</sub>O (или NH<sub>3</sub>)</u> 8Al + 30HNO <sub>3</sub> = 8Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> + 3NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> + 9H <sub>2</sub> O 4Zn + 10HNO <sub>3</sub> = 4Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> + 5H <sub>2</sub> O + N <sub>2</sub> O	<u>Соль + H<sub>2</sub>O + NO ↑</u> 3Cu + 8HNO <sub>3</sub> = 3Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> + 2NO + 4H <sub>2</sub> O 3Ag + 4HNO <sub>3</sub> = 3AgNO <sub>3</sub> + NO + 2H <sub>2</sub> O	

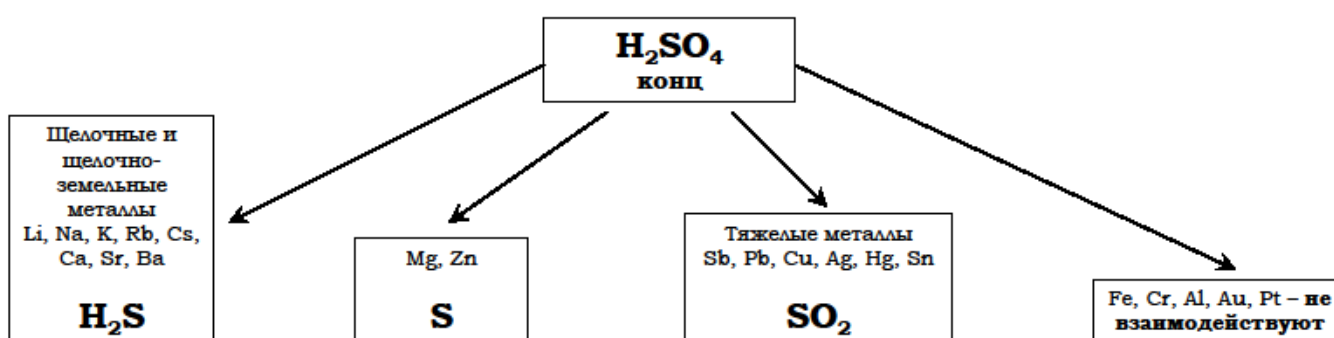
ОСОБЕННОСТИ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ КИСЛОТ С НЕМЕТАЛЛАМИ

	Неметаллы	Кислотные оксиды	Кислоты	Соли
Металлы	+	—	+	+
Основные оксиды	—	+	+	—
Основания	—	+	+	+
Соль	—	—	+	+

### Взаимодействие азотной кислоты с металлами



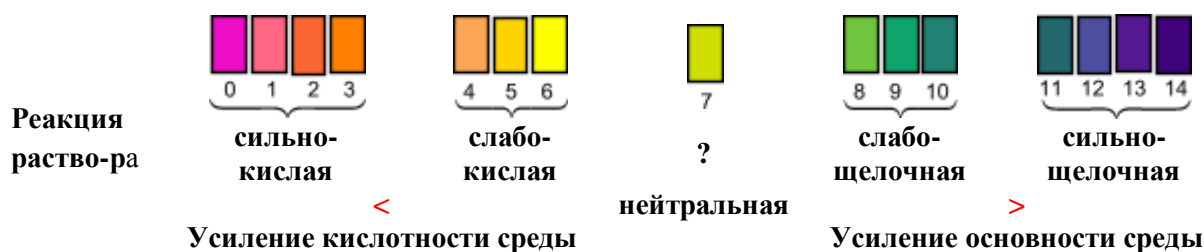
### Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами



### ИЗМЕНЕНИЕ ОКРАСКИ КИСЛОТНО-ОСНОВНЫХ ИНДИКАТОРОВ В ЗАВИСИМОСТИ ОТ pH РАСТВОРА

Название	Окраска индикатора в среде		
	Кислая [H+] > [OH-] pH < 7	Нейтральная [H+] = [OH-] pH = 7	Щелочная [OH-] > [H+] pH > 7
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Метилоранж	розовый	оранжевый	желтый

Для более точного определения значения pH растворов используют сложную смесь нескольких индикаторов, нанесенную на фильтровальную бумагу (так называемый "Универсальный индикатор Кольтгоффа"). Полоску индикаторной бумаги обмакивают в исследуемый раствор, кладут на белую непромокаемую подложку и быстро сравнивают окраску полоски с эталонной шкалой для pH:



**Качественные реакции на катионы.**

Катион	Реагент или воздействие	Внешний эффект	КИУ реакции на катион
H <sup>+</sup>	Индикаторы	Изменение цвета: универсальный индикатор и лакмус покраснеют, метиловый оранжевый—порозовеет.	Не записываем.
Na <sup>+</sup>	Пламя	Жёлтый цвет пламени.	Не записываем.
Li <sup>+</sup>	Пламя	Малиновый цвет пламени.	Не записываем.
K <sup>+</sup>	Пламя	Окраска пламени становится равномерно фиолетовой.	Не записываем.
Ag <sup>+</sup>	Раствор с анионом Cl <sup>-</sup>	Выпадает белый творожистый осадок, не растворимый в азотной кислоте, чернеющий на свету.	$Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Раствор щелочи при нагревании OH <sup>-</sup>	Запах аммиака. Влажная индикаторная бумага дает изменение как на ион OH <sup>-</sup>	$NH_4^+ + OH^- = NH_3 \uparrow + H_2O$
Cu <sup>2+</sup>	1. Цвет пламени 2. Раствор щелочи OH <sup>-</sup>	1. Синие – зелёный цвет пламени. 2. В голубом растворе соли выпадает осадок синего цвета.	1. Не записываем. 2. $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$
Ba <sup>2+</sup>	1. Пламя; 2. Раствор с анионом SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1. Окраска пламени становится равномерно желто-зеленой; 2. Выпадает белый осадок, который в кислотах не растворяется.	1. Не записываем; 2. $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$
Fe <sup>2+</sup>	1. Красная кровяная соль K <sub>3</sub> (Fe(CN) <sub>6</sub> ) 2. Раствор щёлочи (OH <sup>-</sup> )	1. Выпадение темно-синего осадка. 2. Зеленоватый осадок, который с течением времени буреет.	1. $K^+ + Fe^{2+} + (Fe(CN)_6)^{3-} \rightarrow KFe(Fe(CN)_6) \downarrow$ 2. $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$
Ca <sup>2+</sup>	Пламя	Окраска пламени становится равномерно кирпично-красной.	Не записываем.
Fe <sup>3+</sup>	1. Желтая кровяная соль K <sub>4</sub> (Fe(CN) <sub>6</sub> ); 2. роданид-ион SCN <sup>-</sup> ; 3. раствор щелочи (OH <sup>-</sup> )	1. Выпадение синего осадка. 2. Кроваво-красное окрашивание раствора. 3. Выпадение бурого осадка.	1. $K^+ + Fe^{3+} + (Fe(CN)_6)^{4-} = KFe(Fe(CN)_6) \downarrow$ 2. Не записываем 3. $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$
Zn <sup>2+</sup>	Раствор щёлочи (OH <sup>-</sup> )	Белый осадок, при избытке щёлочи растворяется	$Zn^{2+} + 2OH^- = Zn(OH)_2 \downarrow$
Al <sup>3+</sup>	Раствор щёлочи (OH <sup>-</sup> )	Белый желеобразный осадок, который при избытке щёлочи растворяется	$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$

## ИЗМЕНЕНИЯ, СОПРОВОЖДАЮЩИЕ НЕКОТОРЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПРЕВРАЩЕНИЯ

Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
<b>«Бурый газ» - оксид азота (IV) – NO<sub>2</sub></b>	Выделяется при окислении NO в NO <sub>2</sub> , взаимодействие тяжёлых металлов, неметаллов и некоторых сложных веществ с HNO <sub>3</sub> (конц.) и разложении нитратов металлов, находящихся в ряду активности правее магния. $2NO + O_2 = 2NO_2$ $Cu + 4HNO_3 (конц.) = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$ $C + 4HNO_3 (конц.) = CO_2 \uparrow + 4NO_2 \uparrow + 2H_2O$ $Fe(NO_3)_2 + 2HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + NO_2 \uparrow + H_2O$ $2Zn(NO_3)_2 = 2ZnO + 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$ $2AgNO_3 = 2Ag \downarrow + 2NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$
<b>Газ с запахом тухлых яиц – сероводород – H<sub>2</sub>S</b>	Выделяется при взаимодействии сульфидов металлов с кислотами и очень активных металлов и сильных восстановителей с H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц.). $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S \uparrow$ $4Mg + 5H_2SO_4 (конц.) = 4MgSO_4 + H_2S \uparrow + 4H_2O$ $8HI + H_2SO_4 (конц.) = 4I_2 \downarrow + H_2S \uparrow + 4H_2O$
<b>Газ с резким характерным запахом, растворимый в воде – оксид серы (IV) – SO<sub>2</sub></b>	Образуется при обжиге серосодержащих веществ и взаимодействии тяжёлых металлов и некоторых других восстановителей с H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц.). $S + O_2 = SO_2$ $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$ $2ZnS + 3O_2 = 2SO_2 \uparrow + 2ZnO$ $Cu + 2H_2SO_4 (конц.) = CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$ $C + 2H_2SO_4 (конц.) = CO_2 \uparrow + 2SO_2 \uparrow + 2H_2O$
<b>Газ с характерным запахом, очень хорошо растворимый в воде – аммиак – NH<sub>3</sub></b>	Образуется при синтезе аммиака и взаимодействии солей аммония со щелочами. $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ $NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_3 \uparrow + H_2O$
<b>Газ, не поддерживающий горение, неядовитый, малорастворимый в воде – азот – N<sub>2</sub></b>	Горение и окисление (некаталитическое) азотсодержащих веществ, разложение нитрата аммония. $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$ $2NH_3 + 3CuO = N_2 \uparrow + 3Cu \downarrow + 3H_2O$ $NH_4NO_3 = N_2 \uparrow + 2H_2O$
<b>Газ, поддерживающий горение (вспыхивает тлеющая лучинка), - кислород – O<sub>2</sub></b>	$C + O_2 = CO_2$
<b>Газы, поддерживающие горение (вспыхивает тлеющая лучинка)</b>	<b>Озон, оксиды азота.</b> $3C + 2O_3 = 3CO_2$ $C + NO_2 = CO_2 + NO$
<b>Окрашивание пламени</b>	Качественная реакция на катионы: бария – жёлто – зелёное; калия – фиолетовое; кальция – кирпично – красное; лития – ярко – красное; натрия – жёлтое; стронция – карминово – красное; меди – сине – зелёное.
<b>Осадок (творожистый) белого цвета, нерастворимый в HNO<sub>3</sub>; образуется при добавлении AgNO<sub>3</sub></b>	Качественная реакция на хлорид – ионы (соляную кислоту и её соли): $Cl^- + Ag^+ = AgCl \downarrow$
<b>Осадок белого цвета, не растворимый в кислотах; образуется при взаимодействии с растворимыми солями бария – BaCl<sub>2</sub> или Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	Качественная реакция на серную кислоту и её соли: $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4 \downarrow$
<b>Осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах; образуется при добавлении раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> или сульфатов</b>	Качественная реакция на соли бария: $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4 \downarrow$
<b>Осадок белого цвета, который образуется при пропускании газа без цвета и запаха через известковую воду и растворяется при пропускании избытка газа или в кислотах</b>	Качественная реакция на CO <sub>2</sub> и карбонаты (соли угольной кислоты H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ): $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2 \uparrow + H_2O$ $CO_2 + Ca^{2+} + 2OH^- = CaCO_3 \downarrow + H_2O$ $CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$ гидрочаибонат кальция $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2 \uparrow$
<b>Осадок белого цвета, который образуется при пропускании бесцветного газа с резким запахом через известковую воду и растворяется при пропускании избытка газа или в кислотах</b>	Качественная реакция на SO <sub>2</sub> и сульфиты (соли сернистой кислоты H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> ): $SO_3^{2-} + 2H^+ = SO_2 \uparrow + H_2O$ $SO_2 + Ca^{2+} + 2OH^- = CaSO_3 \downarrow + H_2O$ $CaSO_3 + SO_2 + H_2O = Ca(HSO_3)_2$ гидросульфит кальция $CaSO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + SO_2 \uparrow$
<b>Осадок белого (светло – зелёного) цвета, темнеющий на воздухе; образуется при взаимодействии с растворами щелочей</b>	Качественная реакция на соли Fe <sup>2+</sup> : $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$
<b>Осадок кремового цвета, нерастворимый в кислотах; образуется при взаимодействии с AgNO<sub>3</sub></b>	Качественная реакция на бромид – ионы Br <sup>-</sup> : $Br^- + Ag^+ = AgBr \downarrow$



Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
Осадок жёлтого цвета, нерастворимый в кислотах; образуется при взаимодействии с $\text{AgNO}_3$	Качественная реакция на йодид – ионы $\text{I}^-$ : $\text{I}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgI}\downarrow$
Осадок жёлтого цвета, растворимый в кислотах; образуется при взаимодействии с $\text{AgNO}_3$	Качественная реакция на ортофосфат – тоны $\text{PO}_4^{3-}$ : $\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$
Осадок бурого цвета, образуется при взаимодействии с растворами щелочей	Качественная реакция на соли $\text{Fe}^{3+}$ : $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$
Осадок бурого цвета, образуется при взаимодействии раствора $\text{KMnO}_4$ с восстановителями в нейтральной среде	$2\text{KMnO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + 2\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$
Осадок голубого (синего) цвета, образуется при взаимодействии с растворами щелочей	Качественная реакция на соли $\text{Cu}^{2+}$ : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
Осадок синего цвета, образуется при взаимодействии с раствором красной кровяной соли	Качественная реакция на соли $\text{Fe}^{2+}$ : $3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$
Осадок синего цвета, образуется при взаимодействии с раствором жёлтой кровяной соли	Качественная реакция на соли $\text{Fe}^{3+}$ : $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$
Осадок чёрного цвета, образуется при взаимодействии с растворимыми сульфидами (или сероводородом)	Качественная реакция на $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Ni}^{2+}$ , $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}^{2+}$ и некоторые другие: $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}\downarrow$
Появление запаха аммиака или изменение цвета влажной индикаторной бумаги (посинение влажной лакмусовой бумажки) при взаимодействии вещества с щелочами	Качественная реакция на соли аммония: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Раствор жёлтого цвета	Раствор индикатора метилоранжа окрашивается в жёлтый цвет в нейтральных и щелочных средах. Раствор хроматов (соли хромовой кислоты) в нейтральных и щелочных средах.
Раствор красного цвета	Растворы индикаторов лакмуса или метилового оранжевого в кислых средах ( $\text{pH} < 7$ )
Раствор малинового цвета	Раствор фенолфталеина в щелочных средах
Раствор синего цвета	Раствор фиолетового лакмуса в щелочных средах.
Раствор кроваво – красного цвета	Качественная реакция на соли $\text{Fe}^{3+}$ с раствором роданида калия $\text{KCNS}$ (или роданида аммония $\text{NH}_4\text{NCS}$ ): $\text{Fe}^{3+} + 3\text{NCS}^- = \text{Fe}(\text{NCS})_3$
Раствор оранжевого цвета	Растворы дихроматов (соли дихромовой кислоты) в кислых средах.
Осадок белого цвета, который образуется при добавлении щёлочи в раствор и растворяется в избытке щёлочи	Качественная реакция на соли $\text{Al}^{3+}$ , $\text{Zn}^{2+}$ (амфотерных гидроксидов): а) $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ б) $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^-$

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ НЕКОТОРЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Вещество	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакций) и уравнения реакций
$\text{CO}_2$ Оксид углерода (IV), углекислый газ, диоксид углерода – газ без цвета и запаха, не поддерживает горение, не ядовит, не растворим в воде, тяжелее воздуха: ( $\text{Mg}(\text{воздуха}) = 29$ ; $\text{Mg}(\text{CO}_2) = 44$ )	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ – известковая вода	Образуется осадок белого цвета, который растворяется при пропускании избытка газа. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ гидрокарбонат кальция
	$\text{Ba}(\text{OH})_2$ – баритовая вода	Образуется осадок белого цвета, который растворяется при пропускании избытка газа. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ гидрокарбонат бария
$\text{SO}_2$ Оксид серы (IV), сернистый газ, сернистый ангидрид – газ без цвета с резким запахом, ядовит, растворим в воде, тяжелее воздуха.	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ – известковая вода	Образуется осадок белого цвета, который растворяется при пропускании избытка газа. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ гидросульфит кальция
	$\text{Ba}(\text{OH})_2$ – баритовая вода	Образуется осадок белого цвета, который растворяется при пропускании избытка газа. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + \text{BaSO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ гидросульфат бария

Вещество	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакций) и уравнения реакций
	<b>KMnO<sub>4</sub></b> раствор перманганата калия	Обесцвечивание раствора перманганата калия. $5SO_2 + 2KMnO_4 + 2H_2O = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 2H_2SO_4$
	<b>Br<sub>2</sub> в H<sub>2</sub>O</b> – <i>бромная вода</i>	Обесцвечивание бромной воды. $SO_2 + 2H_2O + Br_2 \rightarrow H_2SO_4 + 2HBr$
<b>H<sub>2</sub>S</b> Сероводород – газ без цвета с запахом тухлых яиц, ядовит, растворим в воде, тяжелее воздуха.	Растворимые соли <b>Pb<sup>2+</sup></b> <b>Cu<sup>2+</sup></b> <b>Ag<sup>+</sup></b>	Образуются осадки чёрного цвета, не растворимые в растворах кислот, которые растворяются при нагревании в <b>HNO<sub>3</sub></b> (конц.) $Pb^{2+} + H_2S = PbS + 2H^+$ $Cu^{2+} + H_2S = CuS + 2H^+$ $2Ag^+ + H_2S = Ag_2S + 2H^+$
<b>NH<sub>3</sub></b> Аммиак, бесцветный газ с резким запахом, очень хорошо растворимый в воде (1V H <sub>2</sub> O : 700V NH <sub>3</sub> ), ядовит, взрывоопасен, легче воздуха.	<b>H<sub>2</sub>O</b> , индикаторы	Раствор аммиака (аммиачная вода, нашатырный спирт) окрашивает индикаторы: лакмус – в синий цвет, метилоранж – в жёлтый, фенолфталеин – в малиновый. $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4OH$ (NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O) гидроксид аммония, нашатырный спирт
	<b>HCl</b> (газ)	Образуется белый дым. $NH_3 + HCl = NH_4Cl$ хлорид аммония
<b>H<sub>2</sub></b> Водород – газ без цвета, запаха, нерастворимый в воде, взрывоопасен, легче воздуха.	<b>O<sub>2</sub> (воздух)</b>	Чистый водород (без примесей воздуха) быстро сгорает на воздухе почти без звука. Водород, содержащий примеси воздуха, при поджигании взрывается (гремучий газ). $2H_2 + O_2 = 2H_2O$
<b>Селитры (нитраты щелочных, щелочноземельных металлов и аммония)</b>	<b>Плавление, уголь (C)</b>	Уголь горит в расплавленных селитрах. $2NaNO_3 = 2NaNO_2 + O_2$ $C + O_2 = CO_2$
<b>Нитрат аммония NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub></b> (аммиачная селитра)	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц.) + Cu</b>	Выделяется бурый газ. $NH_4NO_3 + H_2SO_4$ (конц.) $\rightarrow$ <b>HNO<sub>3</sub> + NH<sub>4</sub>HSO<sub>4</sub></b> гидросульфат аммония $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$
	<b>Щёлочь, нагревание</b>	Запах аммиака, окрашивание влажной индикаторной бумажки (лакмусовой в синий цвет, фенолфталеиновый – в малиновый). $NH_4NO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NH_3\uparrow + H_2O$
<b>Хлорид аммония NH<sub>4</sub>Cl</b> (нашатырь)	<b>AgNO<sub>3</sub> (р-р)</b>	Образуется белый творожистый осадок, нерастворимый в кислотах и HNO <sub>3</sub> . $NH_4Cl + AgNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + AgCl\downarrow$
	<b>Щёлочь, нагревание</b>	Запах аммиака, окрашивание влажной индикаторной бумажки (лакмусовой в синий цвет, фенолфталеиновой – в малиновый). $NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_3\uparrow + H_2O$
<b>Сульфат аммония (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	<b>Ba<sup>2+</sup> (р-р)</b>	Образуется белый осадок, не растворимый в кислотах и HNO <sub>3</sub> . $(NH_4)_2SO_4 + BaCl_2 = 2NH_4Cl + BaSO_4\downarrow$
	<b>Щёлочь, нагревание</b>	Запах аммиака, окрашивание влажной индикаторной бумажки (лакмусовой в синий цвет, фенолфталеиновой – в малиновый). $(NH_4)_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$
<b>Нитрат натрия NaNO<sub>3</sub></b> (натриевая селитра)	<b>Плавление, уголь (C)</b>	Уголь горит в расплавленных селитрах. $2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2$ $C + O_2 = CO_2$
	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц.) + Cu</b>	Выделяется бурый газ. $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$ $NaNO_3 + H_2SO_4$ (конц.) $\rightarrow$ <b>HNO<sub>3</sub> + NaHSO<sub>4</sub></b> гидросульфат натрия
	<b>Пламя</b>	Окрашивается в жёлтый цвет.
<b>Нитрат калия KNO<sub>3</sub></b> (калийная селитра)	<b>Плавление, уголь (C)</b>	Уголь горит в расплавленных селитрах. $2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$ $C + O_2 = CO_2$
	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц.) + Cu</b>	Выделяется бурый газ. $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$ $KNO_3 + H_2SO_4$ (конц.) $=$ <b>KHSO<sub>4</sub> + HNO<sub>3</sub></b> гидросульфат калия
	<b>Пламя</b>	Окрашивается в фиолетовый цвет.
<b>O<sub>2</sub></b> Кислород – газ без цвета, запаха, малорастворимый в воде, поддерживает горение и дыхание, тяжелее воздуха.	<b>Тлеющая лучинка</b>	Тлеющая лучинка вспыхивает. $C + O_2 = CO_2$
<b>Cl<sub>2</sub></b> Хлор – газ жёлто – зелёного цвета с характерным запахом, ядовит, растворим в воде, реагирует с восстановителями (металлы, H <sub>2</sub> , KBr, H <sub>2</sub> S, ...), тяжелее воздуха.		
<b>Br<sub>2</sub></b> Бром – жидкость тёмно – бурого цвета с характерным зловонным запахом, ядовит.		
<b>I<sub>2</sub></b> Йод – кристаллическое вещество тёмно – фиолетового	<b>Крахмал (р-р)</b>	Тёмно – фиолетовое окрашивание, исчезающее при нагревании.



Вещество	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакций) и уравнения реакций
цвета с металлическим блеском, имеет характерный запах, ядовит.	$(C_6H_{10}O_5)_n$	
$NO_2$ Оксид азота (IV), диоксид азота, азотный ангидрид – бурый газ с характерным запахом, растворим в воде, ядовит.	-	-
$NO$ Оксид азота (II), монооксид азота – бесцветный газ, самопроизвольно окисляется на воздухе.	$O_2$	Появляется бурая окраска. $2NO + O_2 = 2NO_2$

Важнейшие окислители и восстановители	
Окислители	Восстановители
<p><b>Галогены.</b></p> <p>Перманганат калия (<math>KMnO_4</math>)</p> <p>Манганат калия (<math>K_2MnO_4</math>)</p> <p>Оксид марганца (IV) (<math>MnO_2</math>)</p> <p>Дихромат калия (<math>K_2Cr_2O_7</math>)</p> <p>Хромат калия (<math>K_2CrO_4</math>)</p> <p>Азотная кислота (<math>HNO_3</math>)</p> <p>Серная кислота (<math>H_2SO_4</math>) конц.</p> <p>Оксид меди(II) (<math>CuO</math>)</p> <p>Оксид свинца(IV) (<math>PbO_2</math>)</p> <p>Оксид серебра (<math>Ag_2O</math>)</p> <p>Пероксид водорода (<math>H_2O_2</math>)</p> <p>Хлорид железа(III) (<math>FeCl_3</math>)</p> <p>Бертоллева соль (<math>KClO_3</math>)</p> <p>Анод при электролизе</p>	<p><b>Металлы</b></p> <p>Водород</p> <p>Уголь</p> <p>Оксид углерода (II) (<math>CO</math>)</p> <p>Сероводород (<math>H_2S</math>)</p> <p>Оксид серы (IV) (<math>SO_2</math>)</p> <p>Сернистая кислота <math>H_2SO_3</math> и ее соли</p> <p>Галогеноводородные кислоты и их соли</p> <p>Катионы металлов в низших степенях окисления: <math>SnCl_2</math>, <math>FeCl_2</math>, <math>MnSO_4</math>, <math>Cr_2(SO_4)_3</math></p> <p>Азотистая кислота <math>HNO_2</math></p> <p>Аммиак <math>NH_3</math></p> <p>Гидразин <math>NH_2NH_2</math></p> <p>Оксид азота(II) (<math>NO</math>)</p> <p>Катод при электролизе.</p>