

**Некоторые качественные реакции неорганических соединений и изменения,
сопровождающие эти превращения**

№	Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
1	2	3
1	«Бурый» газ – оксид азота (IV)	Выделяется при окислении NO до NO ₂ ; взаимодействии тяжелых металлов, неметаллов и некоторых сложных веществ с концентрированной азотной кислотой; при разложении нитратов металлов, находящихся в ряду активности правее магния. 1. $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ 2. $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{k}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 3. $\text{C} + 4\text{HNO}_3(\text{k}) = \text{CO}_2\uparrow + 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 4. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HNO}_3(\text{k}) = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 5. $2\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{ZnO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ 6. $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
2	Газ с запахом тухлых яиц сероводород H ₂ S	Выделяется при взаимодействии сульфидов металлов с кислотами; очень активных металлов и сильных восстановителей с концентрированной серной кислотой. 1. $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ 2. $4\text{Mg} + 5\text{H}_2\text{SO}_4(\text{k}) = 4\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ 3. $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{k}) = 4\text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
3	Газ с резким запахом, растворимый в воде – сернистый газ, оксид серы (IV) SO ₂	Образуется при обжиге содержащих серу веществ; при взаимодействии тяжелых металлов и некоторых других восстановителей с концентрированной серной кислотой. 1. $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2\uparrow$ 2. $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 3. $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{ZnO}$ 4. $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{k}) = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 5. $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{k}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
4	Газ с характерным запахом, очень хорошо растворимый в воде – аммиак NH ₃	Образуется при синтезе аммиака и при взаимодействии солей аммония со щелочами: 1. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ 2. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
5	Газ, не поддерживающий горение, неядовитый, малорастворимый в воде – азот N ₂	Горение и окисление (некаталитическое) азотсодержащих веществ, окисление аммиака, разложение нитрита аммония, при взаимодействии металлов с разбавленной азотной кислотой. Имеет место реакция внутримолекулярного окисления-восстановления при нагревании смеси растворов нитрита натрия и хлорида аммония при 80 °С 1. $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ 2. $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = \text{N}_2\uparrow + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$ 3. $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 4. $12\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 5\text{Mg} = \text{N}_2\uparrow + 5\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ 5. $\text{NaNO}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$.
6	Газ, поддерживающий горение (вспыхивает тлеющая лучинка) – кислород O ₂	$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
1	2	3
7	Газы, поддерживающие горение (вспыхивает тлеющая лучинка) – озон, оксиды азота	$3\text{C} + 2\text{O}_3 = 3\text{CO}_2$ $\text{C} + \text{NO}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{NO}$
8	Окрашивание пламени	Качественная реакция на катионы:

		<p>Бария – желто-зелёное пламя Калия – фиолетовое пламя Кальция – кирпично-красное пламя Лития – ярко-красное пламя Натрия – желтое пламя Стронция – карминово-красное</p>
9	Осадок (творожистый) белого цвета, нерастворимый в азотной кислоте, образуется при добавлении нитрата серебра (AgNO ₃)	<p>Качественная реакция на хлорид-ионы (соляную кислоту и её соли): $Cl^- + Ag^+ = AgCl\downarrow$</p>
10	Осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах; образуется при взаимодействии с растворимыми солями бария – хлоридом (BaCl ₂) или нитратом (Ba(NO ₃) ₂)	<p>Качественная реакция на серную кислоту и её соли: $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow$</p>
11	Осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах; образуется при добавлении раствора серной кислоты (H ₂ SO ₄) или сульфатов	<p>Качественная реакция на соли бария: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$</p>
12	Осадок белого цвета, который образуется при пропускании газа без цвета и запаха через известковую воду и растворяется при пропускании избытка газа или в кислотах	<p>Качественная реакция на углекислый газ и карбонаты (соли угольной кислоты): $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$ $CaCO_3\downarrow + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$ $CaCO_3\downarrow + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2\uparrow$</p>
13	Осадок белого цвета, который образуется при пропускании бесцветного газа с резким запахом через известковую воду и растворяется при пропускании избытка газа или в кислотах.	<p>Качественная реакция на сернистый газ и сульфиты (соли сернистой кислоты): $SO_2 + Ca(OH)_2 = CaSO_3\downarrow + H_2O$ $CaSO_3\downarrow + SO_2 + H_2O = Ca(HSO_3)_2$ $CaSO_3\downarrow + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + SO_2\uparrow$</p>
1	2	3
14	Осадок белого (светло-зелёного) цвета; образуется при взаимодействии с растворами щелочей	<p>Качественная реакция на соли железа (II): $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2\downarrow$</p>
15	Осадок бурого цвета, образуется при	<p>Качественная реакция на соли железа (III): $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$</p>

	взаимодействии с растворами щелочей	
16	Осадок синего цвета, образуется при взаимодействии с раствором красной кровяной соли	Качественная реакция на соли железа (II): $3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$
17	Осадок синего цвета, образуется при взаимодействии с раствором желтой кровяной соли	Качественная реакция на соли железа (III): $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow$
18	Раствор кроваво-красного цвета	Качественная реакция на соли железа (III) с раствором роданида калия (KSCN) или роданида аммония (NH_4CNS): $\text{Fe}^{3+} + 3\text{CNS}^- = \text{Fe}(\text{CNS})_3$
19	Осадок кремового цвета, нерастворимый в азотной кислоте, образуется при взаимодействии с нитратом серебра	Качественная реакция на бромид-ионы (Br^-): $\text{Br}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgBr} \downarrow$
20	Осадок желтого цвета, нерастворимый в азотной кислоте, образуется при взаимодействии с нитратом серебра	Качественная реакция на иодид-ионы (I^-): $\text{I}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgI} \downarrow$
21	Осадок желтого цвета, растворимый в кислотах, образуется при взаимодействии с нитратом серебра	Качественная реакция на ортофосфат-ионы (PO_4^{3-}): $\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
22	Осадок голубого (синего) цвета, образуется при взаимодействии с растворами щелочей	Качественная реакция на соли меди (II): $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
23	Осадок черного цвета, образуется при взаимодействии с растворимыми сульфидами или сероводородом	Качественные реакции на ионы двухвалентных металлов (железа, никеля, меди, свинца, ртути) и ионы серебра: $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{FeS} \downarrow$ $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$
1	2	3
24	Появление запаха аммиака или изменение цвета индикаторной бумаги (посинение лакмусовой бумажки) при взаимодействии вещества со щелочами.	Качественная реакция на соли аммония: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
25	Раствор желтого цвета	Раствор индикатора метилоранжа окрашивается в желтый цвет в нейтральных и щелочных средах

26	Раствор красного цвета	Растворы индикаторов лакмуса или метилового оранжевого в кислых средах (pH<7)
27	Раствор малинового цвета	Раствор фенолфталеина в щелочных средах (pH>7)
28	Раствор синего цвета	Раствор фиолетового лакмуса в щелочных средах
29	Осадок белого цвета, который образуется при добавлении щёлочи в раствор и растворяется в избытке щелочи	<p>Качественная реакция, указывающая на наличие в растворе катионов металлов, способных образовывать амфотерные гидроксиды, например, катионов алюминия или цинка:</p> <p>2) $Al^{3+} + 3 OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$ $Al(OH)_3 \downarrow + OH^- = [Al(OH)_4]^-$</p> <p>2) $Zn^{2+} + 2OH^- = Zn(OH)_2 \downarrow$ $Zn(OH)_2 \downarrow + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$</p>

Условия и признаки осуществления некоторых неорганических процессов

№	Вещество	Процесс
1	Железо	Катализатор синтеза аммиака из азота и водорода: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$
2	Оксид ванадия (V) V_2O_5	Катализатор окисления SO_2 в SO_3 при получении серной кислоты: $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$
3	Оксид марганца (IV) MnO_2	Получение хлора из хлороводорода (соляной кислоты): $4HCl + MnO_2 = Cl_2 \uparrow + MnCl_2 + 2H_2O$
		Катализатор разложения пероксида водорода (H_2O_2) и хлората калия ($KClO_3$) с выделением кислорода: $2 H_2O_2 = 2H_2O + O_2 \uparrow$ $2 KClO_3 = 2KCl + 3O_2 \uparrow$
4	Платина	Катализатор окисления аммиака до оксида азота (II) при получении азотной кислоты: $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$
5	Ядовитый газ жёлто-зелёного цвета – хлор (Cl_2)	<p>Взаимодействие хлороводорода с окислителями (MnO_2; $KMnO_4$ и другие) и электролиз растворов и расплавов хлоридов:</p> <p>$4HCl + MnO_2 = Cl_2 \uparrow + MnCl_2 + 2H_2O$</p> <p>$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{Электролиз}} 2NaOH + H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow$</p>