

ХАРАКТЕРНЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ И АНИОНЫ

Катионы	Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного катиона, открываемый минимум (чувствительность реакции)
Калий K^+	<p>В нейтральной или уксуснокислой среде:</p> <p>1) Кобальтинитрит натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$ образует желтый кристаллический осадок: $2K^+ + Na^+ + [Co(NO_2)_6]^{3-} \rightarrow K_2Na[Co(NO_2)_6]$ Микрорекристаллокопическая реакция с $Na_2Pb[Cu(NO_2)_6]$ – образуются черные кристаллы кубической формы (открываемый минимум - 0,15 мкг K^+; предельное разбавление $1:7,5 \cdot 10^4$).</p> <p>2) Окрашивает пламя в фиолетовый цвет.</p>
Натрий Na^+	<p>1) Микрорекристаллокопическая реакция с цинкуранилацетатом $Zn(UO_2)_3(C_2H_3O_2)_8$ – образуется зеленовато-желтый кристаллический осадок, имеющий форму тетраэдров или октаэдров; открываемый минимум - 12,5 мкг Na^+; предельное разбавление $1:5 \cdot 10^3$ $Na^+ + Zn(UO_2)_3(C_2H_3O_2)_8 + CH_3COO^- + 9H_2O \rightarrow NaZn(UO_2)_3(C_2H_3O_2)_9 \cdot 9H_2O$</p> <p>2) Окрашивание пламени – желтое</p>
Аммоний NH_4^+	<p>1) При действии щелочей при нагревании выделяется аммиак, который обнаруживают по характерному запаху, по посинению влажной лакмусовой бумаги или по почернению фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли ртути (I). Чувствительность реакции - 0,05 мкг; предельное разбавление $1:10^6$. $NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + NH_3 + H_2O$ $(NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O)$</p> <p>2) Реактив Несслера $K_2[HgI_4]$ в щелочной среде образует оранжево-коричневый осадок; чувствительность реакции - 0,25 мкг иона аммония; предельное разбавление $1:2 \cdot 10^7$</p>
Магний Mg^{2+}	<p>1) Магnezон–I (или Магnezон–II) в отсутствие NH_4^+ дают синее окрашивание; открываемый минимум - 0,9 мкг (или 0,2 мкг соответственно).</p> <p>2) Оксихинолин (при pH = 10 – 12) дает зеленовато-желтый кристаллический осадок (чувствительность реакции - 0,1 мкг иона магния)</p> <p>3) Карбонаты щелочных металлов дают белый осадок карбоната магния, легко растворимый в кислотах: $Mg^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow MgCO_3$</p>
Кальций Ca^{2+}	<p>1) Окрашивает пламя в кирпично-красный цвет.</p> <p>2) Щавелевокислый аммоний (оксалат аммония) в уксуснокислом растворе образует белый кристаллический осадок (в отсутствие Ba^{2+} и Sr^{2+}); чувствительность - 1 мкг Ca^{2+} $CaCl_2 + (NH_4)_2C_2O_4 \rightarrow 2NH_4Cl + CaC_2O_4$ $(Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow CaC_2O_4)$</p> <p>3) Микрорекристаллокопическая реакция с H_2SO_4: характерная форма кристаллов в виде длинных игл или пластинок (чувствительность - 0,1 мкг Ca^{2+})</p>
Барий Ba^{2+}	<p>1) В уксуснокислой среде хромат калия K_2CrO_4 или $K_2Cr_2O_7 + CH_3COONa$ дают ярко-желтый осадок хромата бария.</p> <p>2) Серная кислота и ее соли образуют белый кристаллический осадок сульфата бария, нерастворимого в кислотах и щелочах: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$ (Открываемый минимум - 0,4 мкг; предельное разбавление $1:1,25 \cdot 10^5$).</p> <p>Гипсовая вода (насыщенный раствор $CaSO_4$) с Ba^{2+} на холоде вызывает медленное образование осадка (тогда как для ее взаимодействия с ионами Sr^{2+} требуется нагревание).</p>

Катионы	Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного катиона, открываемый минимум (чувствительность реакции)
<p>3) Окрашивает пламя в желто-зеленый цвет.</p> <p>Алюминий</p> <p>Al^{3+}</p>	<p>1) Гидроксиды щелочных металлов образуют белый студенистый осадок $Al(OH)_3$, растворимый в кислотах с образованием соли соответствующей кислоты; он также растворим в растворах щелочей с образованием комплексных ионов $[Al(OH)_4]^-$: $Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3$ $Al(OH)_3 + OH^- \rightarrow [Al(OH)_4]^-$ (Гидроксид алюминия проявляет амфотерные свойства) В отличие от гидроксида цинка, $Al(OH)_3$ не растворяется в NH_4OH.</p> <p>2) Прокаливание гидроксида алюминия с солью кобальта дает синее окрашивание (“тенарову синь” - $Co(AlO_2)_2$).</p> <p>3) Оксихинолин дает желтый осадок; Ализарин красный S, Хинализарин или Аллюминон - красные осадки.</p>
<p>Хром</p> <p>Cr^{3+}</p>	<p>1) Окислители (например, перманганат калия, пероксид водорода, бромная вода) превращают зеленые или фиолетовые соединения хрома (III) в соединения хрома (VI)- хроматы CrO_4^{2-} (желтого цвета) в щелочной среде или дихроматы $Cr_2O_7^{2-}$ (оранжевого цвета) в кислой среде.</p> <p>2) Гидроксиды щелочных металлов образуют серо-голубой осадок $Cr(OH)_3$, проявляющий амфотерные свойства - растворяется в растворах кислот и в избытке щелочей и NH_4OH.</p>
<p>Железо</p> <p>Fe^{3+}</p>	<p>1) Гексацианоферрат (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ (желтая кровавая соль) образует темно-синий осадок берлинской лазури; чувствительность реакции 0,05 мкг Fe^{3+}, предельное разбавление 1:10⁶: $4K_4[Fe(CN)_6] + 4Fe^{3+} \rightarrow 12K^+ + 4KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6]$ (а)</p> <p>2) Гидроксиды щелочных металлов и NH_4OH образуют гидроксид железа (III) красно-бурого цвета, растворимый в кислотах и нерастворимый в избытке щелочей (отличие от гидроксидов алюминия и хрома). Открываемый минимум - 10 мкг железа; предельное разбавление 1:1,6·10⁵. $Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$</p> <p>3) Роданид калия или аммония вызывает кроваво-красное окрашивание раствора $FeCl_3 + 3NH_4SCN \leftrightarrow 3NH_4Cl + Fe(SCN)_3$ Открываемый минимум - 0,25 мкг, предельное разбавление – 1:2·10⁵</p>
<p>Железо</p> <p>Fe^{2+}</p>	<p>1) Гексацианоферрат (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (красная кровавая соль) образует темно-синий осадок турнбулевой сини; чувствительность реакции 0,1 мкг железа, предельное разбавление 1:5·10⁷ $3K_3[Fe(CN)_6] + 3Fe^{2+} \rightarrow 3KFe^{II}[Fe^{III}(CN)_6] + 6K^+$ (б)</p> <p>Недавно было установлено, что берлинская лазурь и турнбулева синь - это одно и то же вещество, т.к. комплексы, образующиеся в реакциях (а) и (б) находятся между собой в равновесии: $KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6] \leftrightarrow KFe^{II}[Fe^{III}(CN)_6]$ (В разделе “Железо и его соединения” упомянутые выше реакции (а) и (б) приведены в традиционной старой записи).</p>
<p>Цинк</p> <p>Zn^{2+}</p>	<p>1) Гидроксиды щелочных металлов образуют белый амфотерный осадок $Zn(OH)_2$, который растворим в NH_4OH с образованием комплексных соединений: $Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2$ $Zn(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow [Zn(NH_3)_4](OH)_2$ При прокаливании гидроксида цинка с соединениями кобальта образуется окрашенная в зеленый цвет масса - “ринманова зелень”, представляющая собой цинкат кобальта $CoZnO_2$.</p> <p>2) H_2S при pH = 2,2 дает белый осадок ZnS</p>

Катионы	Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного катиона, открываемый минимум (чувствительность реакции)
Никель Ni^{2+}	<p>1) Гидроксид натрия образует бледно-зеленый студенистый осадок $Ni(OH)_2$; открываемый минимум - 300 мкг никеля, предельное разбавление $1:3 \cdot 10^5$. Осадок растворим в кислотах и в NH_4OH и нерастворим в избытке щелочи.</p> <p>2) Сероводород не осаждает NiS из сильноокислых растворов; черный осадок сульфида никеля образуется только при pH 4 – 5.</p> <p>3) Диметилглиоксим (реактив Чугаева) образует красно-фиолетовый осадок; открываемый минимум - 0,5 мкг никеля, предельное разбавление $1:1 \cdot 10^6$.</p>
Серебро Ag^+	<p>1) Соляная кислота дает белый творожистый осадок, растворимый в аммиаке, при подкислении HNO_3 аммиачного раствора снова выпадает белый осадок; чувствительность реакции - 0,01 мкг Ag^+, предельное разбавление $1:10^5$.</p> <p>$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$ $AgCl + 2NH_4OH \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^- + 2H_2O$ $[Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^- + 2H^+ \rightarrow AgCl + 2NH_4^+$</p> <p>2) Сероводород осаждает черный сульфид серебра; открываемый минимум - 1 мкг серебра, предельное разбавление $1:5 \cdot 10^6$.</p>
Медь Cu^{2+}	<p>1) Растворы солей Cu^{2+} окрашены в голубой цвет; Cu^{2+} окрашивает пламя в зеленый цвет.</p> <p>2) Сероводород образует черный осадок сульфида меди CuS; открываемый минимум - 1 мкг меди, предельное разбавление $1:5 \cdot 10^6$. Осадок нерастворим в соляной и серной кислотах, но растворяется в горячей конц. HNO_3.</p> <p>3) Гидроксиды щелочных металлов осаждают голубой осадок $Cu(OH)_2$, который при нагревании дегидратируется и превращается в черный осадок оксида меди CuO: $Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$ $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$</p> <p>Открываемый минимум - 80 мкг меди, предельное разбавление $1:5 \cdot 10^4$. Гидроксид меди растворяется в концентрированных растворах аммиака, образуя аммиакат меди интенсивно синего цвета (реактив Швейцера; растворяет целлюлозу): $Cu(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2OH^-$</p>

Анион	Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного аниона, открываемый минимум (чувствительность реакции)
F^-	<p>1) $AgNO_3$ не образует осадка, т.к. фторид серебра растворим в воде (в отличие от других галогенидов серебра).</p> <p>2) Хлорид кальция дает белый осадок фторида кальция.</p>
Cl^-	<p>1) В азотнокислой среде $AgNO_3$ дает белый осадок, растворимый в NH_4OH. Открываемый минимум - 1 мкг Cl^-, предельное разбавление $1:10^5$.</p>
Br^-	<p>1) В азотнокислой среде $AgNO_3$ образует светло-желтый осадок. Чувствительность реакции - 20 мкг Br^-, предельное разбавление $1:2 \cdot 10^5$.</p> <p>2) Хлорная вода окисляет бромид-анион до свободного брома, который окрашивает органический растворитель в соломенно-желтый цвет. Фуксин, обесцвеченный гидросульфитом, окрашивается свободным бромом в синий цвет. Чувствительность реакции 50 мкг Br^-. $2Br^- + Cl_2 \rightarrow 2Cl^- + Br_2$</p>
I^-	<p>1) Нитрат серебра образует темно-желтый осадок AgI, нерастворимый в растворах HNO_3, и NH_4OH (в отличие от хлоридов и бромидов серебра, растворимых в аммиаке).</p>

Анион	Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного аниона, открываемый минимум (чувствительность реакции)
	<p>2) Хлорная вода окисляет йодид-анион до йода: $2\Gamma + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{Cl}^-$</p> <p>3) Открываемый минимум - 40 мкг Γ^-; предельное разбавление $1:2,5 \cdot 10^4$ Выделившийся йод можно открыть с помощью крахмала, который окрашивается йодом в синий цвет, или взбалтывая раствор с органическим растворителем, который приобретает красновато-фиолетовую окраску. При прибавлении избытка хлорной воды окраска исчезает, т.к. свободный йод окисляется до бесцветной йодноватой кислоты: $\text{I}_2 + 5\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HIO}_3 + 10\text{H}^+ + 10\text{Cl}^-$</p> <p>Другие окислители (перманганат калия, дихромат калия и др.) в кислом растворе также окисляют йодид-анион до йода: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\Gamma + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{I}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$ $2\text{MnO}_4^- + 10\Gamma + 16\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{I}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$</p>
S^{2-}	<p>1) Хлористоводородная и др. кислоты при взаимодействии с сульфидами выделяют сероводород, который имеет запах тухлых яиц: $\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}$</p> <p>2) Сульфид-анион с катионами многих тяжелых металлов образует разноцветные осадки: ZnS (белый), CdS (желтый), CuS, PbS, NiS (черный), HgS (красный) и др.</p> <p>3) Нитропруссид натрия в щелочном растворе дает красно-фиолетовое окрашивание.</p>
SO_3^{2-}	<p>1) Йодная вода или раствор перманганата калия обесцвечивается.</p> <p>2) Разбавленные минеральные кислоты выделяют сернистый газ SO_2, который обесцвечивает раствор KMnO_4 или йода.</p>
SO_4^{2-}	<p>1) Хлорид бария дает белый осадок, нерастворимый в HNO_3: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$</p>
CO_3^{2-}	<p>1) Минеральные кислоты разлагают карбонаты (и гидрокарбонаты) с образованием углекислого газа CO_2, который с известковой водой образует белый осадок: $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$</p>
SiO_3^{2-}	<p>1) Минеральные кислоты выделяют гель кремниевой кислоты</p>
CH_3COO^-	<p>1) При растирании в ступке уксуснокислой соли с гидросульфатом калия появляется характерный запах уксусной кислоты (сильная кислота вытесняет из соли слабую): $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_2\text{SO}_4$</p> <p>2) Хлорид железа (III) дает на холоде интенсивно-красное окрашивание (вследствие гидролиза до основной соли), при нагревании бурый осадок (образуется конечный продукт гидролиза - гидроксид железа (III)).</p> <p>3) Этиловый спирт (в присутствии конц. H_2SO_4) образует сложный эфир, имеющий специфический фруктовый запах.</p>