

Характерные реакции на катионы

| Катионы | Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного катиона |
|------------------------------|---|
| K ⁺ | <ul style="list-style-type: none"> • В нейтральной или уксуснокислой среде гексанитритокобальтат (III) натрия Na₃[Co(NO₂)₆] образует желтый кристаллический осадок: $2K^+ + Na^+ + [Co(NO_2)_6]^{3-} = K_2Na[Co(NO_2)_6]$ • Микрокристаллоскопическая реакция с Na₂Pb[Cu(NO₂)₆]⁻ образуются черные кристаллы кубической формы. • Окрашивает пламя в фиолетовый цвет. |
| Na ⁺ | <ul style="list-style-type: none"> • Микрокристаллоскопическая реакция с цинкуранилацетатом Zn(UO₂)₃(C₂H₃O₂)₈ – образуется зеленовато-желтый кристаллический осадок, имеющий форму тетраэдров или октаэдров: $Na^+ + Zn(UO_2)_3(C_2H_3O_2)_8 + CH_3COO^- + 9H_2O = NaZn(UO_2)_3(C_2H_3O_2)_9 \cdot 9H_2O.$ • Окрашивает пламя в желтый цвет. |
| NH ₄ ⁺ | <ul style="list-style-type: none"> • 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): $NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_3 + H_2O;$ $(NH_4^+ + OH^- = NH_3 + H_2O).$ • Реактив Несслера K₂[HgI₄] в щелочной среде образует оранжево-коричневый осадок. |
| Mg ²⁺ | <ul style="list-style-type: none"> • Магнезон–I (или Магнезон–II) в отсутствие NH₄⁺ дают синее окрашивание; • Оксихинолин (при pH = 10 – 12) дает зеленовато-желтый кристаллический осадок; • Карбонаты щелочных металлов дают белый осадок карбоната магния, легко растворимый в кислотах: Mg²⁺ + CO₃²⁻ = MgCO₃. |
| Ca ²⁺ | <ul style="list-style-type: none"> • Щавелевокислый аммоний (оксалат аммония) в уксуснокислом растворе образует белый кристаллический осадок (в отсутствие Ba²⁺ и Sr²⁺): CaCl₂ + (NH₄)₂C₂O₄ = 2NH₄Cl + CaC₂O₄ (Ca²⁺ + C₂O₄²⁻ = CaC₂O₄) |

| 1 | 2 |
|------------------|--|
| | <ul style="list-style-type: none"> • Микрокристаллоскопическая реакция с H_2SO_4, характерная форма кристаллов в виде длинных игл или пластинок. • Окрашивает пламя в кирпично-красный цвет. |
| Ba^{2+} | <ul style="list-style-type: none"> • В уксуснокислой среде хромат калия K_2CrO_4 или бихромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в присутствии CH_3COONa дают ярко-желтый осадок хромата бария. • Серная кислота и ее соли образуют белый кристаллический осадок сульфата бария, нерастворимого в кислотах и щелочах: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$. • 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). • Окрашивает пламя в желто-зеленый цвет. |
| Al^{3+} | <ul style="list-style-type: none"> • Гидроксиды щелочных металлов образуют белый студенистый осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$, растворимый в кислотах с образованием соли соответствующей кислоты; он также растворим в растворах щелочей с образованием комплексных ионов $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$: $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ • В отличие от гидроксида цинка, $\text{Al}(\text{OH})_3$ не растворяется в NH_4OH. • Прокаливание гидроксида алюминия с солью кобальта дает синее окрашивание («тенарову синь» - $\text{Co}(\text{AlO}_2)_2$). |
| Cr^{3+} | <ul style="list-style-type: none"> • 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 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (оранжевого цвета) в кислой среде. • Гидроксиды щелочных металлов образуют серо-голубой осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$, проявляющий амфотерные свойства - растворяется в растворах кислот и в избытке щелочей и NH_4OH. |
| Fe^{3+} | <ul style="list-style-type: none"> • Гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (желтая кровяная соль) образует темно-синий осадок берлинской лазури: $4\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 4\text{Fe}^{3+} = 12\text{K}^+ + 4\text{KFe}^{3+}[\text{Fe}^{2+}(\text{CN})_6] \quad (\text{a})$ |

| 1 | 2 |
|------------------|---|
| | <ul style="list-style-type: none"> 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): $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$. Роданид калия или аммония вызывает кроваво-красное окрашивание раствора: $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{SCN} = 3\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Fe}(\text{SCN})_3$ |
| Fe^{2+} | <ul style="list-style-type: none"> Гексацианоферрат (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красная кровяная соль) образует темно-синий осадок турнбулевой сини: $3\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 3\text{Fe}^{2+} = 3\text{KFe}^{2+}[\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6] + 6\text{K}^+ \quad (\text{б})$ 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: $\text{KFe}^{3+}[\text{Fe}^{2+}(\text{CN})_6] = \text{KFe}^{2+}[\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6]$ |
| Zn^{2+} | <ul style="list-style-type: none"> Гидроксиды щелочных металлов образуют белый амфотерный осадок $\text{Zn}(\text{OH})_2$, который растворим в NH_4OH с образованием комплексных соединений: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2;$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ При прокаливании гидроксида цинка с соединениями кобальта образуется окрашенная в зеленый цвет масса – «ринманова зелень», представляющая собой цинкат кобальта CoZnO_2. H_2S при $\text{pH} = 2,2$ дает белый осадок ZnS |
| Ni^{2+} | <ul style="list-style-type: none"> Гидроксид натрия образует бледно-зеленый студенистый осадок $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Осадок растворим в кислотах и в NH_4OH и нерастворим в избытке щелочи. Сероводород не осаждает NiS из сильноокислых растворов; черный осадок сульфида никеля образуется только при $\text{pH} 4 - 5$. Диметилглиоксим (реактив Чугаева) образует красно-фиолетовый осадок. |

| 1 | 2 |
|------------------|--|
| Cu^{2+} | <ul style="list-style-type: none"> • Растворы солей Cu^{2+} окрашены в голубой цвет; Cu^{2+} окрашивает пламя в зеленый цвет. • Сероводород образует черный осадок сульфида меди CuS. Осадок нерастворим в соляной и серной кислотах, но растворяется в горячей конц. HNO_3. |
| | <ul style="list-style-type: none"> • Гидроксиды щелочных металлов осаждают голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$, который при нагревании дегидратируется и превращается в черный осадок оксида меди CuO: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ • Гидроксид меди растворяется в концентрированных растворах аммиака, образуя аммиакат меди интенсивно синего цвета (реактив Швейцера; растворяет целлюлозу): $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2\text{OH}^-$ |
| Ag^+ | <ul style="list-style-type: none"> • Соляная кислота дает белый творожистый осадок, растворимый в аммиаке, при подкислении HNO_3 аммиачного раствора снова выпадает белый осадок: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$ $\text{AgCl} + 2\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$ $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}^+ = \text{AgCl} + 2\text{NH}_4^+$ • Сероводород осаждает черный сульфид серебра. |

Таблица П.2

Классификация анионов по окислительно-восстановительным свойствам

| Групповой реагент | Анионы | Групповой признак |
|--|--|-------------------------|
| Восстановители | | |
| $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ | Cl^- , Br^- , I^- , SCN^- | Обесцвечивание раствора |
| I_2 , крахмал + H_2SO_4 | $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, S^{2-} , SO_3^{2-} , NO_2^- S^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ | Обесцвечивание раствора |

| 1 | 2 | 3 |
|---|--|--|
| Окислители | | |
| KI+H ₂ SO ₄ (крахмал) MnCl ₂ +HCl(конц) | CrO ₄ ²⁻ , MnO ₄ ⁻ , ClO ⁻ ClO ₃ ⁻ , NO ₂ ⁻ , BrO ₃ ⁻ NO ₃ ⁻ , CrO ₄ ²⁻ , NO ₂ ⁻ , ClO ₃ ⁻ [Fe(CN) ₆] ³⁻ , ClO ⁻ , MnO ₄ ⁻ | Окрашивание раствора Окрашивание раствора |
| Инертные | | |
| | CO ₃ ²⁻ , SO ₄ ²⁻ , SiO ₃ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ , F ⁻ , BO ₂ ⁻ | |

Таблица П.3

Характерные реакции на анионы

| Анион | Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного аниона |
|-----------------|--|
| F ⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • AgNO₃ не образует осадка, т.к. фторид серебра растворим в воде (в отличие от других галогенидов серебра). • Хлорид кальция дает белый осадок фторида кальция. |
| Cl ⁻ | В азотнокислой среде AgNO ₃ дает белый осадок, растворимый в NH ₄ OH. |
| Br ⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • В азотнокислой среде AgNO₃ образует светло-желтый осадок. • 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: 2Br⁻ + Cl₂ = 2Cl⁻ + Br₂ |
| I ⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • Нитрат серебра образует темно-желтый осадок AgI, нерастворимый в растворах HNO₃, и NH₄OH (в отличие от хлоридов и бромидов серебра, растворимых в аммиаке). • Хлорная вода окисляет йодид-анион до йода: 2I⁻ + Cl₂ = I₂ + 2Cl⁻ Выделившийся йод можно открыть с помощью крахмала, который окрашивается йодом в синий цвет, или взбалтывая раствор с органическим растворителем, который приобретает красновато- |

| 1 | 2 |
|--------------------------------|--|
| | <p>фиолетовую окраску. При прибавлении избытка хлорной воды окраска исчезает, т.к. свободный йод окисляется до бесцветной йодноватой кислоты:</p> $I_2 + 5Cl_2 + 6H_2O = 2HIO_3 + 10H^+ + 10Cl^-$ <ul style="list-style-type: none"> • Другие окислители (перманганат калия, дихромат калия и др.) в кислом растворе также окисляют йодид-анион до йода: $Cr_2O_7^{2-} + 2I^- + 14H^+ = 2Cr^{3+} + 3I_2 + 7H_2O$ $2MnO_4^- + 10I^- + 16H^+ = 2Mn^{2+} + 5I_2 + 8H_2O$ |
| S ²⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • Хлористоводородная и др. кислоты при взаимодействии с сульфидами выделяют сероводород, который имеет запах тухлых яиц: $S^{2-} + 2H^+ = H_2S$ <ul style="list-style-type: none"> • Сульфид-анион с катионами многих тяжелых металлов образует разноцветные осадки: ZnS (белый), CdS (желтый), CuS, PbS, NiS (черный), HgS (красный) и др. |
| NO ₃ ⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • При нагревании с медью (в присутствии конц. H₂SO₄) образуется голубой раствор Cu²⁺, выделяется бурый газ NO₂. |
| PO ₄ ³⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • В присутствии ионов Ag⁺ в нейтральной среде выпадает светло-желтый осадок: $3Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4 \downarrow$ |
| CrO ₄ ²⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • В присутствии ионов Ba²⁺ выпадает желтый осадок, не растворимый в уксусной кислоте, но растворимый в соляной кислоте: $Ba^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow BaCrO_4 \downarrow$ |
| OH ⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • В присутствии индикаторов наблюдается характерное окрашивание: лакмус – синее; фенолфталеин – малиновое. |
| SO ₃ ²⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • Йодная вода или раствор перманганата калия обесцвечивается. Разбавленные минеральные кислоты выделяют сернистый газ SO₂, который обесцвечивает раствор KMnO₄ или йода. |
| SO ₄ ²⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • Хлорид бария дает белый осадок, нерастворимый в HNO₃: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$ |
| CO ₃ ²⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • Минеральные кислоты разлагают карбонаты (и гидрокарбонаты) с образованием углекислого газа CO₂, который с известковой водой образует белый осадок: $CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2$ $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3$ |
| SiO ₃ ²⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • Минеральные кислоты выделяют гель кремниевой кислоты |

| 1 | 2 |
|----------------------------------|--|
| CH ₃ COO ⁻ | <ul style="list-style-type: none"> • При растирании в ступке уксуснокислой соли с гидросульфатом калия появляется характерный запах уксусной кислоты (сильная кислота вытесняет из соли слабую): $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{KHSO}_4 = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_2\text{SO}_4$ • 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)). |

Таблица П.4

Основные методы количественного анализа

| Измеряемая величина (свойство) | Название метода |
|---|-------------------------------------|
| Масса | Гравиметрический |
| Объем | Масс-спектрометрический |
| Плотность | Титриметрический |
| Поглощение или испускание инфракрасных лучей | Денсиметрический |
| Колебания молекул | Инфракрасная спектроскопия |
| Поглощение или испускание видимых, ультрафиолетовых и рентгеновских лучей | Комбинационное рассеяние |
| Колебания атомов | Спектральный и рентгеноспектральный |
| Рассеяние света | Фотометрический |
| Диффузионный ток на электроде | (колориметрия, спектрофотометрия) |
| Электродный потенциал | Атомно-адсорбционная спектроскопия |
| Количество электричества | Люминесцентный |
| Электрическая проводимость | Полярография и вольтамперометрия |
| Скорость реакции | Потенциометрический |
| Тепловой эффект реакции | Кулонометрический |
| Вязкость | Кондуктометрический |
| Поверхностное натяжение | Кинетический |
| Понижение температуры замерзания | Каталитический |
| Повышение температуры кипения | Термометрия и калориметрия |
| | Вискозиметрический |
| | Тензометрический |
| | Криоскопический |
| | Эбулиоскопический |