

## Лекция 9

### Тема 2.4 Катионы V и VI аналитических групп

Трудоемкость: 2 часа

Содержание: Общая характеристика V группы катионов. Свойства катионов железа (II, III), марганца, магния, висмута. Групповой реактив. Действие группового реактива. Окислительно-восстановительные реакции и использование их при открытии и анализе катионов V группы. Окислители и восстановители, наиболее часто применяемые в лаборатории. Применение соединений катионов V аналитической группы в медицине.

Общая характеристика VI группы катионов. Свойства катионов (меди II, ртути II). Реакции комплексообразования. Использование их в открытии катионов VI группы. Групповой реактив. Его действие. Систематический анализ смеси катионов I-VI группы. Применение соединений меди, ртути II в медицине.

Конспект:

#### **ПЯТАЯ АНАЛИТИЧЕСКАЯ ГРУППА – ГИДРОКСИДНАЯ**

К пятой аналитической группе катионов относятся ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Sb(III)}$ ,  $\text{Sb(V)}$ .

Ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{Mn}^{2+}$  являются катионами *d*-элементов, ион  $\text{Mg}^{2+}$  - катион *s*-элемента. Ионы  $\text{Mn}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  - бесцветные, ионы  $\text{Fe}^{2+}$  - бледно-зеленые, а ионы  $\text{Fe}^{3+}$  - желтые.

Нитраты, хлориды, сульфаты и ацетаты катионов пятой группы хорошо растворимы в воде. При нагревании ацетата железа (III) происходит гидролиз, который сопровождается образованием основных солей. Соли сурьмы и висмута при растворении легко подвергаются гидролизу, образуя основные соли.

Карбонаты катионов  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  не растворяются в воде. Из-за гидролиза они переходят в гидроксиды, если растворимость гидроксидов меньше растворимости карбонатов.

Фосфаты катионов пятой группы менее растворимы в воде, чем их гидрофосфаты. Это приводит к тому, что при взаимодействии солей катионов

пятой группы с гидрофосфатом натрия выпадают не гидрофосфаты, а фосфаты. Фосфаты катионов  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$  растворяются в уксусной и минеральных кислотах, а фосфат катиона  $\text{Fe}^{3+}$  растворяется лишь в минеральных кислотах.

Сероводород осаждает из нейтральных растворов осадки сульфидов всех катионов 5 группы, растворяются в соляной кислоте, за исключением сульфида висмута и сурьмы.

Среди катионов пятой группы ионы железа и марганца имеют переменную степень окисления, а ионы магния - постоянную. Для ионов железа и марганца характерны окислительно-восстановительные реакции. Наибольшую окислительную способность соединения марганца проявляют в кислой среде.

Катионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{Mn}^{2+}$  легко образуют комплексные соединения. Например, катионы железа  $\text{Fe}^{3+}$  образуют фторидные и оксалатные комплексы  $[\text{FeF}_6]^{3-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ . Это свойство используется для маскировки ионов  $\text{Fe}^{3+}$  при анализе катионов нескольких групп.

Групповым реагентом на катионы пятой аналитической группы является гидроксид натрия. При действии гидроксида натрия все катионы пятой группы образуют нерастворимые в воде гидроксиды. Гидроксиды катионов пятой группы не растворяются в избытке щелочи и в растворе аммиака в отличие от гидроксидов катионов четвертой и шестой групп.

### **Применение в медицине и фармации солей катионов 5 аналитической группы.**

**Магний** входит в состав многих ферментативных систем, в том числе при гидролизе АТФ. Он антагонист Са. Mg - регулирует работу сердца, содержится в костной ткани.

Сульфат магния  $\text{MgSO}_4$  применяется как желчегонное, слабительное средство, применяется также при гипертонии и для родовспоможения.

Оксид  $\text{MgO}$  и пероксид магния  $\text{MgO}_2$  употребляют как желудочные средства.

В состав присыпок входит гидроксокарбонат магния  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ .

**Марганец** - микроэлемент образует в организме металлокомплексы с белками, нуклеиновыми кислотами, АТФ, АДФ. Участвует в обмене углеводов.

Перманганат калия  $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$  - применяется как антисептическое и обеззараживающее средство наружно для промывания ран, полосканий, смазывания, примочек, при язвах, ожогах и различных кожных заболеваниях. Внутрь при отравлениях для промывания желудка.

Препараты элементарного, двух- и трехвалентного **железа** принимают внутрь для лечения анемий. Наиболее часто применяют восстановленное железо, сульфат железа (II), глицерофосфат железа (III), латат железа (II), аскорбинат железа (II). Препараты железа назначают в виде порошков, таблеток, пилюль.

Железо, в виде ионов  $\text{Fe}^{2+}$ , входит в состав гемоглобина крови и ряда ферментов. При анемиях наблюдается снижение количества гемоглобина. Препараты железа в этом случае стимулируют деятельность кроветворных органов и восполняют недостаток железа (II).

Ряд солей железа применяют при анализе лекарств.

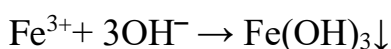
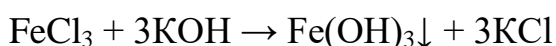
**Дигидроксонитрат висмута  $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$**  обладает вяжущим, антисептическим свойствами и назначается в порошках при заболеваниях желудочно-кишечного тракта, в присыпках и мазях при воспалительных заболеваниях кожи.

Висмута нитрат основной  **$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$**  применяется внутрь при язве желудка как обволакивающее средство, а также наружно при кожных заболеваниях. Ряд органических соединений висмута применяется для лечения сифилиса (бийохинол и др.), а также как антисептические средства, наружно (ксероформ, дерматол).

Из соединений **сурьмы** в медицине применяют органические соединения сурьмы при кожных заболеваниях.

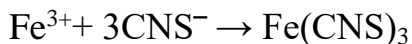
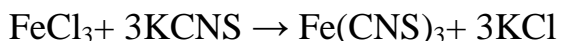
### Реакции катиона железа (III)

**1. Групповой реактив щелочь – NaOH или KOH** дает с катионом  $\text{Fe}^{3+}$  осадок гидроксида железа (III) красно-бурого цвета.



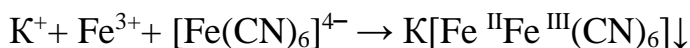
Гидроксид железа (III) растворяется в кислотах, но не растворяется в щелочах.

**2. Реагенты – аммония роданид – NH<sub>4</sub>CNS (реакция фармакопейная) или калия – KCNS с катионами Fe<sup>3+</sup> образует железа (III) роданид, раствор которого обладает интенсивной кроваво-красной окраской:**



Этой реакцией Fe<sup>3+</sup> может быть обнаружен в присутствии любых катионов. При избытке реактивов образуется густо-окрашенный комплекс роданида железа (III). Данная реакция весьма чувствительна и считается специфической.

**3. Реагент – калия гексацианоферрат (II) – K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] (желтая кровяная соль) (реакция фармакопейная) образует с катионами трехвалентного железа темно-синий осадок:**



Обнаружению катионов Fe<sup>3+</sup> данной реакцией мешают Mn<sup>2+</sup> (грязно-белый осадок), Bi<sup>3+</sup> (бело-желтый осадок), Hg<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Co<sup>2+</sup>, Ni<sup>2+</sup>.

**4. Реагент – калия йодид или натрия йодид – KI или NaI окисляется солями железа (III) в кислой среде до свободного йода:**



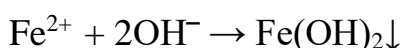
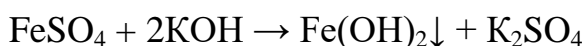
На фильтровальную бумагу наносят последовательно по одной капле растворов соли железа (III), хлористоводородной кислоты, йодида калия. Наблюдают появление бурового пятна. При добавлении 1 капли крахмала пятно становится темно-синим.

**5. Реагент Na<sub>2</sub>S или (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S образует смешанный осадок серы и сульфида железа (II) черного цвета:**



### Реакции катиона железа (II)

**1. Групповой реактив щелочь – NaOH или KOH образует с катионом Fe<sup>2+</sup> осадок гидроксида железа (II) грязно-зеленого цвета.**

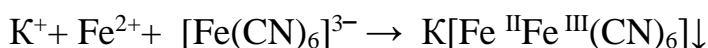


Гидроксид железа (II) растворяется в кислотах, но не растворяется в щелочах.

$\text{Fe}(\text{OH})_2$  на воздухе буреет, окисляясь до  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ :

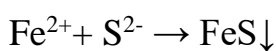
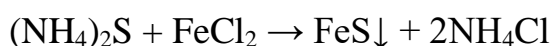


**2. Реагент – калия гексацианоферрат железа (III) –  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (красная кровяная соль) (реакция фармакопейная)** образует с катионами железа (II) осадок темно-синего цвета:



Обнаружению катионов  $\text{Fe}^{2+}$  данной реакцией мешают  $\text{Mn}^{2+}$  (бурый осадок),  $\text{V}^{3+}$  (горчичный осадок),  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ .

**3. Реагент – аммония сульфид –  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  или натрия сульфид –  $\text{Na}_2\text{S}$  (реакция фармакопейная)** осаждает  $\text{Fe}^{2+}$  в виде  $\text{FeS}$  черного цвета.

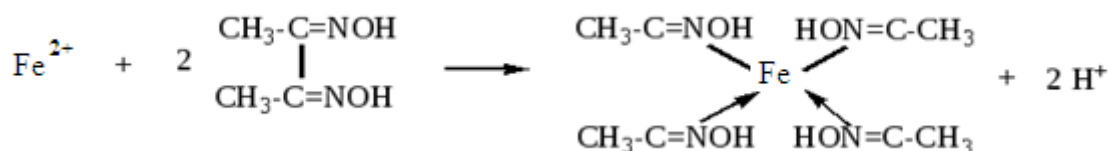


**4. Реагент – пероксид водорода –  $\text{H}_2\text{O}_2$**  – окисляет  $\text{Fe}^{+2}$  до  $\text{Fe}^{+3}$



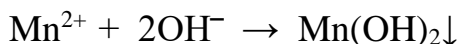
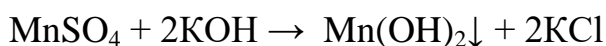
**6. Специфическим реактивом на катион  $\text{Fe}^{2+}$  является диметилглиоксим (реактив Л.А. Чугаева).**

В результате этой реакции образуется внутрикомплексная соль диметилглиоксимины железа, обладающая характерной ало-красной окраской:

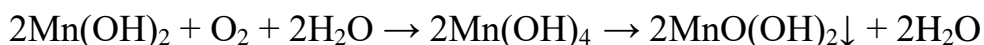


### Реакция катиона марганца ( $\text{Mn}^{2+}$ )

**1. Групповой реактив - щелочь –  $\text{NaOH}$  или  $\text{KOH}$**  образует с катионом  $\text{Mn}^{2+}$  осадок гидроксида марганца (II) бледно розового цвета. Он обладает основными свойствами и растворяется только в кислотах.



На воздухе гидроксид марганца (II) быстро бурет вследствие окисления:

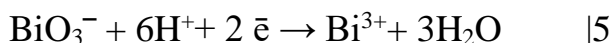
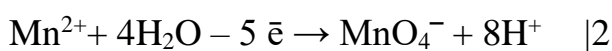
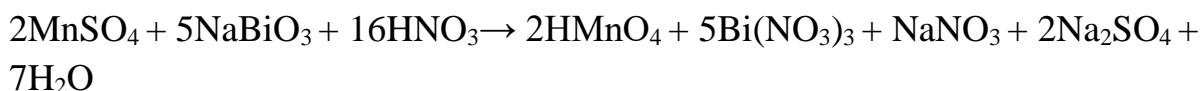


**2. Реагент – пероксид водорода -  $\text{H}_2\text{O}_2$** , окисляет  $\text{Mn}^{2+}$  до  $\text{Mn}^{4+}$ .

При действии окислителей (например, пероксида водорода) окисление происходит быстрее, осадок становится почти черным:

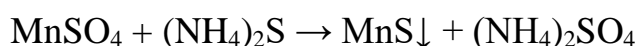


**3. Реактив висмутат натрия –  $\text{NaBiO}_3$** . Ионы  $\text{Mn}^{2+}$  в азотнокислой среде окисляются висмутатом натрия до ионов  $\text{MnO}_4^-$ , окрашивающих раствор в малиновый цвет:



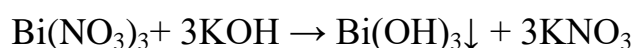
Наиболее характерной реакцией на  $\text{Mn}^{2+}$ , дающей возможность обнаруживать его следы даже в присутствии смеси катионов всех аналитических групп, является реакция окисления до перманганат-иона  $\text{MnO}_4^-$ , обладающего интенсивной малиновой окраской. Для этого применяются различные окислители ( $\text{PbO}_2$ ,  $\text{NaBiO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$  и другие), окислительный потенциал которых выше 1,52 В.

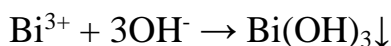
**4. Реагент – аммония сульфид  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  или натрия сульфид  $\text{Na}_2\text{S}$**  осаждает  $\text{Mn}^{2+}$  в виде  $\text{MnS}$  телесного цвета:



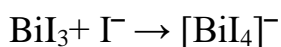
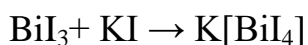
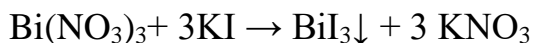
### Реакции катиона висмута ( $\text{Bi}^{3+}$ )

**1. Групповой реактив щелочь –  $\text{NaOH}$  или  $\text{KOH}$**  с растворами солей висмута образуют белый осадок  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  растворимый в кислотах:





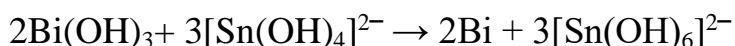
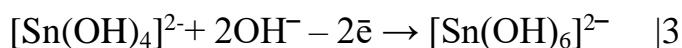
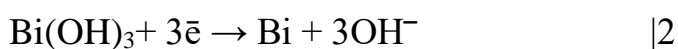
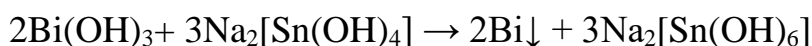
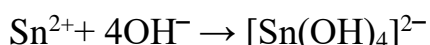
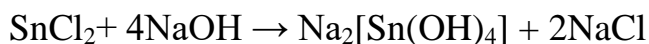
**2. Реагент – калия йодид – KI.** При взаимодействии солей висмута (III) с небольшим количеством раствора KI выпадает черный осадок, растворяющийся в избытке реагента. Образующаяся комплексная соль окрашивает раствор в красновато-желтый цвет. Обнаружению висмута (III) мешают катионы  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  и др.



$\text{K}[\text{BiI}_4]$  - это реактив Драгендорфа, который применяется для открытия некоторых алкалоидов.

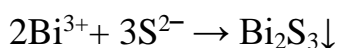
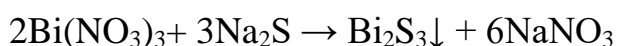
**3. Реактив – растворимая соль двухвалентного олова –  $\text{SnCl}_2$ .**

Происходит восстановление катионов  $\text{Bi}^{3+}$  до металлического висмута. Если к раствору соли висмута прилить небольшое количество щелочного раствора соли двухвалентного олова, то из раствора немедленно (лучше при нагревании) выпадет бархатисто-черный осадок металлического висмута:



Обнаружению мешают катионы железа (III) при их высокой концентрации в растворе.

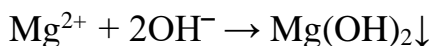
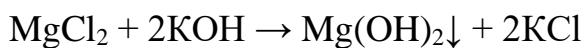
**4. Реактив – аммония сульфид –  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  или натрия сульфид –  $\text{Na}_2\text{S}$**  с солями висмута образует осадок  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  темно-коричневого цвета:



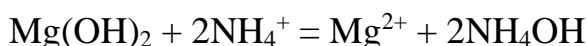
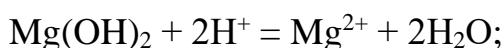
$\text{Bi}_2\text{S}_3$  – растворяется в концентрированной  $\text{HCl}$ , и при кипячении в  $\text{HNO}_3$ .

### Реакции катиона магния ( $\text{Mg}^{2+}$ )

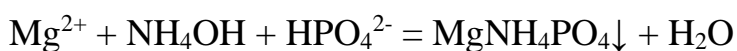
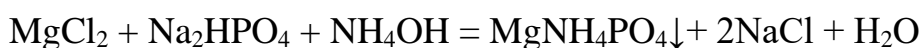
**1. Групповой реактив щелочь –  $\text{NaOH}$  или  $\text{KOH}$**  образует с катионом  $\text{Mg}^{2+}$  осадок гидроксида магния белого цвета.



Он растворяется в кислотах и солях аммония, поэтому в присутствии катионов аммония  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  не выпадает:



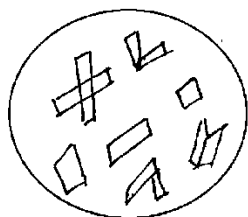
**2. Реагент – натрия гидрофосфат –  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (реакция фармакопейная)** в присутствии  $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$  осаждает из растворов солей магния белый кристаллический осадок магний-аммоний фосфата:



Присутствие в растворе  $\text{NH}_4\text{Cl}$  необходимо для того, чтобы при действии  $\text{NH}_4\text{OH}$  не образовался осадок  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . При большом избытке хлорида аммония происходит растворение магний-аммоний фосфата. Выпадение осадка можно ускорить трением стеклянной палочки о стенки пробирки. Из разбавленных растворов осадок выпадает медленно. В таких случаях рекомендуется выждать некоторое время.

В отсутствие гидроксида аммония ион магния  $\text{Mg}^{2+}$  дает с гидрофосфатом натрия белый аморфный осадок  $\text{MgHPO}_4$ . Проведению реакции мешают катионы пятой группы, катионы  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  и другие катионы.

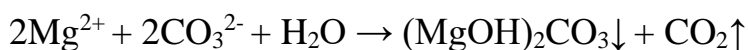
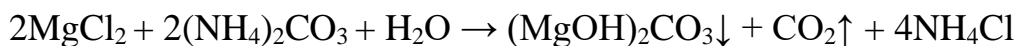
Данную реакцию можно проводить микрокристаллоскопически. Кристаллы  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  имеют формы трапеций:





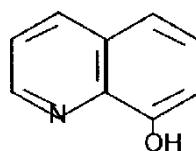
белый кристаллический осадок растворяется в разведенных неорганических кислотах и уксусной кислоте.

**3. Реагент – аммония карбонат –  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .** Образование магния гидрокарбоната  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ . Магния гидрокарбонат выпадает из раствора в виде белого аморфного осадка. Приведенная реакция на катион магния не является специфической и позволяет обнаруживать данный катион только после его выделения из смеси других катионов.

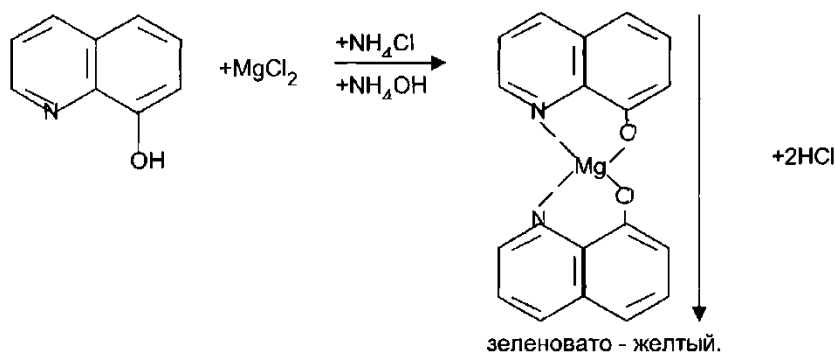


### 5. Реагент 8-оксихинолин

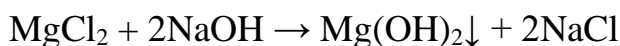
зеленовато - желтый оксихинолинята магния. аммиачной среде.



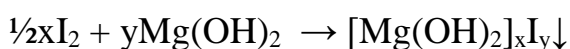
образует с солями магния кристаллический осадок. Реакцию проводят в



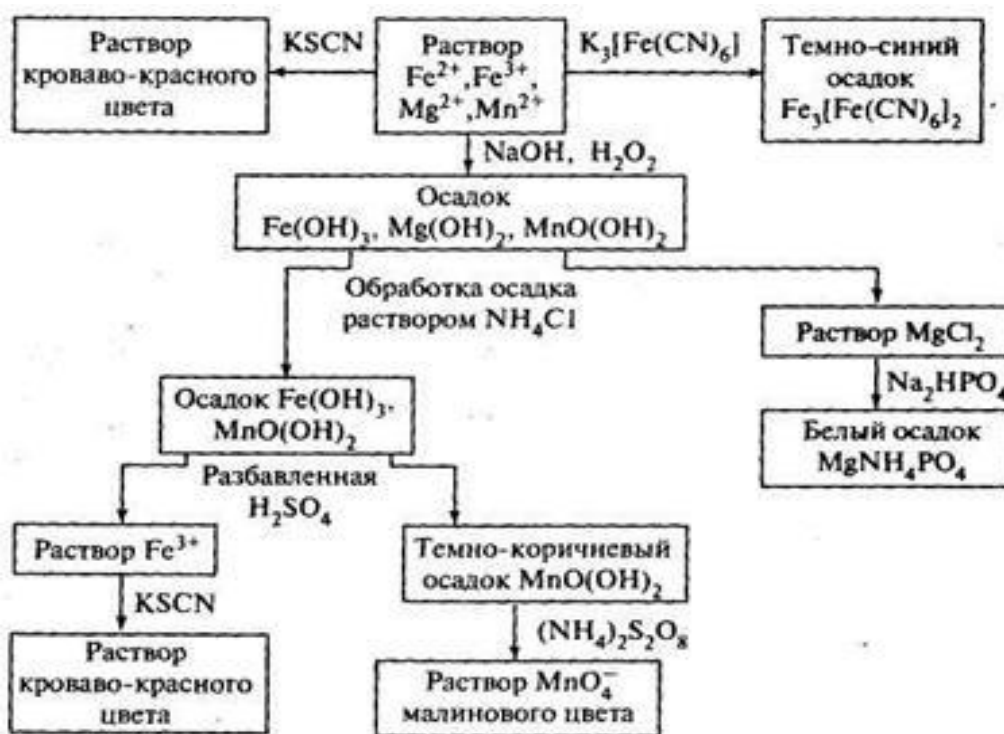
**6. Реакция Петрашеня.** Йодная вода в присутствии щелочи с ионами магния образует осадок красно-бурого цвета:



ионы Mg связывают  $\text{OH}^-$  равновесие. Первой реакции смещается влево, в сторону исходных продуктов. Выделившийся свободный йод адсорбируется гидроксидом магния и осадок становится красно – бурым:



**Схема анализа смеси катионов пятой аналитической группы**



## ШЕСТАЯ АНАЛИТИЧЕСКАЯ ГРУППА – АММИАКАТНАЯ

К шестой аналитической группе катионов относятся  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  и  $\text{Ni}^{2+}$ . Все ионы являются катионами  $d$ -элементов и склонны к комплексообразованию. Координационные числа:

$\text{Cu}^{2+}$  (4)

$\text{Hg}^{2+}$  (4)

$\text{Cd}^{2+}$  (4)

$\text{Co}^{2+}$  (6)

$\text{Ni}^{2+}$  (6)

Для меди, ртути, кобальта характерны окислительно - восстановительные свойства.

Хорошо растворимы в воде хлориды, сульфаты, нитраты.

Гидроксиды калия и натрия образуют с растворами, содержащими катионы  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ , аморфные осадки гидроксидов, с катионами  $\text{Hg}^{2+}$  – оксид, с катионами  $\text{Co}^{2+}$  – основные соли. Все эти осадки растворимы в кислотах ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) и в избытке аммиака.

Образование аммиакатов ртути (II) и кобальта происходит при нагревании и добавлении к раствору хлорида аммония. Растворы аммиакатов довольно устойчивы, за исключением аммиаката кобальта (II), который под влиянием кислорода воздуха переходит в аммиакат кобальта (III), имеющий вишнево-красный цвет. В присутствии окислителей реакция протекает мгновенно.

Сероводород из нейтральных растворов осаждает все катионы шестой группы в виде сульфидов. Сульфиды меди, ртути (II), никеля и кобальта окрашены в черный цвет. Сульфид кадмия имеет желтую окраску.

Групповым реактивом является раствор аммиака. С избытком раствора аммиака образуются комплексные соединения. Растворы солей  $\text{Cu}^{2+}$  - окрашены в голубой цвет,  $\text{Co}^{2+}$  - в розовый цвет,  $\text{Ni}^{2+}$  - в зеленый цвет,  $\text{Hg}^{2+}$  и  $\text{Cd}^{2+}$  - бесцветны.

### **Применение в медицине и фармации солей катионов 6 аналитической группы.**

**Кобальт** содержится в организме в форме цианокобаламина (витамина B12) и его аналогов.

Кобальт в виде комплексных соединений назначается для лечения заболеваний системы крови – анемий, для улучшения синтеза гемоглобина и усвоения железа.

**Медь** принадлежит к числу микроэлементов. Медьсодержащие белки-цитохромоксидаза и супероксидсмутаза - обеспечивают клеточное дыхание и нейтрализуют разрушающее действие супероксид-аниона  $\text{O}_2^-$ .

В человеческом организме Cu содержится в составе эритроцитов. Поэтому в малых дозах растворы применяют для лечения анемий.

Она оказывает заметное влияние на повышение сопротивляемости организма к вредному воздействию некоторых факторов окружающей среды.

Сульфат меди применяют внутрь в растворах как рвотное средство и при отравлении фосфором, наружно – как прижигающее и вяжущее средство в виде растворов и палочек.

Цитрат меди назначают в виде мазей при глазных заболеваниях (трихоме, конъюнктивите).

Соли **ртути (II)** применяются как антисептические средства, например  $\text{HgCl}_2$  - сулема. Соли ртути чрезвычайно ядовиты.

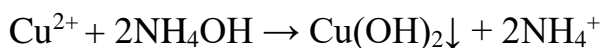
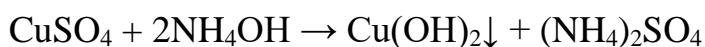
Оксицианид ртути используется в растворах для промывания при лечении ряда глазных и урологических заболеваний.

Дийодид ртути иногда применяют в виде микстур для лечения сифилиса.

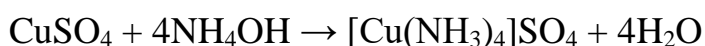
Хлорид меркураммония используют для приготовления антисептических и противовоспалительных мазей.

### Реакции катиона меди (II) $\text{Cu}^{2+}$

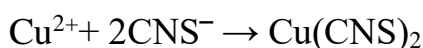
- 1. Групповой реагент гидроксид аммония –  $\text{NH}_4\text{OH}$**  образует с растворами соли меди  $\text{Cu}^{2+}$  с начало осадок гидроксида меди (II) голубого цвета:



В избытке гидроксида аммония соли меди образуют аммиачный комплекс ярко-василькового цвета.



- 2. Реагент – роданид аммония –  $\text{NH}_4\text{CNS}$ .** При взаимодействии с аммония роданидом  $\text{NH}_4\text{CNS}$  катионы меди (II) образуют черный осадок:



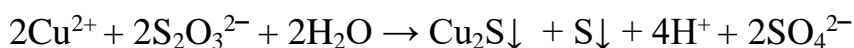
Осадок постепенно белеет вследствие его разложения:



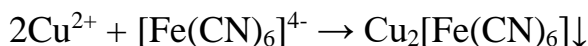
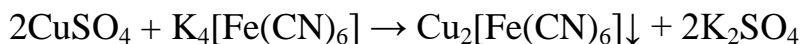
Предельная открываемая концентрация катионов меди этой реакцией меньше 1 мг/л. Другие катионы VI группы не мешают открытию  $\text{Cu}^{2+}$  этой реакцией.

- 3. Реагент – тиосульфат –  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .** При взаимодействии катиона  $\text{Cu}^{2+}$  в кислой среде при нагревании с избытком реагента образуется смешанный осадок сульфида меди (I) и серы темно-бурого цвета, растворимый в азотной кислоте.





**4. Реагент – гексацианоферрат (II) калия –  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$**  выделяет из растворов солей двухвалентной меди красно-бурый осадок феррата меди  $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ :

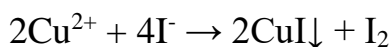


Осадок не растворим в разбавленных кислотах, но растворяется в  $\text{NH}_4\text{OH}$ , образуя аммиакат меди:



Определению мешают ионы  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ .

**5. Реагент йодид калия –  $\text{KI}$**  образует белый осадок йодида меди (I), который вместе с йодом даёт песочное окрашивание:



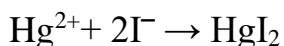
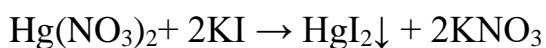
**6. Окрашивание пламени.** Бесцветное пламя газовой горелки соли меди (II) окрашивают в зеленый цвет.

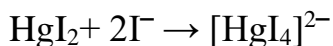
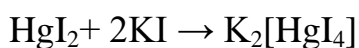
### Реакции катиона ртути (II) $\text{Hg}^{2+}$

**1. Групповой реагент гидроксид аммония –  $\text{NH}_4\text{OH}$**  осаждает белый осадок хлорида амида ртути, который растворим в кислотах и в большом избытке  $\text{NH}_4\text{OH}$ :



**2. Реагент – йодид калия –  $\text{KI}$  (реакция фармакопейная).** Реагентом на  $\text{Hg}^{2+}$  является  $\text{KI}$ , образующий ярко-красный осадок  $\text{HgI}_2$ , растворимый в избытке реагента, при том образуется бесцветный комплекс –  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ :

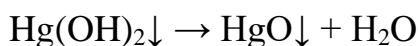
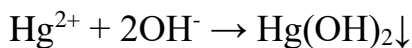




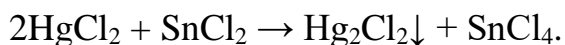
Применяя микроспособы, можно использовать эту реакцию для открытия  $\text{Hg}^{2+}$  в присутствии катионов любых аналитических групп.

Один из микроспособов заключается в том, что в раствор осторожно погружают кончик стеклянной палочки, смоченной раствором KI, при этом вокруг палочки образуется яркое оранжево-красное кольцо  $\text{HgI}_2$ , которое очень быстро исчезает.

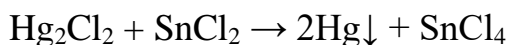
**3. Реагенты - гидроксиды щелочных металлов – NaOH или KOH (реакция фармакопейная)** осаждают из водных растворов солей ртути (II) желтый осадок  $\text{HgO}$ , так как образующийся вначале гидроксид ртути  $\text{Hg}(\text{OH})_2$  неустойчив и сразу разлагается:



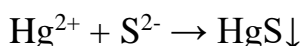
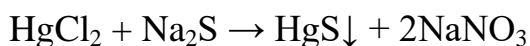
**4. Реагент – хлорид олова (II) –  $\text{SnCl}_2$ .** При обработке солей ртути (II) раствором хлорида олова (II) сначала образуется белый осадок каломели  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ :



При приливании избытка раствора хлорида олова (II) белый осадок становится серым вследствие восстановления хлорида ртути (I) до металлической ртути:



**5. Реагент – сероводород или сульфид натрия –  $\text{Na}_2\text{S}$**  образуют черный осадок сульфида ртути (II):

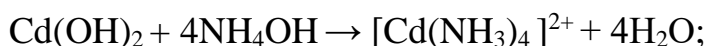
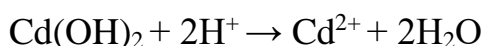
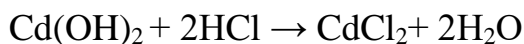


### Реакции катиона кадмия ( $\text{Cd}^{2+}$ )

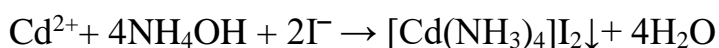
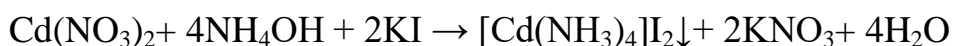
**1. Групповой реагент – гидроксид аммония – NH<sub>4</sub>OH** образует белый осадок гидроксида кадмия (II), растворяющегося в избытке гидроксида аммония и в кислотах:



Осадок растворяется в растворах кислот и аммиака:

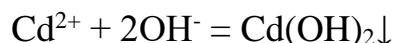


**2. Реагент – избыток KI и NH<sub>4</sub>OH** образуют белый осадок комплексной соли [Cd(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]I<sub>2</sub>:

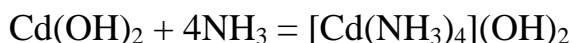
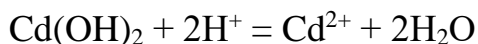


Открытию Cd<sup>2+</sup> этой реакцией не мешают ни один из других катионов.

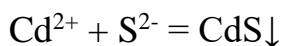
**3. Реагент – едкая щелочь – NaOH или KOH** образует с ионами кадмия Cd<sup>2+</sup> белый осадок гидроксида кадмия Cd(OH)<sub>2</sub>:



Осадок не растворяется в избытке щелочей, но растворяется в кислотах и в растворе аммиака:



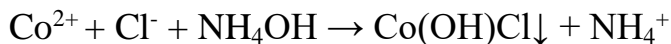
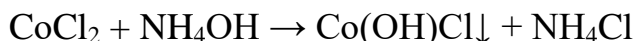
**4. Реагент – сероводород – H<sub>2</sub>S или сульфид натрия – Na<sub>2</sub>S** образуют сульфид кадмия CdS желтого или оранжевого цвета (в кислой среде):



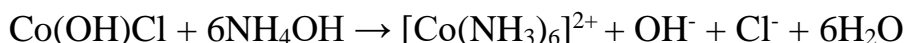
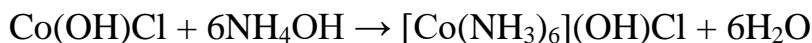
Осадок CdS не растворяется в кислотах.

### Реакции катиона кобальта (Co<sup>2+</sup>)

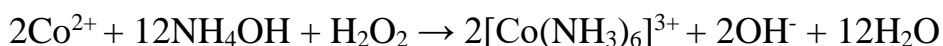
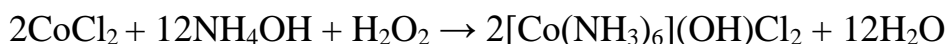
**1. Групповой реактив – гидроксид аммония – NH<sub>4</sub>OH.** Небольшой избыток NH<sub>4</sub>OH дает с солями кобальта (II) синий осадок основных солей:



При дальнейшем добавлении NH<sub>4</sub>OH или NH<sub>4</sub>Cl осадок растворяется с образованием комплексного соединения грязно-желтого цвета [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup>:

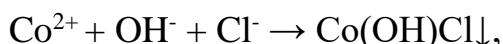
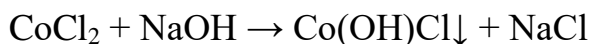


При стоянии на воздухе или при добавлении перекиси водорода раствор приобретает розовую окраску вследствие образования окисленного комплекса [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup>:

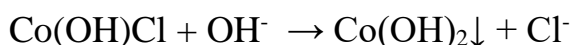
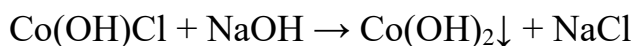


**2. Реагенты - гидроксиды щелочных металлов – NaOH или KOH.**

Катионы Co<sup>2+</sup> при реакции с щелочами вначале образуют синий осадок гидроксосоли кобальта (II)



которая затем переходит в розовый осадок гидроксида кобальта (II):

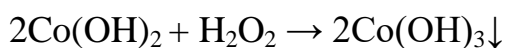


Розовый гидроксид кобальта (II) Co(OH)<sub>2</sub> медленно бурет вследствие окисления кислородом воздуха до черно-бурого гидроксида кобальта (II) состава Co(OH)<sub>3</sub>:

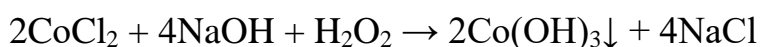


Если к розовому осадку Co(OH)<sub>2</sub> прибавить пероксид водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, то реакция окисления Co(OH)<sub>2</sub> в черно-бурый Co(OH)<sub>3</sub> протекает практически мгновенно:

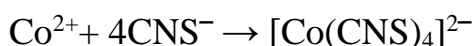




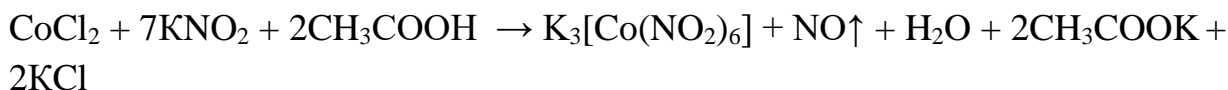
Действие смеси  $\text{H}_2\text{O}_2$  со щелочью на раствор соли кобальта (II) сразу приводит к образованию черно-бурого осадка  $\text{Co}(\text{OH})_3$ :



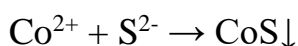
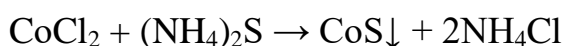
**3. Реактив – роданид аммония –  $\text{NH}_4\text{CNS}$ .** Обнаружению  $\text{Co}^{2+}$  аммония роданидом мешают катионы  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ . Однако этого можно избежать, если выполнить реакцию капельным методом.



**4. Реактив – нитрит калия –  $\text{KNO}_2$ .** Нитрит калия в уксуснокислом растворе при pH 4-5 образует с ионами кобальта желтый осадок гексанитрокобальтата(III) калия  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . В разбавленных растворах осадок образуется при нагревании и стоянии.



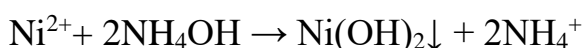
**5. Реактив – сульфида аммония –  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ .** Катионы  $\text{Co}^{2+}$  при реакции с сульфид-ионами образуют черный осадок сульфида кобальта (II)  $\text{CoS}$ :



Свежевыпавший осадок  $\text{CoS}$  растворяется в минеральных кислотах, однако при стоянии он превращается в форму, трудно растворимую в разбавленной хлороводородной кислоте, но растворимую в кислотах в присутствии окислителей.

### Реакция катиона никеля ( $\text{Ni}^{2+}$ )

**1. Групповой реактив – гидроксид аммония –  $\text{NH}_4\text{OH}$**  образует светло-зеленый осадок гидроксида никеля (II),



растворяющийся в кислотах



