

Московский государственный университет им. М.В. Ломоносова  
Химический факультет  
Кафедра аналитической химии

Г.В. Прохорова

***КАЧЕСТВЕННЫЙ  
ХИМИЧЕСКИЙ  
АНАЛИЗ***

---

**практикум для школьников**

под редакцией профессора Т.Н. Шеховцовой

Москва 2006

Практикум предназначен для учащихся 9 классов школ с углубленным изучением химии и школы юных химиков для ознакомления их с основами аналитической химии.

Качественный анализ – раздел аналитической химии, посвященный установлению качественного состава веществ, то есть обнаружению элементов и образуемых ими ионов, входящих в состав и простых, и сложных веществ. Делают это с помощью химических реакций, характерных для данного катиона или аниона, позволяющих обнаружить их как в индивидуальных веществах, так и в смесях.

Химические реакции, пригодные для качественного анализа, должны сопровождаться заметным внешним эффектом. Это может быть

- выделение газа
- изменение окраски раствора
- выпадение осадка
- растворение осадка
- образование кристаллов характерной формы.

В первых четырех случаях за протеканием реакции наблюдают визуально, кристаллы рассматривают под микроскопом.

Для качественного анализа используют не только химические, но и физические и физико-химические методы, например, люминесценцию (многие вещества светятся при УФ-облучении) или фотометрию пламени (летучие соединения ионов щелочных и щелочно-земельных металлов придают пламени горелки характерную окраску).

Для получения правильных результатов необходимы реакции, выполнению которых не мешают другие присутствующие ионы. Для этого нужны **специфические** (взаимодействующие только с определяемым ионом) или хотя бы **селективные (избирательные)** реагенты.

Примером реакции с участием **специфического реагента** является выделение газообразного  $\text{NH}_3$  при действии сильных оснований (KOH или NaOH) на вещество, содержащее ион  $\text{NH}_4^+$ . Ни один катион не помешает обнаружению иона  $\text{NH}_4^+$ , потому что только он реагирует со щелочами с выделением  $\text{NH}_3$ .

Диметилглиоксим (реагент Чугаева) служит примером **селективного реагента**: в щелочной среде он реагирует с ионами  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ , а в кислой – только с ионами  $\text{Pd}^{2+}$ .

К сожалению, селективных, тем более специфических реагентов очень мало, поэтому при анализе сложной смеси приходится прибегать к *маскированию* мешающих ионов, переводя их в реакционно инертную форму, или, чаще, к *разделению* смеси катионов или анионов на составные части, называемые **аналитическими группами**. Делают это с помощью специальных (**групповых**) реагентов, которые с рядом ионов, реагируя в одних и тех же условиях,

образуют соединения с близкими свойствами – малорастворимые осадки или устойчивые растворимые комплексы. Это и позволяет разделить сложную смесь на более простые составные части.

Существует несколько схем деления катионов на аналитические группы с помощью групповых реагентов. Одна из них основана на использовании различий в растворимости **хлоридов, сульфатов и гидроксидов**. Действуя на смесь катионов в строго определенном порядке растворами  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_3$  и  $\text{NaOH}$  (групповые реагенты), можно разделить содержащиеся в смеси катионы на 6 аналитических групп. Эту схему называют **кислотно-щелочной** по именам используемых в ней групповых реагентов. С ней Вы познакомитесь в следующем году.

Есть другая схема – **сероводородная**, в которой групповыми реагентами служат  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ . Разделение катионов на 5 аналитических групп основано на различии свойств образуемых ими **хлоридов, сульфидов и карбонатов**:

I группа:  **$\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$**  – группового реагента нет, поэтому эти катионы остаются в растворе после отделения других групп.

II группа:  **$\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ , и  $\text{Sr}^{2+}$**  – групповой реагент  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  – осаждает карбонаты этих катионов.

III группа:  **$\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$**  – групповой реагент  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  – осаждает гидроксиды  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{Cr}^{3+}$  и сульфиды остальных катионов.

IV группа:  **$\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$  и  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$  (I подгруппа)  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{4+}$ ,  $\text{Sb}^{3+}$ ,  $\text{AsO}_4^{3-}$ ,  $\text{SbO}_4^{3-}$  (II подгруппа)** – групповой реагент  $\text{H}_2\text{S}$  осаждает сульфиды этих катионов.

V группа:  **$\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  и  $\text{Hg}_2^{2+}$**  – групповой реагент  $\text{HCl}^-$  осаждает хлориды этих катионов.



**Вспомните!** Катионы с зарядом 5+ и выше не существуют из-за неблагоприятного соотношения заряд/радиус, поэтому  $\text{As}$  и  $\text{Sb}$  в степени окисления +5 образуют кислородсодержащие ионы  $\text{AsO}_4^{3-}$  и  $\text{SbO}_4^{3-}$ . Другой пример –  $\text{Mn}$  в степени окисления +7 существует в виде иона  $\text{MnO}_4^-$ .

Изучать будем реакции обнаружения только **выделенных** катионов

В химической лаборатории необходимо

- строго соблюдать правила техники безопасности (будет инструктаж!)
- работать обязательно в халате, иметь полотенце, мыть руки после работы
- соблюдать чистоту на рабочем месте
- аккуратно обращаться с реактивами
- внимательно относиться к коллегам
- знать, где находится аптечка
- о нестандартных ситуациях немедленно сообщать преподавателю и лаборанту

Над каждым лабораторным столом на полках стоят стандартные наборы склянок с пипетками с растворами солей изучаемых катионов и анионов. Все склянки пронумерованы (вверху – номер склянки, внизу – стола). Там же стоят баночки с необходимыми для работы твердыми реактивами. После отбора раствора из склянки или твердого вещества из баночки их нужно закрыть и сразу поставить на место в соответствии с номером.

На каждом столе стоят 1- 2 ящика с растворами наиболее часто используемых реагентов. На столе есть список реагентов с указанием места их нахождения в ящике. Раствор реагента из склянки нужно отбирать пипеткой, не вынимая склянку из ящика. Для того чтобы раствор в склянке не загрязнялся, при перенесении раствора в пробирку постарайтесь не прикасаться капилляром к стенкам пробирки.

Если какого-то реагента в ящике нет, нужно обратиться к лаборанту. Концентрированные кислоты и аммиак стоят под тягой, там нужно и выполнять реакции с их использованием.

На каждом столе есть также центрифуга и водяная баня. Из сказанного следует простой и важный вывод – работать нужно только на своем месте!

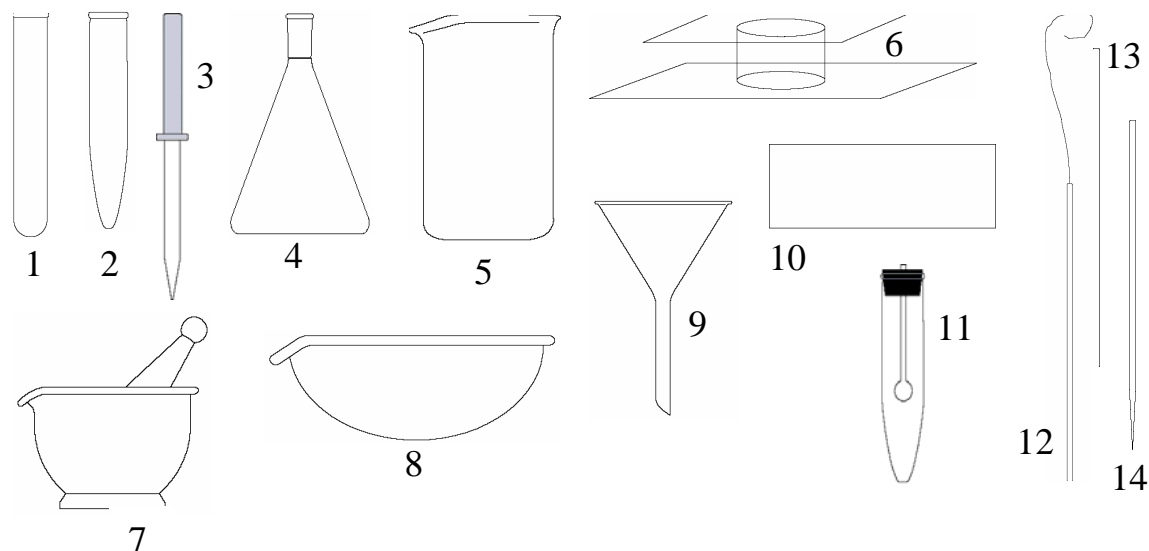
Каждый получит набор посуды – штатив с пробирками, колбочку, стаканчик, фарфоровый стакан для хранения пипеток и шпателей. Посуда должна быть чистой. В конце занятия ее нужно тщательно вымыть водопроводной водой, ополоснуть дистиллированной и только после этого аккуратно поставить в указанный лаборантом шкаф. На штатив с пробирками желательно наклеить аккуратную бумажку с четко написанной фамилией хозяина.

Для будущего важно выработать два очень полезных навыка – *работать на чистом столе* и помнить, что у химика **не должно быть неподписанных** колб и любых других сосудов с твердыми веществами или растворами.

В практикуме по качественному анализу очень удобно работать, положив на стол стекло с укрепленной под ним белой бумагой – это облегчит наблюдение за изменением окраски раствора, выпадением осадка, особенно, если его мало. После выполнения реакции в пробирку нужно вставить маленький кусочек бумаги, на котором четко написать, что находится в пробирке. Например, при выполнении реакции обнаружения иона  $K^+$  написать  $K^+ + NaHC_4H_4O_6$  или после отделения осадка от раствора центрифугированием – в одной пробирке “раствор 1”, в другой – “осадок 1”. Это поможет избежать возможных ошибок при выполнении контрольных работ.

## Посуда для качественного химического анализа

При проведении реакций обнаружения ионов используют небольшие количества твердых веществ или растворов, поэтому нужна специальная химическая посуда.



1. пробирка для выполнения реакций в растворах;
2. пробирка для отделения осадка от раствора центрифугированием;
3. пипетка для отбора и перенесения части раствора;
4. колбочка для растворов;
5. стаканчик для твердых веществ;
6. устройство для обнаружения иона  $\text{NH}_4^+$ ;
7. ступочка для растирания и измельчения твердых веществ;
8. фарфоровая чашечка для выпаривания раствора;
9. вороночка для фильтрования раствора;
10. предметное стекло для микрокристаллоскопических реакций;
11. устройство для проведения реакций с выделением газа, например, для обнаружения  $\text{CO}_3^{2-}$  - ионов;
12. нихромовая проволока для выполнения пирохимических реакций;
13. палочка с тупым кончиком для перемешивания раствора в пробирке;
14. палочка с тонким кончиком для выполнения микрокристаллоскопических реакций.

В лаборатории также есть

- микроскоп для рассматривания кристаллов;
- прибор для наблюдения свечения при УФ-облучении;
- горелка Бунзена для выполнения пирохимических реакций;
- водяная баня (заполнять только дистиллированной водой!) для нагревания раствора в пробирке;
- песочная баня для выпаривания раствора в фарфоровой чашечке;
- центрифуга для отделения осадка от раствора.



**Внимание!** В центрифугу можно ставить только четное число пробирок – 2 или 4!

Нельзя открывать крышку центрифуги и вынимать пробирки до прекращения вращения.

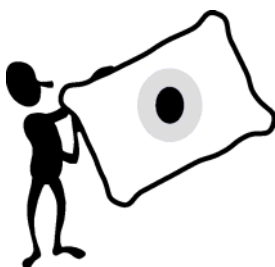
## Способы и техника выполнения реакций обнаружения ионов



**Реакции в пробирке:** 1-3 капли анализируемого раствора пипеткой вносят в пробирку, не касаясь ее стенок, прибавляют строго в указанном в методике порядке и количестве необходимые реагенты. Перемешивают палочкой или осторожно встряхивая. Если образуется пересыщенный раствор и осадок долго не выпадает, осторожно потирают палочкой стенки пробирки. При необходимости нагревают пробирку на водяной бане.



**Микрокристаллоскопические реакции:** 1 каплю анализируемого раствора помещают на чистое сухое предметное стекло, рядом помещают 1 каплю реагента, не касаясь пипеткой стекла. Капли соединяют палочкой с оттянутым кончиком и через 1-2 мин рассматривают под микроскопом края капли, где за счет более быстрого испарения раствора концентрация раствора увеличивается и кристаллы растут быстрее.



**Капельные реакции:** 1 каплю реагента из капилляра с тонким оттянутым кончиком и ровными краями наносят на полоску фильтровальной бумаги, слегка прикасаясь к ней капилляром. Должно получиться небольшое круглое пятно. Бумажку слегка подсушивают на воздухе.

Другим капилляром в центр пятна аккуратно вносят 1 каплю анализируемого раствора. Слегка подсушив, рассматривают.

*Если результат сомнителен, выполняют контрольный опыт:* в центр пятна реагента вместо анализируемого раствора вносят каплю воды и сравнивают с ранее полученным результатом.



**Пирохимические реакции (окрашивание пламени горелки):** предварительно нихромовую проволочку тщательно очищают. Для этого ее смачивают  $\text{HCl}$  (1:1), вносят в пламя горелки и прокалывают до исчезновения окраски (обычно пламя окрашивается в интенсивно желтый цвет примесями солей натрия). Затем на проволочку наносят анализируемый раствор или твердое вещество, смоченное  $\text{HCl}$ , и вносят в пламя горелки. В присутствии катионов щелочных и щелочно-земельных металлов пламя приобретает характерную окраску (см. ниже).

Записи, даже черновые, на клочках бумаги делать нельзя. *Очень важно научиться сразу работать без черновиков.*

Результаты выполнения работ в практикуме нужно записывать

- только в лабораторный журнал
- сразу же после выполнения опыта
- обязательно чернилами – ошибочную запись можно аккуратно вычеркнуть!

Страницы в лабораторном журнале желательно пронумеровать и не вырывать. Очень полезно отдельную страницу озаглавить “Содержание” и постепенно заполнять ее. Это в дальнейшем позволит быстро найти в журнале нужную запись.

*Записи должны быть химически грамотными и краткими.* Для этого их представляют в виде таблицы. В таблице обязательно указывают название и формулу реагента, записывают уравнение реакции в ионной и молекулярной форме.

В графе «Условия выполнения» указывают способ выполнения реакции (см. выше), условия (рН, температура) и мешающие ионы. Все графы в таблице, кроме последней «наблюдения» нужно заполнять дома заранее. Обязательно указывают дату выполнения работы. Пример записи приведен ниже.

### 02.03.04

#### Реакции обнаружения катионов I группы

Реагент	Уравнение реакции	Условия выполнения	Наблюдения
Реакции иона $K^+$			
Гидротартрат натрия $NaHC_4H_4O_6$ ,	$KCl + NaHC_4H_4O_6 \leftrightarrow KHC_4H_4O_6 \downarrow + NaCl$  $K^+ + HC_4H_4O_6^- \leftrightarrow KHC_4H_4O_6 \downarrow$	Пробирка, комнатная температура, рН 4-5, отсутствие $NH_4^+$	Белый осадок кристаллический

#### Реакции обнаружения катионов I группы

К катионам I группы относят ионы щелочных металлов ( $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $Li^+$ ) и  $NH_4^+$ . Атомы щелочных металлов имеют законченные 2- или 8-электронные оболочки, подобные оболочкам инертных (благородных) газов. На внешнем электронном уровне находится 1 электрон, поэтому в сложных (гетероатомных) соединениях они проявляют только одну степень окисления +1. Электронные оболочки типа инертного газа не позволяют образовывать ковалент-



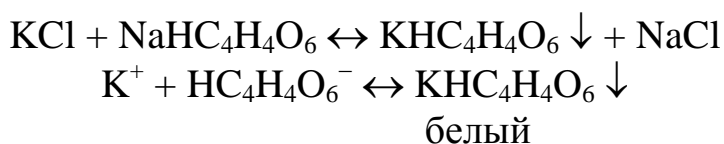
ных связей, поэтому ионы щелочных металлов не образуют комплексных соединений (позднее вы узнаете, что это не совсем так). Для них характерны соединения с ионной связью (вспомните, NaCl, KNO<sub>3</sub>) хорошо растворимые в воде, поэтому I группа не имеет группового реагента.

В водных растворах ионы щелочных металлов бесцветны, поскольку они не поглощают кванты света в видимой области спектра. Другое дело атомы щелочных металлов, образующиеся из ионов при нагревании в пламени горелки. Для перехода из основного в возбужденное состояние (переход электрона на более высокий энергетический уровень) атомам щелочных металлов необходима сравнительно небольшая энергия. Примерно через 10<sup>-8</sup> с происходит переход в основное состояние (электрон возвращается на нижний энергетический уровень). За счет выделения избыточной энергии в видимой области спектра пламя становится карминово-красным (Li<sup>+</sup>), желтым (Na<sup>+</sup>) или фиолетово-розовым (K<sup>+</sup>).

Из-за удобства анализа к первой группе относят Mg<sup>2+</sup>, несколько отличающийся от них по своим свойствам, поскольку Mg – элемент II группы периодической системы и Mg<sup>2+</sup> имеет ряд общих свойств с катионами щелочно-земельных металлов. Как это делают практически, узнаем позже.

## Ион K<sup>+</sup>

**1. Гидротартрат натрия**, NaHC<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, образует с ионом K<sup>+</sup> белый кристаллический осадок KHC<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, растворимый в HCl, KOH, в воде при нагревании и нерастворимый в CH<sub>3</sub>COOH. Мешает ион NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, образующий белый осадок с аналогичными свойствами.



**Выполнение:** в пробирку внесите 5 капель раствора KCl, 5 капель раствора реагента. Для ускорения реакции можно потереть стенки пробирки палочкой с тупым кончиком. Убедитесь, что выпавший осадок кристаллический – быстро оседает на дно пробирки.

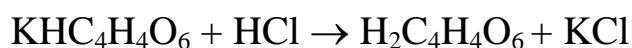
Разделите содержимое пробирки на 4 части, перенеся 3 части капилляром в 3 чистые пробирки, и

– к 1-ой добавьте 5 капель воды и поставьте в горячую водяную баню – осадок растворился – почему?

- растворимость большинства веществ с повышением температуры увеличивается.

– ко 2-ой добавьте 5 капель 2М HCl – осадок растворился – почему?

- HCl – кислота более сильная, чем винная H<sub>2</sub>C<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O<sub>6</sub>. Осадок растворяется,



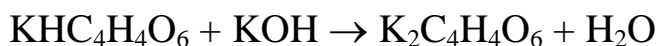
так из-за образования более слабой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$  равновесие осадок  $\leftrightarrow$  раствор смещается вправо.

– к 3-ей добавьте 5 капель 2 М  $\text{CH}_3\text{COOH}$  – осадок не растворился – почему?

•  $\text{CH}_3\text{COOH}$  более слабая кислота, чем  $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$ .

– к 4-ой добавьте 5 капель 2 М  $\text{KOH}$  – осадок растворился – почему?

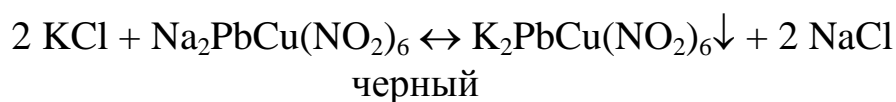
• в результате реакции



образуется слабый электролит –  $\text{H}_2\text{O}$  и равновесие осадок  $\leftrightarrow$  раствор смещается вправо.

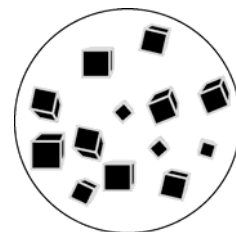
*Условия обнаружения иона  $\text{K}^+$* : нейтральная или слабокислая (рН 4- 5) среда, комнатная температура, отсутствие иона  $\text{NH}_4^+$ .

**2. “Тройной нитрит”,  $\text{Na}_2\text{PbCu}(\text{NO}_2)_6$** , реагент ярко-зеленого цвета, образует с ионом  $\text{K}^+$  черные кубические кристаллы. Для ускорения реакции можно добавить несколько кристалликов твердого  $\text{NaNO}_2$ .



Мешает  $\text{NH}_4^+$ , так как он образует аналогичные черные кубические кристаллы.

**Выполнение:** на предметное стекло поместите 1 каплю раствора  $\text{KCl}$ , на некотором расстоянии от нее 1 каплю раствора  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , подсушите на воздухе. К обеим каплям прибавьте по 1 капле реагента. Рассмотрев под микроскопом края капель, убедитесь, что образовавшиеся кристаллы идентичны.



*Условия обнаружения иона  $\text{K}^+$* : отсутствие иона  $\text{NH}_4^+$ .

#### Удаление иона $\text{NH}_4^+$

Ион  $\text{NH}_4^+$  со всеми реагентами на ион  $\text{K}^+$  реагирует аналогично, поэтому, если он есть в смеси, перед обнаружением иона  $\text{K}^+$  его нужно удалить. Способов удаления  $\text{NH}_4^+$  много. Рассмотрим один из них, простой и надежный.

Анализируемый раствор досуха выпаривают в фарфоровой чашечке на песочной бане, прибавляют 2-3 капли  $\text{HNO}_3$  (1:1) и вновь выпаривают досуха.

При повышенной температуре протекает реакция,



в результате которой  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  необратимо разлагается с образованием летучих продуктов –  $\text{N}_2\text{O}$  и  $\text{H}_2\text{O}$ .

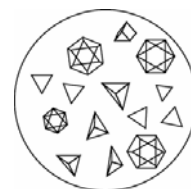
Полагается проверить полноту протекания реакции. Для этого сухой остаток растворяют в небольшом количестве воды и, взяв каплю полученного раствора, выполняют реакцию обнаружения  $\text{NH}_4^+$  с помощью реактива Несслера (см. ниже). Если реакция положительная, раствор в чашечке выпаривают досуха, обрабатывают сухой остаток  $\text{HNO}_3$  и вновь проверяют полноту удаления  $\text{NH}_4^+$ .

**3. Реакция окрашивания пламени.** Чистую нихромовую проволочку смочите раствором  $\text{KCl}$  и внесите в пламя горелки (не забудьте, горячая зона пламени находится в верхнем конусе). Пламя окрасится в фиолетовый цвет. Мешает  $\text{Na}^+$ , окрашивающий пламя в интенсивный желтый цвет, но если рассматривать окраску пламени через индиговую призму (темно-синее стекло),  $\text{Na}^+$  не мешает.

### Ион $\text{Na}^+$

1. Никельуранилацетат,  $\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{CH}_3\text{COOH}$ , образует с ионом  $\text{Na}^+$  желтоватые октаэдры или тетраэдры.

**Выполнение:** на предметное стекло поместите 1 каплю раствора  $\text{NaCl}$ , 1 каплю реагента, соедините их палочкой с оттянутым кончиком и через 1- 2 минуты рассмотрите под микроскопом края капли.



2. **Реакция окрашивания пламени.** Чистую нихромовую проволочку смочите раствором  $\text{NaCl}$  и внесите в пламя горелки. Появится интенсивная, долго не исчезающая желтая окраска.

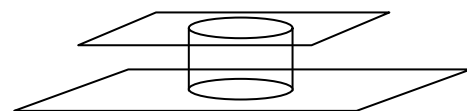
### Ион $\text{NH}_4^+$

1. Гидроксид натрия (калия),  $\text{NaOH}$  ( $\text{KOH}$ ) выделяет из солей  $\text{NH}_4^+$  газообразный  $\text{NH}_3$ . Его легко обнаружить по изменению окраски кислотно-основного индикатора – лакмуса.



**Вспомните!** Не мешает ни один катион – это **специфическая реакция на ион  $\text{NH}_4^+$** .

**Выполнение:** на предметное стекло поставьте кусочек стеклянной трубочки (рис. 6 на с. 6), внесите туда 2 капли раствора  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , 2 капли 2 М  $\text{KOH}$  и накройте маленьким кусочком стекла с прикрепленной на него смоченной водой красной лакмусовой бумажкой.



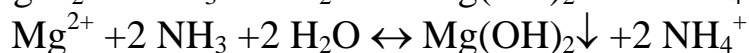
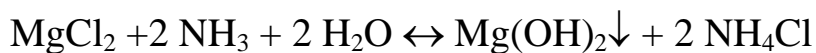
Лакмус в красный цвет окрашен в кислой среде. При выделении  $\text{NH}_3$  среда станет щелочной и на бумажке появится синее пятно.

**2. Реактив Несслера,  $K_2HgI_4 + KOH$** , образует с  $NH_4^+$  красно-бурый осадок (если  $NH_4^+$  мало, осадок желтый). Состав осадка точно не известен, поэтому уравнение реакции писать не будем. Мешают катионы, образующие окрашенные гидроксиды, например,  $Fe^{3+}$  – образует гидроксид коричневого цвета.

**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $NH_4Cl$  и 2 капли реагента. Выпадет красно-бурый осадок.

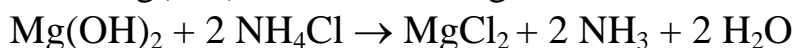
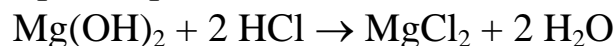
### Ион $Mg^{2+}$

**1. Аммиак,  $NH_3$ , и сильные основания ( $KOH, NaOH$ )** осаждают ион  $Mg^{2+}$  в виде белого аморфного осадка  $Mg(OH)_2$ .



белый

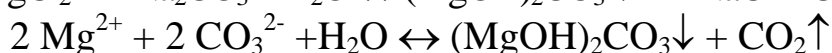
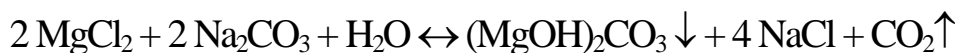
$Mg(OH)_2$  растворяется в кислотах и избытке  $NH_4Cl$



**Выполнение:** в 2 пробирки внесите по 2 капли раствора  $MgCl_2$ , в одну прибавьте 2 капли 2М  $NH_3$ , в другую – 4 капли 2 М  $NH_4Cl$  и 2 капли 2 М  $NH_3$ .

Убедитесь, что в присутствии  $NH_4Cl$  осадок  $Mg(OH)_2$  не выпадает, это очень важно.

**1. Карбонат натрия,  $Na_2CO_3$ ,** и другие растворимые карбонаты образуют с ионом  $Mg^{2+}$  белый аморфный осадок основного карбоната  $(MgOH)_2CO_3$ :



белый

$(MgOH)_2CO_3$  растворяется в  $NH_4Cl$ , так как  $NH_4^+$  является кислотой\* и реагирует с  $(MgOH)_2CO_3$  с образованием более слабой кислоты  $HCO_3^-$  и  $H_2O$ .



**На будущее!** Согласно теории Бренстеда-Лоури кислота – это соединение (молекула –  $HCl, CH_3COOH$  и др., ион-  $NH_4^+, HCO_3^-$  и др.), способное быть донором протона. В данном случае,  $NH_4^+ \leftrightarrow H^+ + NH_3$ . Соединение, принимающее протон (молекула –  $NaOH, NH_3$  и др., ион –  $CO_3^{2-}$  и др.) является основанием – акцептором протона.

**Выполнение:** в 2 пробирки внесите по 2 капли раствора  $MgCl_2$ , в одну прибавьте 2 капли 2 М  $(NH_4)_2CO_3$ , в другую – 5 капель 2 М  $NH_4Cl$  и 2 капли 2 М  $(NH_4)_2CO_3$ .

Убедитесь, что в присутствии  $\text{NH}_4\text{Cl}$  осадок не выпадает. В дальнейшем это пригодится.

## Реакции обнаружения катионов II группы

Во II группу входят катионы металлов II группы периодической системы элементов ( $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Sr}^{2+}$ ). Атомы щелочно-земельных элементов имеют законченные 8-электронные оболочки типа инертного газа и по 2 электрона на внешнем уровне, поэтому для них характерна только одна степень окисления (+2). Как и катионы I группы, катионы II группы не способны образовывать донорно-акцепторные связи. Водные растворы солей катионов II группы бесцветны, поскольку невозможны электронные переходы на более высокие энергетические уровни при поглощении квантов света в видимой части спектра. В атомах элементов II группы, полученных при высокой температуре (в пламени горелки), переход электронов на более высокий энергетический уровень возможен. При возвращении электронов на основной уровень испускается квант света и пламя окрашивается. В присутствии легколетучих соединений Ba окраска пламени зеленая, в присутствии Ca – кирпично-красная, Sr – красно-малиновая.

Катионы II группы, как и катионы I группы, образуют соединения с ионной связью, но в отличие от катионов I группы с двух- и трехзарядными анионами ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ) они образуют малорастворимые\* в воде сульфаты, карбонаты, оксалаты, фосфаты. Это позволяет, как увидим дальше, разделить катионы I и II групп.

### Ион $\text{Ba}^{2+}$

1. Дихромат калия,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , образует с ионом  $\text{Ba}^{2+}$  желтый осадок  $\text{BaCrO}_4$ , растворимый в  $\text{HCl}$  и нерастворимый в  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

В растворе  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  существуют и ионы  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , и ионы  $\text{CrO}_4^{2-}$  в результате подвижного равновесия



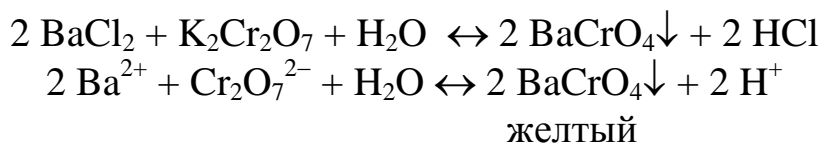
\* Растворимость веществ характеризуют константой, называемой произведением растворимости –  $K_S$ , равной произведению равновесных концентраций ионов осадка в насыщенном водном растворе. Для соединения  $A_mB_n$  величина  $K_S = [A]^m[B]^n$ . Числовые величины  $K_S$  есть в справочниках по аналитической химии. Для соединений с одинаковой стехиометрией, например,  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{BaCO}_3$ , или  $\text{As}_2\text{S}_3$  и  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ , чем меньше  $K_S$ , тем менее растворимо соединение, так как растворимость ( $S$ ) связана с  $K_S$  соотношением

$$S = \sqrt[m+n]{\frac{K_S}{m^n}}$$

Осадок выпадает, если для данных условий (концентрация осаждаемого иона и осадителя, pH)  $[A]^m[B]^n > K_S$  и растворяется, если  $[A]^m[B]^n < K_S$ .

В кислой среде преобладают ионы  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , в нейтральной и щелочной –  $\text{CrO}_4^{2-}$ .

Растворимость  $\text{BaCrO}_4$  в воде значительно ниже растворимости  $\text{BaCr}_2\text{O}_7$ , поэтому он и выпадает в осадок.



Реакцию следует проводить при pH 4-5, так как в более кислой среде  $\text{CrO}_4^{2-}$ -ионов мало и осадок не выпадает. Из уравнения реакции видно, что раствор подкисляется за счет образования ионов  $\text{H}^+$ . Для поддержания необходимой кислотности прибавляют  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , чтобы ионы  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  связывали выделяющиеся ионы  $\text{H}^+$  в слабую  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . В результате образуется буферная смесь  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ , поддерживающая постоянный pH 4,75.

**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{BaCl}_2$ , 4 капли раствора  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , 3 капли раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , нагрейте на водяной бане. Выпадет желтый осадок.

**2. Реакция окрашивания пламени.** Чистую нихромовую проволочку смочите раствором  $\text{BaCl}_2$  и внесите в пламя горелки. Пламя окрасится в желто-зеленый цвет.

**3. Карбонат аммония,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,** образует с ионом  $\text{Ba}^{2+}$  белый осадок  $\text{BaCO}_3$ , в отличие от  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$  нерастворимый в  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (проверьте, это важно!).

### Ион $\text{Ca}^{2+}$

**1. Серная кислота,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,** образует с ионом  $\text{Ca}^{2+}$  игольчатые кристаллы  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (гипс). Мешает ион  $\text{Ba}^{2+}$ .

**Выполнение:** на предметное стекло поместите 1 каплю раствора  $\text{CaCl}_2$ , рядом 1 каплю раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:4), соедините палочкой с оттянутым кончиком и через 1 минуту рассмотрите под микроскопом.



Форма кристаллов зависит от концентрации ионов  $\text{Ca}^{2+}$  в растворе, то есть от скорости кристаллизации. Слева на рисунке – кристаллы, образовавшиеся при быстрой кристаллизации, справа – при медленной.

**2. Реакция окрашивания пламени.** Чистую нихромовую проволочку смочите раствором  $\text{CaCl}_2$  или  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  и внесите в пламя горелки. Пламя окрасится в кирпично-красный цвет.

**3. Карбонат аммония,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,** образует с ионом  $\text{Ca}^{2+}$  белый осадок  $\text{CaCO}_3$ , в отличие от  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$  нерастворимый в  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (проверьте, это важно!).

## Отделение катионов II группы от катионов I группы

Катионы II групп образуют малорастворимые карбонаты, сульфаты и фосфаты. Для их отделения от катионов I группы удобно и просто осадить их в виде карбонатов, поскольку различие в их растворимости в воде минимально в отличие от сульфатов и фосфатов. Это позволяет осадить их одновременно. Кроме того карбонаты легко растворяются в кислотах – даже такой слабой, как  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , что удобно для дальнейшего анализа. Карбонаты  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$  растворимы в воде,  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$  в воде не растворяется, но растворяется в  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (смотри выше), а карбонаты катионов II группы ни в воде, ни в  $\text{NH}_4\text{Cl}$  не растворяются. Поэтому, если к смеси катионов I и II групп прибавить  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , выпадет осадок карбонатов II группы ( $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ), а катионы I группы ( $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$  и  $\text{Mg}^{2+}$ ) останутся в растворе.

Количественно карбонаты II группы осаждаются при pH 9, поэтому групповой реагент II группы –  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  + смесь (1:1)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{NH}_3$  (аммиачный буферный раствор с pH 9).

## Реакции обнаружения катионов III группы

В III группу входят катионы металлов нескольких групп периодической системы – II ( $\text{Zn}^{2+}$ ), III ( $\text{Al}^{3+}$ ), VI ( $\text{Cr}^{3+}$ ), VII ( $\text{Mn}^{2+}$ ) и VIII ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ).

Атомы Zn и Al имеют законченные соответственно 18 и 8 электронные уровни и поэтому для них характерна только одна степень окисления: +2 для Zn и +3 для Al.

Атомы остальных металлов благодаря наличию недостроенных 18 электронных уровней могут иметь по несколько степеней окисления и образовывать ионы разного заряда, поэтому для них характерны окислительно-восстановительные реакции.

### Устойчивые степени окисления в соединениях, существующих в водных растворах

Cr (+3, +6)  
Mn (+2, +7)  
Fe (+2, +3)  
Ni (+2, +3\*)  
Co (+2, +3\*)

### Ионы

$\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$   
 $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{MnO}_4^-$   
 $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$   
 $\text{Ni}^{2+}$   
 $\text{Co}^{2+}$

\* Эти степени окисления устойчивы только в очень прочных комплексных соединениях.

Недостроенные 18 электронные уровни позволяют образовывать в гетероатомных соединениях донорно-акцепторные связи, поэтому для катионов III группы характерны не только реакции окисления-восстановления, но и реакции с образованием комплексов.\*

В водных растворах катионы III группы существуют в виде аквакомплексов,  $M(H_2O)_m^{n+}$ . Многие из них окрашены: аквакомплекс  $Cr^{3+}$  – сине-зеленый,  $Mn^{2+}$  – бледно-розовый,  $Fe^{3+}$  – желтый,  $Ni^{2+}$  – зеленый,  $Co^{2+}$  – розовый. Аквакомплексы  $Al^{3+}$  и  $Zn^{2+}$  бесцветные.

Катионы III группы образуют малорастворимые в воде карбонаты, гидроксиды и сульфиды. Для сероводородной схемы разделения катионов на аналитические группы из них наиболее важны сульфиды. Их осаждают либо с помощью  $(NH_4)_2S$ , либо газообразным  $H_2S$  в слабо щелочной среде.

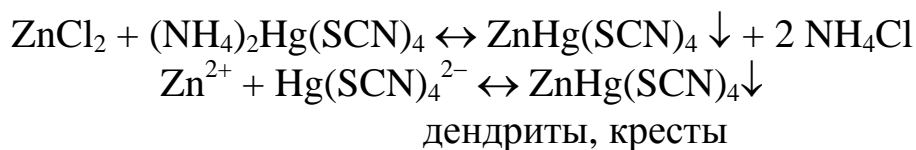
Сульфиды почти всех катионов III группы окрашены:  $FeS$ ,  $Fe_2S_3$ ,  $CoS$  и  $NiS$  – черные,  $MnS$  – телесного цвета и только  $ZnS$  – белый. Внимательный читатель должен обратить внимание на отсутствие сведений об окраске сульфидов  $Al^{3+}$  и  $Cr^{3+}$ . Дело в том, что  $Al_2S_3$  и  $Cr_2S_3$  существуют только в безводной среде. В водных растворах они гидролизуются и в виде гидроксидов [ $Al(OH)_3$ \* – белый,  $Cr(OH)_3$ \* – серо-зеленый] выпадают в осадок вместе с сульфидами остальных катионов.



**На будущее!** Правильнее писать  $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ ,  $Cr_2O_3 \cdot nH_2O$ ,  $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ , так как это нестехиометрические соединения.

## Ион $Zn^{2+}$

**1. Тетрароданомеркурат аммония,**  
 $(NH_4)_2Hg(SCN)_4$ , образует с ионом  $NH_4^+$  бесцветные кристаллы характерной формы




---

\* *Комплекс* – сложное соединение, состоящее из центрального атома (катион) и координированных им лигандов (анионы или молекулы). Связь между центральным атомом и лигандами – донорно-акцепторная, оба электрона для ее образования предоставляет лиганд. Лигандами являются молекулы или ионы, содержащие атом с неподеленной парой электронов (донор электронной пары), отдаваемой ими центральному атому (акцептор электронной пары). Наиболее известные донорные атомы (соответствующие лиганды) – O ( $H_2O$ ,  $OH^-$ ), N ( $NH_3$ ). Устойчивые комплексы образуют также такие лиганды, как  $Cl^-$ ,  $I^-$  и другие. Позднее Вы узнаете, что наиболее интересными для аналитической химии свойствами обладают комплексы с органическими лигандами с теми же донорными атомами.



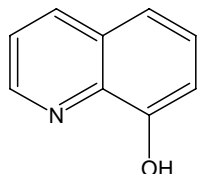


**Выполнение:** на предметное стекло поместите 1 каплю раствора  $ZnCl_2$  и рядом с ней 1 каплю реагента. Соедините их палочкой с оттянутым кончиком и через 1-2 минуты рассмотрите кристаллы под микроскопом.

Форма кристаллов зависит от концентрации  $Zn^{2+}$ : на рисунке слева кристаллы, образующиеся при медленной кристаллизации из разбавленных растворов, справа – при быстрой кристаллизации при высокой концентрации  $Zn^{2+}$ .

## Ион $Al^{3+}$

### 1. 8-Гидроксихинолин,

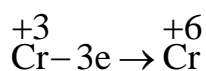


при pH 4,5-10 образует с ионом  $Al^{3+}$  малорастворимое соединение желтого цвета, флуоресцирующее зеленоватым светом при УФ-облучении.

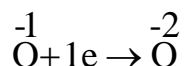
**Выполнение:** на кусочек фильтровальной бумаги поместите 1 каплю раствора  $AlCl_3$ , 1 каплю ацетатного буферного раствора с pH 6,5-9,5 и 1 каплю этанольного раствора реагента. Влажное пятно рассмотрите в УФ-свете (прибор!) и убедитесь в появлении зеленоватого свечения.

## Ион $Cr^{3+}$

1. Пероксид водорода,  $H_2O_2$ , окисляет в щелочной среде ион  $Cr^{3+}$  до хромат-иона  $CrO_4^{2-}$ ,



сам при этом восстанавливается до  $OH^-$  ионов

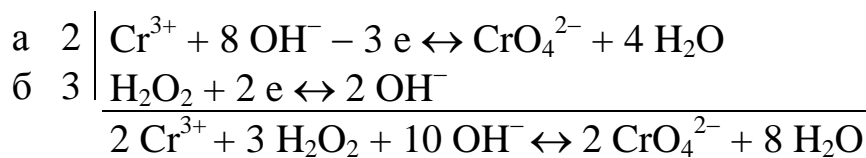


В процессе **окислительно-восстановительных** реакций изменяются степени окисления участвующих в них веществ за счет переноса электронов от восстановителя (сам он при этом окисляется) к окислителю, который принимая электроны, восстанавливается. При восстановлении степень окисления понижается, а при окислении повышается.

Уравнение окислительно-восстановительной реакции составляют так: записывают *полуреакцию* окисления восстановителя (а) и *полуреакцию* восстановления окислителя (б). Если полуреакция написана правильно, то число атомов данного сорта\* и число зарядов в левой и правой части уравнения одинаковы.

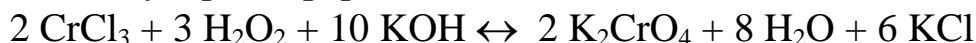
Уравнивают число электронов, отдаваемых восстановителем и принимаемых окислителем (число отданных электронов должно быть равно числу принятых) и, наконец, суммируя полуреакции, получают уравнение окислительно-восстановительной реакции в ионной форме

\* Число атомов O и H уравнивают с помощью  $H_2O$  и  $OH^-$ , если реакция протекает в щелочной среде и с помощью  $H_2O$  и  $H^+$ , если реакция протекает в кислой среде.



желтый

и молекулярной форме

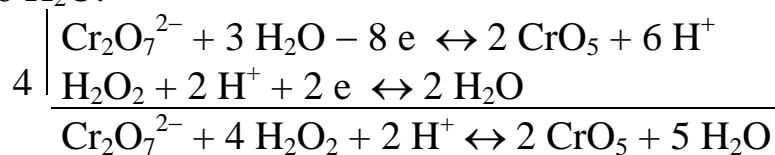


**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{CrCl}_3$ , добавьте по каплям 2 М  $\text{KOH}$  до выпадения осадка  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и растворения его с образованием  $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$ . Прибавьте 5 капель 3 %-ного  $\text{H}_2\text{O}_2$  и нагрейте на водяной бане. Появится желтая окраска.

Обнаружение иона  $\text{Cr}^{3+}$  на этом не заканчивается. С полученным раствором  $\text{CrO}_4^{2-}$  выполните следующую реакцию.

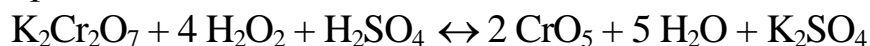
**2. Пероксид водорода,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , в кислой среде окисляет  $\text{CrO}_4^{2-}$  до  $\text{CrO}_5$**  (ангидрид надхромовой кислоты  $\text{H}_2\text{CrO}_6$ ) ярко-синего цвета.

Вспомним, в кислой среде равновесие  $\text{CrO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  смещено вправо, поэтому  $\text{H}_2\text{O}_2$  фактически окисляет  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , а сам восстанавливается в кислой среде до  $\text{H}_2\text{O}$ .



оранжевый

синий

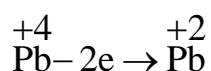
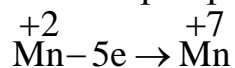


В водных растворах даже при комнатной температуре  $\text{CrO}_5$  быстро разлагается, поэтому реакцию нужно проводить при охлаждении, а образовавшийся  $\text{CrO}_5$  проэкстрагировать органическим растворителем, несмешивающимся с водой, например, изо-амиловым спиртом  $\text{изо-C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ .

**Выполнение:** в пробирку поместите 3 капли раствора  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , 5 капель 3 %-ного раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$ , 5 капель изо-амилового спирта и охладите под струей воды. Добавьте 2 капли  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:1). Кислоту желательно нанести на стенку пробирки. Быстро, но аккуратно встряхните. Органический слой окрасится в синий цвет.

## Ион $\text{Mn}^{2+}$

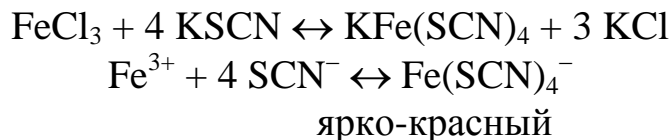
**1. Оксид  $\text{Pb}(\text{IV})$ ,  $\text{PbO}_2$ , окисляет ион  $\text{Mn}^{2+}$  до  $\text{MnO}_4^-$  (перманганат-ион) красно-фиолетового цвета. Реакция протекает быстро при нагревании на водяной бане.**





**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{FeCl}_3$  и 2 капли раствора реагента. Осторожно встряхните. Выпадет синий осадок.

**2. Тиоцианат калия,  $\text{KSCN}$ ,** с ионом  $\text{Fe}^{3+}$  образует комплексное соединение  $\text{Fe}(\text{SCN})_4^-$  ярко-красного цвета.

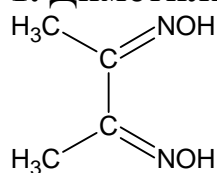


Мешают анионы, например,  $\text{F}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ , оксалат  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ , образующие с ионом  $\text{Fe}^{3+}$  более прочные бесцветные комплексные соединения –  $\text{FeF}_5^{2-}$ ,  $\text{FeHPO}_4^{2+}$  и  $\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$  соответственно.

**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{FeCl}_3$ , 2 капли раствора реагента и осторожно встряхните. Раствор окрасится в ярко-красный цвет.

## Ион $\text{Ni}^{2+}$

### 1. Диметилглиоксим,



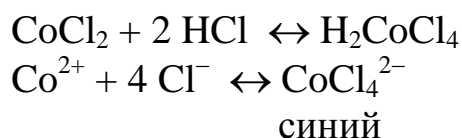
при pH 5-10 образует с ионом  $\text{Ni}^{2+}$  малорастворимое комплексное соединение ярко-красного цвета. Мешает ион  $\text{Fe}^{3+}$ , образующий в указанном интервале pH темно-коричневый гидроксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ,

но  $\text{Fe}^{3+}$  можно замаскировать, связав в устойчивый бесцветный комплекс  $\text{FeF}_5^{2-}$  с помощью  $\text{NaF}$  или  $\text{NH}_4\text{F}$ .

**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{NiCl}_2$ , 2 капли раствора реагента и 2 капли 2 М  $\text{NH}_3$ . Осторожно перемешайте. Выпадет ярко-красный осадок.

## Ион $\text{Co}^{2+}$

**1. Соляная кислота,  $\text{HCl}$**  (концентрированная), образует с ионом  $\text{Co}^{2+}$  комплексное соединение  $\text{CoCl}_4^{2-}$  синего цвета.



Мешает ион  $\text{Fe}^{3+}$ . С концентрированной  $\text{HCl}$  он образует комплексное соединение  $\text{FeCl}_4^{2-}$  ярко-желтого цвета, поэтому из-за наложения цветов может появиться зеленая окраска. Ион  $\text{Fe}^{3+}$  можно замаскировать, связав его в более прочный бесцветный комплекс  $\text{FeF}_5^{2-}$  с помощью  $\text{NaF}$  или  $\text{NH}_4\text{F}$ .

**Выполнение:** на кусочек фильтровальной бумаги нанесите капилляром с оттянутым кончиком 1 каплю раствора  $\text{CoCl}_2$  и обработайте парами  $\text{HCl}$ , подержав бумажку над склянкой с концентрированной  $\text{HCl}$ . Появится синее пятно.

## Отделение катионов III группы от катионов II – I групп

---

Для отделения от I и II групп катионы III осаждают с помощью  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ .

Количественно сульфиды  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  и гидроксиды  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{Cr}^{3+}$  осаждаются при  $\text{pH} > 8,7$  и поэтому групповым реагентом III группы катионов служит  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  или  $\text{H}_2\text{S}$  в присутствии буферной смеси 0,1 М  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и 0,1 М  $\text{NH}_3$  (1:1) с  $\text{pH} 9,25$ , поддерживающей  $\text{pH}$  постоянным на заданном уровне. В отсутствие буферной смеси при осаждении сульфидов, например,  $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \downarrow + 2 \text{H}^+$ , накапливаются ионы  $\text{H}^+$  и осаждение осадка будет не полным.

## Реакции обнаружения катионов IV группы

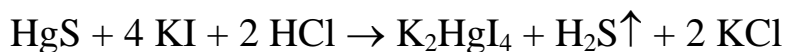
---

В IV группу сероводородной схемы входят катионы  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{Sb}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{4+}$  и кислородсодержащие анионы, образованные As и Sb в степенях окисления +5,  $\text{AsO}_4^{3-}$  и  $\text{SbO}_4^{3-}$ .

Ионы этих элементов имеют либо законченные 18-электронные внешние слои ( $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ , ионы Sb и As в степенях окисления +5), либо электронную структуру 18+2 ( $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{Sb}^{3+}$ ). Исключением является  $\text{Cu}^{2+}$  с незаконченным 18-электронным внешним слоем. Такие катионы легко поляризуются, поэтому образуют очень малорастворимые сульфиды, выпадающие в осадок даже в сильно кислой среде ( $\text{pH} \sim 0,5$ ), то есть при очень низкой концентрации  $\text{S}^{2-}$ . Сульфиды катионов IV группы, за исключением самого растворимого из них  $\text{CdS}$ , не растворяются в кислотах неокислителях, поскольку связывания  $\text{S}^{2-}$  в слабую кислоту  $\text{H}_2\text{S}$  недостаточно для смещения равновесия осадок  $\leftrightarrow$  раствор. В  $\text{HNO}_3$  растворяются все сульфиды, кроме самого малорастворимого  $\text{HgS}$ , потому что в этом случае для смещения равновесия осадок  $\leftrightarrow$  раствор недостаточно и окисления  $\text{S}^{2-}$ . Для смещения равновесия необходимо уже не только окислить  $\text{S}^{2-}$  (до S или  $\text{SO}_4^{2-}$ ), но и связать в устойчивый комплекс ион  $\text{Hg}^{2+}$ . Сделать это можно с помощью смеси  $\text{HNO}_3$  и  $\text{HCl}$ , поэтому в ней  $\text{HgS}$  легко растворяется



Если ион  $\text{Hg}^{2+}$  связать в еще более прочный иодидный комплекс  $\text{HgI}_4^{2-}$ , то необходимости окислять  $\text{S}^{2-}$  нет, и для растворения  $\text{HgS}$  достаточно связать его в  $\text{H}_2\text{S}$ :



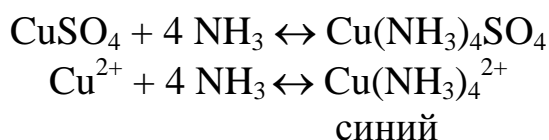
Элементы As, Sb и Sn в заметной степени проявляют свойства неметаллов, поэтому их сульфиды обладают кислотными свойствами и растворяются в  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ , потому что образуют растворимые в воде тиосоли, например,  $\text{SnS}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnS}_3$  (вспомните, что тиокислоты – аналоги оксикислот, например,  $\text{H}_2\text{SnS}_3$  и  $\text{H}_2\text{SnO}_3$ ).

Большинство катионов IV группы образует комплексы с  $\text{NH}_3$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Cl}^-$  и некоторыми другими лигандами, что, как увидим дальше, можно использовать для их обнаружения, маскирования и разделения.

Из этой группы познакомимся только с реакциями обнаружения ионов  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{Cd}^{2+}$ .

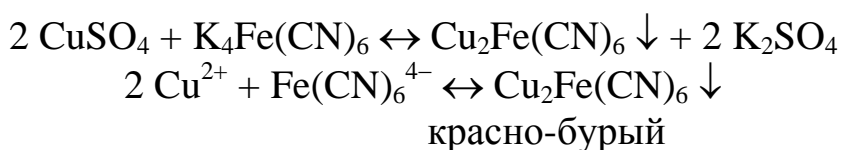
### Ион $\text{Cu}^{2+}$

1. Аммиак,  $\text{NH}_3$  (25 %-ный раствор), образует с ионом  $\text{Cu}^{2+}$  устойчивый комплекс  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$  ярко-синего цвета.



**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{CuSO}_4$ , 1-2 капли 25 %-ного (концентрированного)  $\text{NH}_3$  и осторожно встряхните. Появится ярко-синяя окраска.

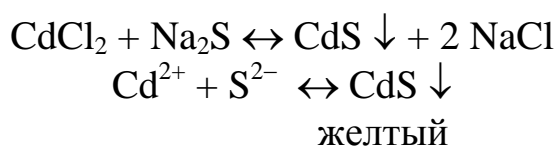
1. Гексацианоферрат(II) калия,  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ , образует с ионом  $\text{Cu}^{2+}$  малорастворимое соединение  $\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$  красно-бурого цвета.



**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{CuSO}_4$  и 2 капли раствора реагента. Осторожно встряхните. Выпадет красно-бурый осадок.

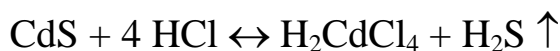
### Ион $\text{Cd}^{2+}$

1. Сульфид натрия,  $\text{Na}_2\text{S}$  (или  $\text{H}_2\text{S}$  в кислой и в щелочной среде) образует с ионом  $\text{Cd}^{2+}$  малорастворимое соединение – сульфид кадмия  $\text{CdS}$  желтого цвета.



**Выполнение.** В пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{CdCl}_2$  и 2 капли раствора  $\text{Na}_2\text{S}$ . Осторожно перемешайте. Выпадет желтый осадок.

Мешает ион  $\text{Cu}^{2+}$ , образующий в этих условиях темнокоричневый осадок  $\text{CuS}$ , но  $\text{CdS}$  более растворим, чем  $\text{CuS}$ , и поэтому его, в отличие от  $\text{CuS}$ , можно растворить не только в  $\text{HNO}_3$ , но и в концентрированной  $\text{HCl}$ ,



поскольку и ион  $\text{Cd}^{2+}$ , и ион  $\text{S}^{2-}$  связываются в малодиссоциирующие соединения – устойчивый комплекс  $\text{CdCl}_4^{2-}$  и слабую кислоту  $\text{H}_2\text{S}$ . Этим можно воспользоваться для обнаружения иона  $\text{Cd}^{2+}$  в присутствии иона  $\text{Cu}^{2+}$ . Полученный осадок  $\text{CdS}$  и  $\text{CuS}$  нужно обработать концентрированной  $\text{HCl}$ , нерастворившийся осадок  $\text{CuS}$  отделить центрифугированием, перенести центрифугат в чистую пробирку и выполнить реакцию обнаружения иона  $\text{Cd}^{2+}$ .

### Отделение катионов IV группы от катионов III – I групп

---

От катионов III – I групп катионы IV группы отделяют, осаждая их в виде сульфидов с помощью  $\text{H}_2\text{S}$  в сильноокислой среде – при  $\text{pH}$  0,5. Осадок центрифугируют, в растворе остаются катионы I – III групп. В практикуме делать это не будем, поскольку  $\text{H}_2\text{S}$  ядовитый газ и для работы с ним нужны специальные условия, но знать свойства сульфидов различных катионов будущему химику полезно.

### Реакции обнаружения катионов V группы

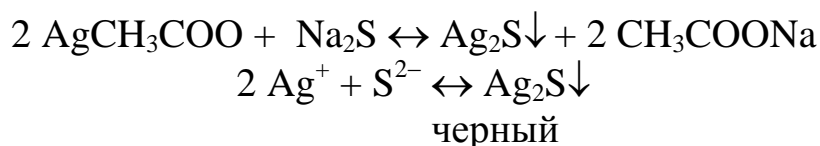
---

К V группе сероводородной схемы относят катионы  $\text{Ag}^+$  (имеет законченный 18 электронный слой),  $\text{Pb}^{2+}$  (18 + 2) и  $\text{Hg}_2^{2+}$ . Для них характерны реакции образования комплексных и малорастворимых соединений.

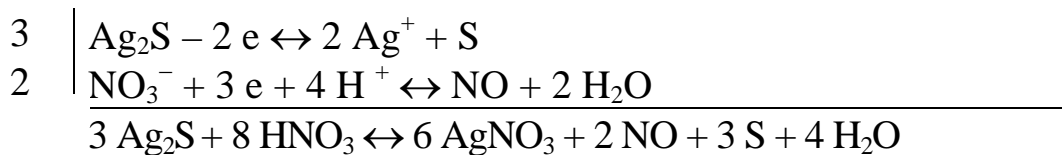
В отличие от катионов всех других групп, катионы V группы образуют малорастворимые в воде хлориды, что позволяет легко отделить их от остальных катионов. Из хлоридов катионов V группы наиболее растворимым является  $\text{PbCl}_2$  (практически полностью растворяется в воде при нагревании) и этим, как будет видно дальше, можно воспользоваться для выделения  $\text{Pb}^{2+}$  из осадка хлоридов катионов V группы.

#### Ион $\text{Ag}^+$

1. Сероводород,  $\text{H}_2\text{S}$  (в кислой среде) или  $\text{Na}_2\text{S}$  осаждают ион  $\text{Ag}^+$  в виде  $\text{Ag}_2\text{S}$  черного цвета.



Растворимость  $\text{Ag}_2\text{S}$  в воде мала, поэтому он растворяется только в  $\text{HNO}_3$  за счет окисления  $\text{S}^{2-}$  до элементной  $\text{S}$ .

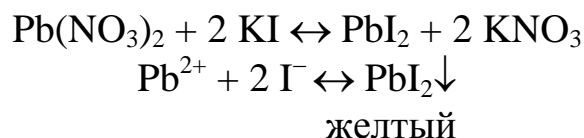


**2. Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup> и I<sup>-</sup>** образуют с ионом **Ag<sup>+</sup>** малорастворимый белый **AgCl**, бледножелтый **AgBr** и желтый **AgI**. По величинам растворимости их можно расположить в ряд  $\text{AgCl} > \text{AgBr} > \text{AgI}$ , поэтому **AgCl** легко растворяется в  $\text{NH}_3$  и даже в  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  за счет образования аммиачного комплекса  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ , а **AgBr** и **AgI** не растворяются. Их можно растворить только, если прибавить лиганд, образующий с  $\text{Ag}^+$  более устойчивый комплекс, например,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  или  $\text{CN}^-$  ионы.

**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{AgNO}_3$  и 2 капли раствора  $\text{KI}$ , перемешайте. Выпадет желтый осадок **AgI**, нерастворимый в  $\text{NH}_3$ , растворимый в  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Проверьте это, разделив полученный осадок на 2 части.

### Ион $\text{Pb}^{2+}$

**1. Иодид калия, KI**, осаждает **Pb<sup>2+</sup>** в виде малорастворимого желтого осадка **PbI<sub>2</sub>**.



**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и 2 капли раствора  $\text{KI}$ , перемешайте. Выпадет желтый осадок **PbI<sub>2</sub>**.

Дальше можно выполнить одну из самых красивых реакций – прибавьте к осадку несколько капель воды, 3 капли 2 М  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и поставьте пробирку в нагретую водяную баню. Через некоторое время осадок растворится. Аккуратно охладите пробирку под струей водородной воды – выпадут блестящие золотистые кристаллы **PbI<sub>2</sub>**, когда-то названные “золотым дождем”.

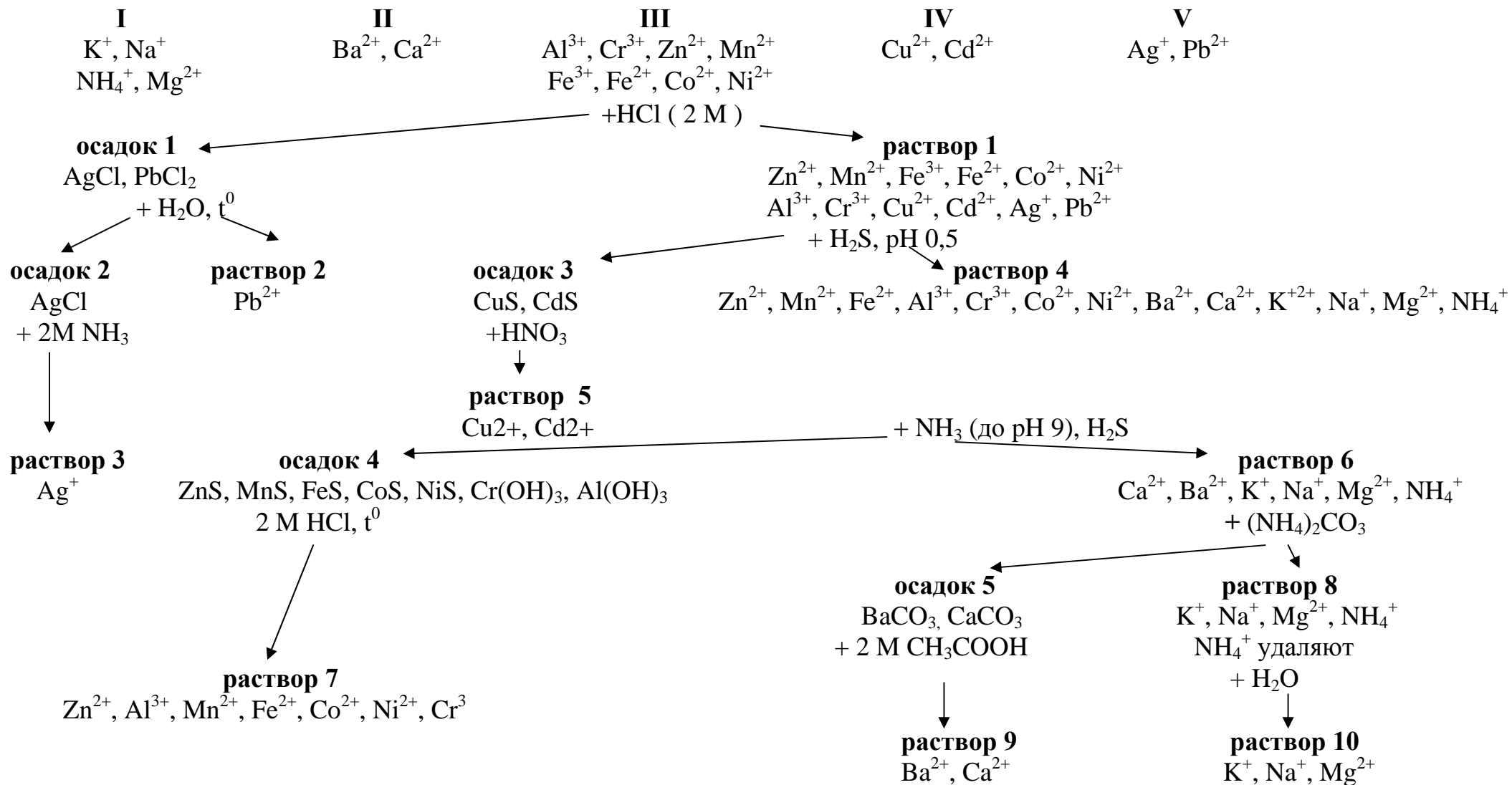
## Отделение катионов V группы от катионов IV-I групп

От катионов IV – I групп катионы V группы отделяют, осаждая их в виде хлоридов с помощью  $\text{HCl}$ . В качестве осадителя нужно использовать 2 М  $\text{HCl}$ , потому что при более высокой концентрации  $\text{Cl}^-$  ион  $\text{Pb}^{2+}$  в основном останется в растворе в виде весьма устойчивого растворимого комплекса  $\text{PbCl}_4^{2-}$ .



## Сероводородная схема разделения изученных катионов на аналитические группы

В заключение рассмотрим сероводородную схему деления изученных катионов на аналитические группы. Обратите внимание на то, что при разделении смеси катионов группы выделяются не согласно их номеру – первой выделяется V группа (осадок 1 –  $\text{AgCl}$ ,  $\text{PbCl}_2$ ), затем IV (осадок 3 –  $\text{CuS}$ ,  $\text{CdS}$ ) и так далее, пока в растворе не останется I группа катионов, не имеющая группового реагента.



Анионы классифицируют на 3 аналитические группы

I группа:	$\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{PO}_4^{3-}$ и $\text{SO}_3^{2-}$	и Групповой реагент $\text{BaCl}_2$
II группа :	$\text{Cl}^-$ , $\text{I}^-$ и $\text{Br}^-$	Групповой реагент $\text{AgNO}_3 + \text{HNO}_3$
III группа :	$\text{NO}_3^-$ , $\text{CH}_3\text{COO}^-$ и $\text{NO}_2^-$	Группового реагента нет

$\text{BaCl}_2$  с анионами I группы образует неокрашенные малорастворимые соединения –  $\text{BaSO}_3$ ,  $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{BaSO}_4$ . Первые три из них легко растворяются в  $\text{HCl}$  и даже в  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , поскольку образуются более слабые кислоты, чем  $\text{HCl}$  и  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , а  $\text{BaSO}_4$  не растворяется даже в  $\text{HCl}$  ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  – кислота сильная – особенно по первой стадии!).

### $\text{CO}_3^{2-}$ – ион

1. Минеральные кислоты и уксусная кислота,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , реагируют с  $\text{CO}_3^{2-}$  с выделением  $\text{CO}_2$ .



где M – любой из изученных катионов. Мешает  $\text{SO}_3^{2-}$ , реагирующий аналогично, но его можно окислить с помощью  $\text{H}_2\text{O}_2$  или  $\text{KMnO}_4$  до  $\text{SO}_4^{2-}$ , который не мешает.

Выделение  $\text{CO}_2$  легко обнаружить по помутнению капли  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

**Выполнение:** в пробирку (рис.11 на с. 6) внесите 5 капель анализируемого раствора, 5 капель 2М  $\text{CH}_3\text{COOH}^*$ . На шарик повесьте маленькую капельку раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и аккуратно внесите трубочку с шариком в пробирку. Капля помутнеет из-за образования  $\text{BaCO}_3$ .



### $\text{PO}_4^{3-}$ – ион

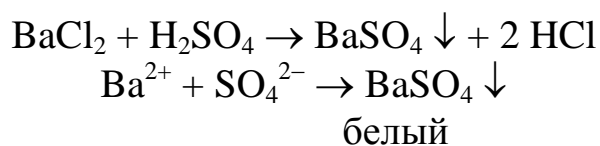
1. Молибденовая жидкость,  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{HNO}_3$ , образует с  $\text{PO}_4^{3-}$  желтый осадок аммонийной соли молибдофосфорной гетерополиокислоты  $(\text{NH}_4)_3\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4$ .

**Выполнение:** в пробирку внесите 1-2 капли раствора  $\text{PO}_4^{3-}$ , 3-5 капель реагента и поставьте в нагретую водяную баню. Через несколько минут выпадет желтый осадок.

\* В присутствии  $\text{SO}_3^{2-}$  надо прибавить 5 капель раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

## $\text{SO}_4^{2-}$ -ион

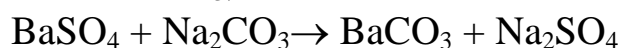
1. Хлорид бария,  $\text{BaCl}_2$ , образует с ионом  $\text{SO}_4^{2-}$  белый осадок  $\text{BaSO}_4$ , в отличие от  $\text{BaCO}_3$  и  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ , нерастворимый в  $\text{HCl}$ .



**Выполнение:** в пробирку внесите 2 капли раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и 2 капли реагента. Выпадет белый осадок. Убедитесь, что он не растворяется в  $\text{HCl}$ .



**На будущее!** Если нужно растворить  $\text{BaSO}_4$ , то поступают так. К осадку  $\text{BaSO}_4$  прибавляют насыщенный раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , перемешивают, ставят в нагретую водяную баню на 1-2 мин. Центрифугируют, раствор сливают. К осадку прибавляют свежую порцию раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и далее поступают, как указано выше. После 3-5-кратной обработки свежими порциями  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  осадок  $\text{BaSO}_4$  практически полностью превратится в  $\text{BaCO}_3$ ,

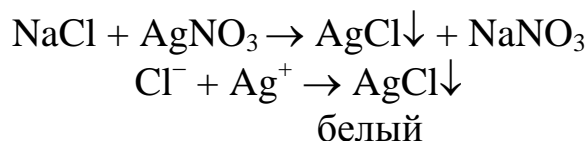


который можно растворить в  $\text{HCl}$  или в  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

$\text{AgNO}_3$  с анионами II группы образует малорастворимые соединения (смотри реакции обнаружения иона  $\text{Ag}^+$ ) и с помощью  $\text{AgNO}_3$  в присутствии  $\text{HNO}_3$   $\text{Cl}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$  можно отделить от анионов I группы, потому что их соединения с ионом  $\text{Ag}^+$  растворяются в  $\text{HNO}_3$ .

## $\text{Cl}^-$ -ион

1. Нитрат серебра,  $\text{AgNO}_3$ , образует с  $\text{Cl}^-$ -ионом белый творожистый осадок  $\text{AgCl}$

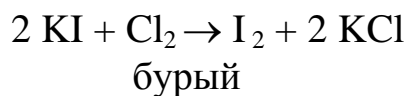


как и  $\text{AgI}$  и  $\text{AgBr}$ , нерастворимый в  $\text{HNO}_3$ , но в отличие от них, легко растворяющийся в  $\text{NH}_3$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .

**Выполнение:** в пробирку внесите 2-3 капли  $\text{NaCl}$ , 2 капли  $\text{AgNO}_3$  и встряхните. Моментально выпадет белый творожистый осадок.

## $\text{I}^-$ -ион

1. Хлорная вода (насыщенный водный раствор  $\text{Cl}_2$ ) окисляет  $\text{I}^-$  до  $\text{I}_2$

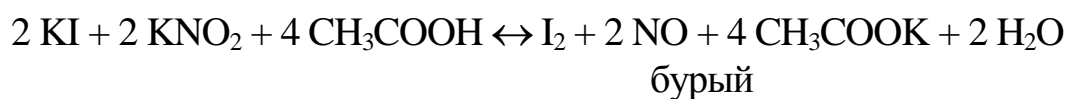


за протеканием реакции можно наблюдать по появлению бурой окраски раствора, но лучше добавить раствор крахмала. В присутствии  $I_2$  крахмал посинеет.

**Выполнение:** внесите в пробирку 2-3 капли раствора  $KI$ , 2 капли 1 М  $H_2SO_4$ , 1-2 капли хлорной воды и 1 каплю раствора крахмала. Появится синяя окраска.

Если хлорной воды в практикуме нет, можно выполнить следующую реакцию.

**2. Нитрит калия (натрия),  $KNO_2$  в кислой среде ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $CH_3COOH$ ) также окисляет  $I^-$  до  $I_2$**



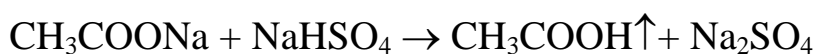
Выделяющийся  $I_2$  можно проэкстрагировать бензолом  $C_6H_6$ , слой которого окрасится в фиолетово-красный цвет.

**Выполнение:** а – в пробирку внесите 2-3 капли раствора  $KI$ , 1-2 капли 2 М  $CH_3COOH$ , 2-3 капли раствора  $KNO_3$  и 3-5 капель бензола. Осторожно встряхните. В бензольном слое появится фиолетово-красная окраска.

б – на кусочек фильтровальной бумаги нанесите последовательно 1 каплю раствора крахмала, 1 каплю 2 М  $CH_3COOH$ , 1 каплю раствора  $KI$  и 1 каплю раствора  $KNO_2$ . Появится синее пятно.

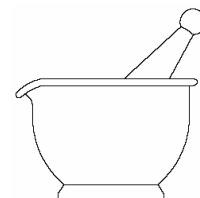
### $CH_3COO^-$ -ион

**1. Гидросульфат калия (натрия),  $KHSO_4$ , реагирует с твердым  $CH_3COONa$  при растирании**



с образованием более слабой, чем  $H_2SO_4$ , и летучей  $CH_3COOH$ , чей знакомый запах уловить очень легко.

**Выполнение:** в маленькую ступочку (рис. 7 на с. 6) внесите шпателем немного твердого  $CH_3COONa$  и другим шпателем немного твердого  $NaHSO_4$ . Осторожно разотрите смесь пестиком. Появится запах “уксуса”.



### $NO_3^-$ -ион

**1. Дифениламин,  $(C_6H_5)_2NH$ , реагируя с  $NO_3^-$  (и, к сожалению, с другими окислителями) окисляется до дифенилбензидина, имеющего интенсивную фиолетовую окраску.**

**Выполнение:** на стеклянную пластинку осторожно поместите 1 каплю раствора дифениламина в концентрированной  $H_2SO_4$  и 1-2 капли раствора  $KNO_3$ . Появится фиолетовое пятно.

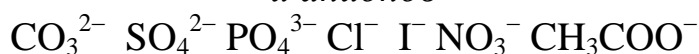
## Схема анализа индивидуального соединения катиона I-V группы (контрольная работа)

Соединение может содержать любой из указанных

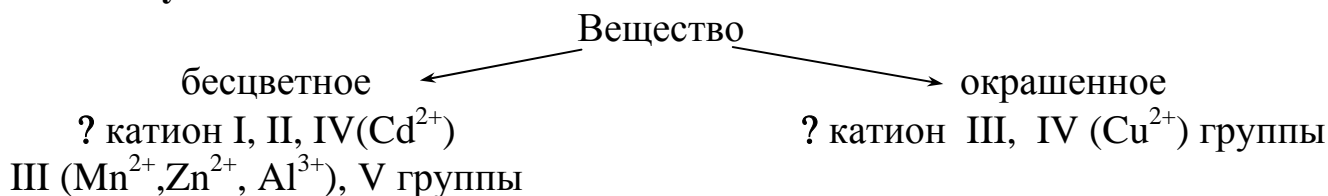
*катионов*

<b>I группа</b> $K^+ Na^+$ $NH_4^+ Mg^{2+}$	<b>II группа</b> $Ba^{2+} Ca^{2+}$	<b>III группа</b> $Al^{3+} Cr^{3+} Fe^{3+} Fe^{2+}$ $Mn^{2+} Zn^{2+} Co^{2+}$ $Ni^{2+}$	<b>IV группа</b> $Cu^{2+} Cd^{2+}$	<b>V группа</b> $Ag^+ Pb^{2+}$
---	---------------------------------------	--	---------------------------------------	-----------------------------------

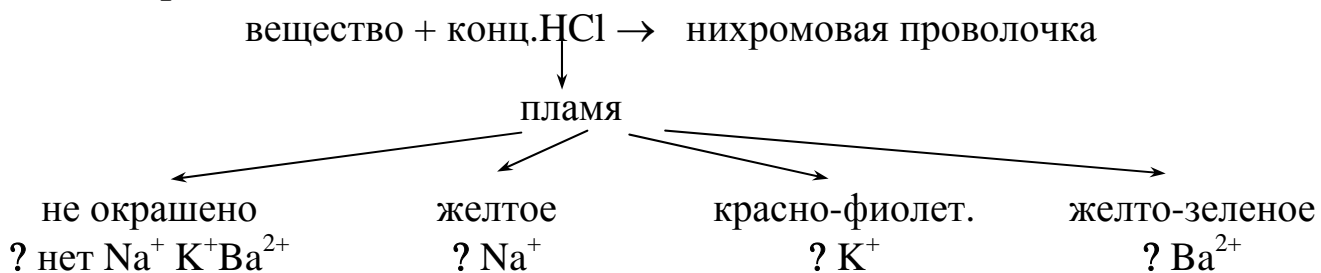
*и анионов*



### 1. Визуальное наблюдение



### 2. Окрашивание пламени



### 3. Обнаружение $CO_3^{2-}$ .

Вещество ( на кончике шпателя)

↓

пробирка с трубочкой – на шарике капля  $Ba(OH)_2$   
+ 2 M HCl  
? помутнел  $Ba(OH)_2$

### 4. Обнаружение $CH_3COO^-$

Вещество (на кончике шпателя) → ступочку  
+ твердый  $NaHSO_4$ , растереть пестиком  
? есть запах  $CH_3COOH$

**5. Растворение анализируемого вещества** – небольшие порции вещества растворите при нагревании на водяной бане последовательно в

•  $H_2O$

Если вещество растворилось, полезно:

– оценить рН с помощью универсальной индикаторной бумажки и сравнить с результатом обнаружения  $\text{CO}_3^{2-}$

– по окраске раствора сделать предположение о возможном катионе

в  $\text{H}_2\text{O}$  растворяются

- ✓ хлориды всех изученных катионов, кроме  $\text{Ag}^+$  и  $\text{Pb}^{2+}$
- ✓ сульфаты  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ , III и IV групп
- ✓ ацетаты всех изученных катионов
- ✓ нитраты всех изученных катионов
- ✓ фосфаты  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$
- ✓ карбонаты  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$

### •• 2 М $\text{CH}_3\text{COOH}$

в  $\text{CH}_3\text{COOH}$  растворяются

- карбонаты  $\text{Mg}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{Ba}$ ,  $\text{Co}$ ,  $\text{Ni}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Mn}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Cd}$  – должен  $\uparrow\text{CO}_2$
- фосфаты  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$

### ••• 2 М $\text{HCl}$

в  $\text{HCl}$  растворяются

- фосфаты  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$

## 6. Обнаружение аниона в водном растворе

– с помощью групповых реагентов ( $\text{BaCl}_2$  для I группы- и  $\text{AgNO}_3 + \text{HNO}_3$ - для II группы) в отдельных порциях водного раствора найдите, есть ли анион I или II группы и согласуйте результат с предварительными наблюдениями

– при отрицательном результате предыдущего пункта выполните реакцию обнаружения  $\text{NO}_3^-$ -иона дифениламином

## 7. Обнаружение катиона в водном растворе с помощью группового реагента

– с помощью групповых реагентов ( $\text{HCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ) в отдельных порциях раствора найдите, катион какой группы (V–I) присутствует. Выполните реакцию обнаружения катиона и согласуйте полученный результат с предварительными наблюдениями.

Пример выполнения анализа индивидуального соединения и записи результатов в лабораторном журнале приведен ниже.

## Результаты анализа индивидуального соединения катиона I-V группы

Визуальное наблюдение – бесцветное кристаллическое вещество.

Предварительные выводы – это не соединение  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ .

Исследуемый объект	Реагент	Наблюдения	Выводы
Исходное вещество	конц. HCl, пламя	интенсивная желтая окраска (индиговая призма – пламя не окрашено)	? $\text{Na}^+$ нет $\text{K}^+$
Исходное в-во	$\text{H}_2\text{O}$ , $t^0$	растворилось,	p-p 1
P-p 1	(ун. индикатор)	pH ~ 7	нет $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{PO}_4^{3-}$
P-p 1	$\text{BaCl}_2$	осадка нет	нет $\text{SO}_4^{2-}$
P-p 1	$\text{HNO}_3$ , $\text{AgNO}_3$	белый осадок	есть $\text{Cl}^-$
Это может быть хлорид катиона I или II группы и менее вероятно – $\text{Zn}^{2+}$ , $\text{Mn}^{2+}$ , $\text{Cd}^{2+}$ , так как pH водного раствора ~ 7.			
P-p 1	$\text{Na}_2\text{S}$	нет ни желтого, ни белого осадка	нет $\text{Cd}^{2+}$ , $\text{Zn}^{2+}$ , $\text{Mn}^{2+}$ , $\text{Mg}^{2+}$
P-p 1	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ $\text{NH}_3$ , $\text{NH}_4\text{Cl}$	белого осадка нет	нет II группы катионов
P-p 1	уранилацетат (микроскоп)	тераэдры, октаэдры	есть $\text{Na}^+$

Поверочные реакции на ионы  $\text{K}^+$  и  $\text{NH}_4^+$  можно не проводить, так как последний результат согласуется с предварительными наблюдениями – пламя окрашивается в интенсивно желтый цвет (через индиговую призму краснофиолетовая окраска  $\text{K}^+$  не наблюдается), pH водного раствора ~ 7 (для водного раствора  $\text{NH}_4\text{Cl}$  pH < 7).



Выводы – исследуемое вещество NaCl.

Алексеев В.Н. Качественный химический полумикроанализ. М.: Химия. 1973.

Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. Неорганическая химия. М.: Химия. 2001.

---

*рекомендуемая для углубленного изучения материала*

Методы обнаружения и разделения элементов (практическое пособие). Под ред. И.П. Алимарина. М.: Изд-во Моск. ун-та. 1984.

Основы аналитической химии. Практическое руководство. Под ред. Ю.А. Золотова. М.: Высшая школа. 2003.



## Содержание

Введение .....	3
Правила работы в химической лаборатории .....	5
Посуда для качественного химического анализа .....	6
Способы и техника выполнения реакций обнаружения ионов .....	7
Лабораторный журнал .....	8
Реакции обнаружения катионов I группы .....	8
Реакции обнаружения катионов II группы .....	13
Отделение катионов II группы от катионов I групп- пы.....	15
Реакции обнаружения катионов III группы .....	15
Отделение катионов III группы от катионов II – I групп .....	21
Реакции обнаружения катионов IV группы .....	21
Отделение катионов IV группы от катионов III – I групп .....	23
Реакции обнаружения катионов V группы .....	23
Отделение катионов V группы от катионов IV – I групп .....	24
Сероводородная схема деления катионов на аналитические группы.....	25
Реакции обнаружения анионов .....	26
Схема анализа индивидуального соединения катиона I – V группы ...	29
Результаты анализа индивидуального соединения катиона I-V группы.....	31
Литература .....	46