

Д. С. Исаев  
СШ № 43, Тверь

# ПРАКТИКУМЫ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОГО ХАРАКТЕРА

**в IX классе\***

**Н**апоминаем, что в IX классе предусматривается проведение двух практикумов (см. табл. 1). Первый практикум — практические работы 1—5 — выполняют после изучения электролитической диссоциации, основных закономерностей химических реакций и химии металлов; второй практикум — практические работы 6—10 — после изучения химии неметаллов.

Более подробно рассмотрим методику выполнения работ 1, 2, 9 и 10, которые в недостаточной степени адаптированы для школьных условий.

**Практическая работа № 1** позволяет сравнить силу кислот по степени их диссоциации на основании реакций кислоты с металлом. Как правило, для выполнения работы использую серную, соляную и уксусную кислоты одинаковой молярной концентрации эквивалента и цинк.

Учащиеся проводят взаимодействие металла с кислотой ( $Zn^0 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2\uparrow$ ), определяя объем выделившегося водорода за определенный промежуток времени (5—7 мин) из каждой кислоты. Газ собирают в бюретку методом вытеснения воды (рис. 1).

Далее, используя полученные данные, строят кинетические кривые изменения объема водорода в процессе реакции и по ним вычисляют среднюю скорость реакции для каждой из кислот.

Полученные значения средних скоростей реакции сопоставляют со степенью диссоциации и на основании сравнения делают вывод об активности кислот.

Сравнивая значения степени диссоциации кислот в растворах с различной концентрацией, учащиеся делают вывод о влиянии разбавления на силу кислоты.

\* Продолжение. Начало см.: Химия в школе. — 2001. — № 9. — С. 53—58. Тематические практикумы для VIII класса см.: Химия в школе. — 2000. — № 7. — С. 66—69.

## Содержание практикумов и цели практических работ

Название работы	Цель работы
1. Определение химической активности кислот и сравнение со степенью их диссоциации	Выявить связь между химической активностью кислот и их степенью диссоциации ( $\alpha$ ) по скорости выделения водорода при взаимодействии эквивалентных растворов с каким-либо металлом
2. Определение количественного состава смеси гидроксида и карбоната щелочного металла	Закрепить знания учащихся о взаимодействии щелочей с кислотными оксидами; экспериментально определить состав смеси гидроксида и карбоната натрия или калия на основании объема углекислого газа, израсходованного в реакции со щелочью
3. Определение жесткости воды	Научить определять жесткость воды из различных источников титрованием соляной кислотой с использованием индикатора метилового оранжевого; закрепить навыки титрования
4. Получение и исследование свойств амфотерных гидроксидов	Отработать навыки получения амфотерных гидроксидов; закрепить знания о двойственных свойствах амфотерных соединений
5. Исследование реакционной способности металлов	Расширить представления учащихся об окислительно-восстановительных процессах; на основании экспериментальных данных построить электрохимический ряд напряжений металлов
6. Получение соляной кислоты и исследование ее свойств	Закрепить навыки получения летучих кислот из их солей при действии менее летучих кислот; исследовать общие и специфические свойства полученной кислоты
7. Исследование окислительно-восстановительных свойств пероксида водорода	Экспериментально изучить окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода; показать учащимся возможность применения пероксида водорода в быту
8. Распознавание минеральных удобрений (контрольная экспериментальная работа)	На основании схемы распознавания минеральных удобрений определить выданное вещество
9. Изучение адсорбции уксусной кислоты различными адсорбентами	Выяснить влияние природы различных адсорбентов на адсорбцию уксусной кислоты, измеряя изменение молярной концентрации адсорбента в растворе в результате адсорбции; отработать навыки кислотно-основного титрования
10. Качественный анализ смеси катионов и анионов (контрольная экспериментальная работа)	Закрепить знания учащихся о качественных реакциях; научить экспериментально определять ионы в выданных растворах

Если использовать 1 н. растворы кислот, то скорость реакции будет небольшой. В связи

с этим рекомендую добавить в качестве «катализатора» 1 мл раствора медного купороса.

Практическая работа № 2 позволяет определить количественный состав смеси гидроксида и карбоната щелочного металла. Ее проводят с использованием установки, изображенной на рис. 2.

Для определения количественного состава смеси карбоната и гидроксида натрия или калия навеску смеси быстро помещают в реактор, заполненный углекислым газом (методом вытеснения воздуха), и добавляют  $\approx 1$  мл воды. Поршень шприца, соединенного с реактором, первоначально находится в максимально неожатом состоянии. После начала реакции кран 2 открывают. Реактор необходимо изредка встряхивать, чтобы обеспечить лучший контакт раствора смеси с углекислым газом.

По мере протекания реакции поршень шприца двигается в направлении сжатия.

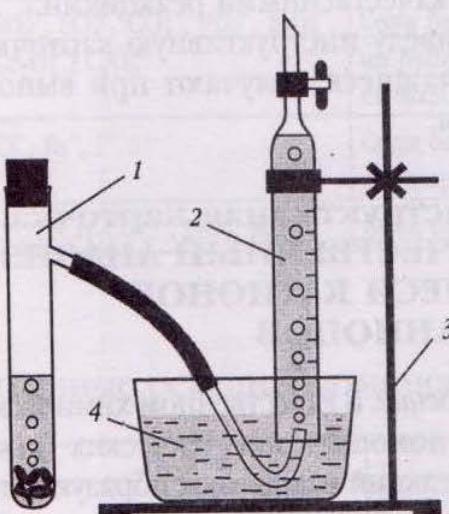


Рис. 1. Прибор для определения активности кислот: 1 — пробирка для взаимодействия металла с кислотой; 2 — кристаллизатор с водой; 3 — burette для измерения объема выделившегося газа; 4 — штатив

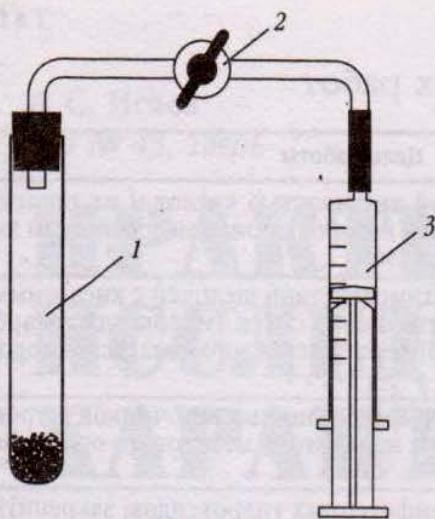


Рис. 2. Установка для определения количественного состава смеси гидроксида и карбоната щелочного металла: 1 — реактор; 2 — кран; 3 — шприц

Это дает возможность определить объем израсходованного углекислого газа.

На основании массы смеси и объема углекислого газа рассчитываем содержание ( $w, \%$ ) каждого компонента. Учащиеся самостоятельно составляют и решают задачу на определение состава смеси.

**Практическая работа № 9** посвящена исследованию адсорбции уксусной кислоты на древесном и активированном угле и силикагеле. Величину адсорбции ( $A$ ) рассчитывают по формуле:

$$A = [(c_1 - c_2)/m] \cdot V \text{ (моль/г)},$$

где  $c_1$  — исходная концентрация кислоты, моль/л;  $c_2$  — равновесная концентрация кислоты, моль/л;  $V$  — объем раствора, взятый для адсорбции, л;  $m$  — масса адсорбента, г.

Группы учащихся выполняют работу с одним из адсорбентов. На уроке обобщения они анализируют данные, полученные для всех адсорбентов, и делают вывод об активности каждого адсорбента по отношению к уксусной кислоте.

Можно организовать исследование зависимости величины адсорбции от концентрации кислоты в растворе и площади поверхности адсорбента. Для этого проводят опыты с адсорбентом в виде гранул и порошка, а также используют растворы кислоты различной концентрации. По полученным зна-

чениям строят кривые адсорбции, откладывая на оси абсцисс значения  $c_2$ .

Техника выполнения работы достаточно проста. Сначала устанавливают точную концентрацию раствора кислоты (если это необходимо) титрованием раствора щелочи в присутствии фенолфталеина. Далее к порции кислоты (например, 50 мл) исследуемого раствора добавляют определенную массу адсорбента (например, 0,5 г).

Встряхивают колбу 10–15 мин, отфильтровывают раствор и устанавливают равновесную концентрацию в полученном растворе (титрованием, как и в предыдущем случае). По средним значениям  $c_1$  и  $c_2$  рассчитывают массу адсорбированной на данном адсорбенте кислоты (в моль/г).

**Практическая работа № 10** — контрольная. Это значит, что учащиеся получают дополнительную оценку за правильность определения ионов в смеси. Оптимальный состав смеси для анализа: два катиона (не включая  $H^+$ ) и два аниона (не включая  $OH^-$ ). Каждая группа учащихся определяет состав своей смеси, отличной от других.

Для упрощения работы можно сообщить учащимся, ионы каких аналитических групп входят в состав смеси. Если они смогли лишь частично выявить состав смеси, то необходимо назвать его, и предложить учащимся обнаружить оставшиеся ионы соответствующими качественными реакциями.

Приведу инструктивную карточку, которую учащиеся получают при выполнении работы.

### Инструктивная карточка. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ СМЕСИ КАТИОНОВ И АНИОНОВ

**Введение.** В качественном химическом анализе с помощью аналитических (качественных) реакций открывают образующиеся при диссоциации веществ катионы и анионы. Катионы образованы элементами различных групп периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, поэтому и аналитические свойства катионов различны. Суще-

ствуют групповые реагенты, которые позволяют выделить отдельные группы катионов со сходными аналитическими свойствами из общей смеси катионов. Выполнение анализа смеси катионов можно проводить по кислотно-основной схеме (табл. 2).

Кислотно-основная классификация основана на различной растворимости гидроксидов, хлоридов, сульфатов. Групповые реактивы этого метода — растворы кислот и оснований.

Анионы обычно образованы *p*-элемента-

ми IV—VII групп периодической системы. Для анализа смеси анионов используется их способность образовывать с катионами труднорастворимые соединения. В качестве группового реагента применяют соли бария и серебра. По классификации, основанной на реакциях осаждения, анионы делят на три аналитические группы (табл. 3).

В данной работе необходимо самостоятельно определить качественный состав выданной смеси, используя таблицу качественных реакций анионов и катионов (табл. 4).

Таблица 2

### Кислотно-основная классификация катионов

Группа	Катионы	Групповой реагент	Растворимость соединений
I	Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	—	Хлориды, сульфаты и гидроксиды растворимы в воде
II	Ag <sup>+</sup> , Pb <sup>2+</sup> , Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	HCl	Хлориды нерастворимы в воде и разбавленных кислотах
III	Ba <sup>2+</sup> , Ca <sup>2+</sup> , Sr <sup>2+</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	Сульфаты нерастворимы в воде и кислотах
IV	Cr <sup>3+</sup> , Al <sup>3+</sup> , Zn <sup>2+</sup> , Sn <sup>2+</sup> , Sn <sup>4+</sup>	NaOH (изб.)	Гидроксиды растворимы в избытке щелочи (амфотерны)
V	Fe <sup>2+</sup> , Fe <sup>3+</sup> , Mn <sup>2+</sup> , Mg <sup>2+</sup> , Bi <sup>3+</sup> , Sb <sup>3+</sup> , Sb <sup>5+</sup>	NaOH (NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O)	Гидроксиды нерастворимы в избытке щелочи и аммиаке
VI	Cu <sup>2+</sup> , Co <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup> , Hg <sup>2+</sup> , Cd <sup>2+</sup>	NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O (изб.)	Гидроксиды растворимы в избытке аммиака

Таблица 3

### Классификация анионов, основанная на реакциях осаждения

Группа	Анионы	Групповой признак	Групповой реагент
I	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> , C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Соли бария и серебра нерастворимы в воде, но растворимы в HNO <sub>3</sub> , HCl (за исключением BaSO <sub>4</sub> )	BaCl <sub>2</sub> в нейтральной или слабощелочной среде
II	Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , I <sup>-</sup> , S <sup>2-</sup>	Соли бария растворимы, а соли серебра нерастворимы в воде и HNO <sub>3</sub>	AgNO <sub>3</sub> в азотнокислой среде (1 : 1)
III	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> , NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Соли бария и серебра растворимы в воде	—

Таблица 4

### Качественные реакции катионов и анионов

Ион	Реактив	Реакция	Характерные признаки
1	2	3	4
H <sup>+</sup>	Лакмус Метилоранж		Красное окрашивание Розовое окрашивание
K <sup>+</sup>	Пламя спиртовки		Фиолетовая окраска пламени
Na <sup>+</sup>	Пламя спиртовки		Желтая окраска пламени

1	2	3	4
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Раствор щелочи, нагревание, влажная фильтровальная бумагка, пропитанная лакмусом или фенолфталеином Палочка, смоченная концентрированной HCl	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup> = NH <sub>3</sub> ↑ + H <sub>2</sub> O NH <sub>3</sub> + HCl = NH <sub>4</sub> Cl	Специфический запах аммиака, изменение окраски бумажки Палочка «дымит»
Ag <sup>+</sup>	Разбавленная HCl, растворимые хлориды NaOH, KOH без избытка Раствор KI Раствор K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Ag <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup> = AgCl↓ 2Ag <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup> = Ag <sub>2</sub> O↓ + H <sup>+</sup> Ag <sup>+</sup> + I <sup>-</sup> = AgI↓ Ag <sup>+</sup> + CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> ↓	Белый творожистый осадок AgCl, нерастворимый в воде и HNO <sub>3</sub> Бурый осадок, растворимый в избытке аммиака Светло-желтый осадок, нерастворимый в HNO <sub>3</sub> и аммиаке Кирпично-красный осадок, растворимый в HNO <sub>3</sub> и аммиаке
Pb <sup>2+</sup>	Раствор щелочи Раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> и растворимые сульфаты Растворы K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> или K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> Раствор KI	Pb <sup>2+</sup> + 2OH <sup>-</sup> = Pb(OH) <sub>2</sub> ↓ Pb <sup>2+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = PbSO <sub>4</sub> ↓ Pb <sup>2+</sup> + CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = PbCrO <sub>4</sub> ↓ Pb <sup>2+</sup> + 2I <sup>-</sup> = PbI <sub>2</sub> ↓	Белый осадок, растворимый как в кислоте, так и в избытке щелочи Белый осадок, растворимый при нагревании в растворе щелочи Желтый осадок, малорастворимый в HNO <sub>3</sub> , растворимый в щелочи, нерастворимый в CH <sub>3</sub> COOH Желтый осадок
Ba <sup>2+</sup>	Пламя спиртовки Раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , растворимые сульфаты Раствор K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> или K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> Раствор щавелевой кислоты H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> или оксалата аммония (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Ba <sup>2+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = BaSO <sub>4</sub> ↓ Ba <sup>2+</sup> + CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = BaCrO <sub>4</sub> ↓ Ba <sup>2+</sup> + C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ↓	Желто-зеленая окраска пламени Белый кристаллический осадок, нерастворимый в HNO <sub>3</sub> Желтый кристаллический осадок, нерастворимый в CH <sub>3</sub> COOH, но растворимый в сильных кислотах (HNO <sub>3</sub> , HCl) Белый кристаллический осадок, растворимый в сильных (HCl, HNO <sub>3</sub> ) и слабых (CH <sub>3</sub> COO) кислотах
Ca <sup>2+</sup>	Пламя спиртовки Раствор H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , растворимые сульфаты Раствор H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> или оксалата аммония (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Ca <sup>2+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = CaSO <sub>4</sub> ↓ Ca <sup>2+</sup> + C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ↓	Кирпично-красная окраска пламени Белый кристаллический осадок (игольчатые кристаллы) выпадает из достаточно концентрированных растворов или в присутствии этилового спирта, нерастворимый в HNO <sub>3</sub> Белый кристаллический осадок, растворимый в сильных кислотах (HCl, HNO <sub>3</sub> ) и нерастворимый в CH <sub>3</sub> COOH
Al <sup>3+</sup>	Раствор NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O	Al <sup>3+</sup> + 3NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O = Al(OH) <sub>3</sub> ↓ + 3NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Белый студенистый осадок, нерастворимый в солях аммония, растворимый в избытке щелочи, растворимый в ализарине с образованием малорастворимого соединения ярко-красного цвета
Cr <sup>3+</sup>	Раствор NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O Раствор H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> в щелочной среде Раствор H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> в кислотной среде	Cr <sup>3+</sup> + 3NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O = Cr(OH) <sub>3</sub> ↓ + 3NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> 2Cr <sup>3+</sup> + 3H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + 10OH <sup>-</sup> = 2CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 8H <sub>2</sub> O Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> + 4H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + 2H <sup>+</sup> = 2H <sub>2</sub> CrO <sub>6</sub> + 3H <sub>2</sub> O	Серо-зеленый осадок, нерастворимый в избытке реактива, но растворимый в избытке щелочи (зеленый раствор), растворимый в ализарине Желтый раствор Синий раствор
Zn <sup>2+</sup>	Раствор NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O Желтая кровянная соль K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Zn <sup>2+</sup> + 2NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O = Zn(OH) <sub>2</sub> ↓ + 2NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> 2K <sup>+</sup> + 3Zn <sup>2+</sup> + 2[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup> = K <sub>2</sub> Zn <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>2</sub>	Белый осадок, растворимый в избытке реактива, растворимый в ализарине Белый осадок, нерастворимый в разбавленной HCl

1	2	3	4
Fe <sup>2+</sup>	Раствор NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O, растворы щелочей  Красная кровяная соль K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow;$ $\text{Fe}^{2+} + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$  $3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$	Грязно-зеленый, постепенно буреющий осадок, растворимый в растворах сильных кислот, но нерастворимый в избытке щелочи, растворимый в насыщенном растворе NH <sub>4</sub> Cl  Синий осадок, нерастворимый в кислотах, но разрушающийся щелочами с образованием Fe(OH) <sub>2</sub>
Fe <sup>3+</sup>	Раствор NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O, растворы щелочей  Желтая кровяная соль K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]  Растворы KCNS или NH <sub>4</sub> CNS	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$ $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$  $\text{Fe}^{3+} + 3\text{CNS}^- = \text{Fe}(\text{CNS})_3 \downarrow$	Красно-бурый осадок, растворимый в кислотах, но нерастворимый в избытке раствора щелочи  Темно-синий осадок, нерастворимый в кислотах, но разрушающийся щелочами с образованием Fe(OH) <sub>3</sub>  Комплексное соединение кроваво-красного цвета, разрушающееся под действием F <sup>-</sup> (обесцвечивание)
Mg <sup>2+</sup>	Раствор NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O  Гидрофосфат натрия Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> в присутствии NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O и соли аммония при pH 9	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$ $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$  $\text{Mg}^{2+} + \text{HPO}_4^{2-} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{MgNH}_4\text{PO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	Белый осадок, растворимый в растворах кислот и насыщенном растворе NH <sub>4</sub> Cl, но нерастворимый в избытке раствора щелочи  Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах (в том числе и уксусной)
Cu <sup>2+</sup>	Недостаток раствора NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O  Растворы щелочей  Желтая кровяная соль K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] ↓  Раствор тиосульфата натрия Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  Раствор KI  Пламя спиртовки	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$  $\text{Cu}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$  $\text{Cu}^{2+} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{CuS} \downarrow + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$  $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- = 2\text{CuI} \downarrow + \text{I}_2$	Голубовато-зеленый осадок, растворимый в кислотах и избытке NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O с образованием ярко-синего комплекса  Голубой осадок, растворимый в сильных кислотах и заметно растворимый в щелочах, при нагревании разлагается с образованием CuO черного цвета  Осадок красно-бурового цвета, нерастворимый в разбавленных кислотах, но разрушающийся щелочами с образованием Cu(OH) <sub>2</sub>  Осадок черного цвета, растворимый в избытке реактива  Осадок белого цвета, а I <sub>2</sub> – бурый  Синяя или зеленая окраска пламени
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Растворимые соли бария  Растворимые соли стронция  Растворимые соли кальция  Раствор AgNO <sub>3</sub> , если раствор SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> достаточно концентрированный	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$  $\text{SO}_4^{2-} + \text{Sr}^{2+} = \text{SrSO}_4 \downarrow$  $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ca}^{2+} = \text{CaSO}_4 \downarrow$  $\text{SO}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+ = \text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow$	Белый кристаллический осадок, нерастворимый в HNO <sub>3</sub>  Белый кристаллический осадок, нерастворимый в кислотах  Игольчатые кристаллы, нерастворимые в кислотах  Белый кристаллический осадок
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Растворимые соли бария  Растворимые соли стронция  Окислители (I <sub>2</sub> , KMnO <sub>4</sub> )  Раствор AgNO <sub>3</sub>	$\text{SO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_3 \downarrow$  $\text{SO}_3^{2-} + \text{Sr}^{2+} = \text{SrSO}_3 \downarrow$  $5\text{SO}_3^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ = 5\text{SO}_4^{2-} + 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$  $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{Ag}^+ = \text{Ag}_2\text{SO}_3 \downarrow$	Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах  Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах  Обесцвечивание реакционной смеси  Белый осадок, растворимый в HNO <sub>3</sub> и CH <sub>3</sub> COOH

1	2	3	4
$\text{CO}_3^{2-}$	Растворимые соли бария	$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCO}_3 \downarrow$	Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах
	Более сильные кислоты	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Выделение $\text{CO}_2$ , который вызывает помутнение известковой воды $\text{Ca}(\text{OH})_2$
	Раствор $\text{AgNO}_3$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{Ag}^+ = \text{Ag}_2\text{CO}_3 \downarrow$	Белый кристаллический осадок, растворимый в $\text{HNO}_3$
$\text{PO}_4^{3-}$ $\text{HPO}_4^{2-}$	Растворимые соли бария	$\text{PO}_4^{3-} + \text{Ba}^{2+} = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$	Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах
	Раствор $\text{AgNO}_3$	$\text{HPO}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+ = \text{Ag}_2\text{HPO}_4 \downarrow$	Желтый осадок, растворимый в $\text{HNO}_3$ и $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
$\text{Cl}^-$	Раствор $\text{AgNO}_3$	$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl} \downarrow$	Белый творожистый осадок, нерастворимый в $\text{HNO}_3$ , растворимый в $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
$\text{Br}^-$	Раствор $\text{AgNO}_3$	$\text{Br}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgBr} \downarrow$	Желтоватый творожистый осадок, нерастворимый в $\text{HNO}_3$ , растворимый в концентрированном $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
$\text{I}^-$	Раствор $\text{AgNO}_3$	$\text{I}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgI} \downarrow$	Светло-желтый осадок, нерастворимый в $\text{HNO}_3$
$\text{NO}_3^-$	Металлы (Al, Zn) в щелочной среде	$\text{NO}_3^- + 2\text{Zn} + 7\text{OH}^- = \text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$	Выделение $\text{NH}_3$ определяют по запаху или по посинению влажной красной лакмусовой бумаги
	Несколько кристаллов $\text{FeSO}_4$ в присутствии капли концентрированной $\text{H}_2\text{SO}_4$ (на стекле)	$\text{FeSO}_4 + \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ = [\text{FeNO}] \text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Вокруг кристаллов образуются бурые кольца
	Дифениламин $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ в сернокислой среде (на стекле)		Появление синей окраски
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	Сильные кислоты	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$	Появление характерного запаха уксусной кислоты
	Раствор хлорида железа(III)	$\text{Fe}^{3+} + \text{CH}_3\text{COO}^- + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO} \downarrow$	Осадок красно-бурового цвета
$\text{OH}^-$	Лакмус Фенолфталеин Метилоранж		Синее окрашивание Малиновое окрашивание Желтое окрашивание

Выданная смесь обязательно содержит два катиона и два аниона. Предварительно установите, к каким аналитическим группам относятся эти ионы (используя групповые реакции). Если результат окажется неправильным, то анализ следует повторить. В отчете следует указать, какие ионы были открыты в смеси после проверки, и написать при этом соответствующие уравнения реакций.

**Реактивы и оборудование:** смеси катионов и анионов, цинк, сульфат железа(II), соляная и серная кислоты (конц.), растворы  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{KCNS}$  или  $\text{NH}_4\text{CNS}$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{KF}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , ализарина; набор пробирок, предметные

стекла, спички, лакмусовая бумага, медная проволока для внесения образца смеси в пламя спиртовки, стеклянная палочка.

#### Техника и порядок выполнения работы

1. Приготовьте таблицу для записи результатов анализа:

Выполняемая операция	Реактив	Наблюдения	Уравнение реакции	Вывод
----------------------	---------	------------	-------------------	-------

2. Получите смесь катионов и анионов.

3. Используя табл. 2, 3 и 4 и проведя необходимые опыты, установите качественный состав выданной смеси (два катиона и два аниона).

4. Составьте отчет о проведении анализа и его результатах, напишите уравнения реакций в ионной форме для открытых в ходе анализа ионов, наблюдения и выводы, сделанные на их основе.

5. Сделайте общий вывод.

(Продолжение следует.)