



**Методические рекомендации
для выполнения лабораторно-практических занятий
по дисциплине
ОП. 10 АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

по специальности среднего профессионального образования

33.02.01 Фармация

базовый уровень подготовки

Составили:

к.х.н., доцент МТУ Гаврилова А. В.,
к.х.н. Зябликова Е.С.,
Давыдова Н.Н.,
Шкиперова Н.В.

Лабораторно-практическое занятие №1

Тема: Катионы I и II аналитической группы.

Цели: Изучение общих характеристик катионов первой аналитической группы согласно кислотно-основной классификации, их частных реакций, знакомство со свойствами катионов второй аналитической группы и их специфическими реакциями.

Оборудование: штатив с пробирками, пробиркодержатель, индикаторная бумага, фильтровальная бумага, дистиллированная вода, раздаточный материал, таблицы.

Реактивы: реактив Несслера, хлорид аммония, гексанитрокобальтат (III) натрия, хлорид калия, хлорид натрия, дигидроантимонат калия, нитрат серебра, иодид калия, бромид калия, нитрат свинца, дихромат калия.

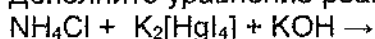
Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 99-107

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов
(порядок оформления работы см. в Приложении 2)

Определение катиона аммония NH_4^+ реактивом Несслера (смесь комплексной соли $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ + KOH)

Дополните уравнение реакции в молекулярной и ионной форме:



Проведите эксперимент: к 1 капле исследуемого раствора добавить 1-2 капли реактива Несслера. Что при этом происходит?

Опишите, какие еще способы обнаружения катиона аммония Вы знаете?

Удаление катионов аммония из пробы (Опишите, почему это необходимо делать?)

15-20 капель исследуемого раствора помещают в фарфоровую чашку и выпаривают досуха, а затем прокалывают до прекращения выделения «белого дыма». Какое уравнение химической реакции отражает этот процесс, напишите.

Охлаждают содержимое чашки и растворяют его в 8-10 каплях дистиллированной воды. После чего проверяют на полноту осаждения реактивом Несслера.

Определение катиона калия K^+ (реакция с гексанитрокобальтатом (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$)

Дополните уравнение реакции $\text{KCl} + \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \rightarrow$

Проведите эксперимент: в пробирку поместить 2-3 капли исследуемого раствора и столько же раствора $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Что наблюдаете?

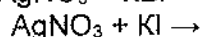
Определение катиона натрия Na^+ дигидроантимонатом калия KH_2SbO_4

Дополните уравнение реакции в молекулярной и ионной форме: $\text{NaCl} + \text{KH}_2\text{SbO}_4 \rightarrow$

Перечислите условия протекания данной реакции. Проведите эксперимент: к 5-6 каплям исследуемого раствора прибавить такой же объем раствора дигидроантимоната калия и потереть стенки пробирки стеклянной палочкой. Что наблюдаете?

Определение катиона Ag^+ бромидом или йодидом калия (KBr или KI)

Допишите уравнения реакций: $\text{AgNO}_3 + \text{KBr} \rightarrow$



Проведите эксперимент: в две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли серебра, затем в одну пробирку добавить эквивалентное количество бромида калия, а в другую - йодида калия.

Опишите, что наблюдаем.

Определение катиона свинца Pb^{2+} хроматом калия K_2CrO_4 или дихроматом калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Дополните уравнение реакции: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$

Проведите эксперимент: в пробирку слить равные объемы реагентов. Что

наблюдаете? Как еще можно доказать, что в исследуемом растворе именно катион свинца?

Определение катиона ртути Hg_2^{2+} хроматом калия K_2CrO_4

Дополните уравнение реакции $Hg_2(NO_3)_2 + K_2CrO_4 \rightarrow$

Напишите это уравнение в ионном виде. Опишите эксперимент. Что должны наблюдать? Какие тонкости существуют для данного определения?

4. Решение тестовых заданий.

5. Сообщение домашнего задания: [1]стр.107, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №4

Лабораторно-практическое занятие №2

Тема: Катионы III и IV аналитической группы. Анализ смеси катионов третьей аналитической группы.

Цели: Изучение общих характеристик катионов третьей аналитической группы согласно кислотно-основной классификации, их частных реакций, знакомство со свойствами катионов четвертой аналитической группы и их специфическими реакциями.

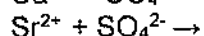
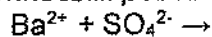
Оборудование: штатив с пробирками, пробиркодержатель, спиртовка, спички, водяная баня, дистиллированная вода, реактивы согласно методике проведения анализа, раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 108-122

Ход занятия:

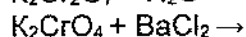
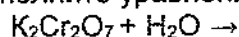
1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов (порядок оформления работы см. в Приложении 2)

Перечислите особенности взаимодействия катионов III аналитической группы с групповым реагентом. Закончите реакции:



Определение катиона аммония Ba^{2+} дихроматом калия

Дополните уравнение реакции в молекулярной и ионной форме:



Для чего необходимо добавлять ацетат натрия?

Проведите эксперимент: в пробирку 3 капли раствора соли бария, добавить 3 капли раствора дихромата калия и 5 капель раствора ацетата натрия, нагреть на водяной бане.

Что при этом происходит?

Опишите, какие еще способы обнаружения катиона бария Вы знаете?

Определение катиона кальция Ca^{2+} оксалатом аммония

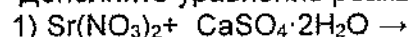
Дополните уравнение реакции $CaCl_2 + (NH_4)_2C_2O_4 \rightarrow$

Напишите это уравнение в ионном виде.

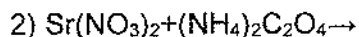
Проведите эксперимент: налить 3 капли раствора соли кальция и добавить каплю раствора уксусной кислоты, затем прилить 3 капли раствора оксалата аммония и 1-2 капли раствора аммиака. Что наблюдаете? Перечислите, какие еще методы определения катиона кальция Вы знаете.

Определение катиона натрия Sr^{2+}

Дополните уравнение реакции:



Перечислите условия протекания данной реакции.



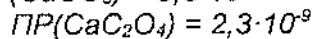
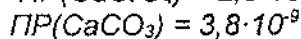
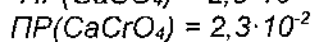
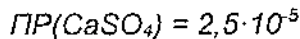
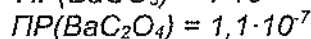
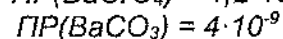
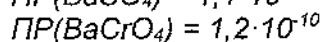
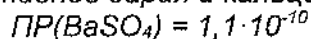
Перечислите условия протекания данной реакции.

По приведенным ниже данным определите:

1) Какие соединения бария и кальция наименее растворимы?

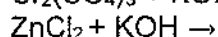
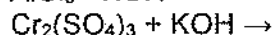
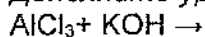
2) Из каких соединений наиболее полно удастся осадить данные катионы?

3) Приведите последовательность изменения чувствительности реакций осаждения катионов бария и кальция.



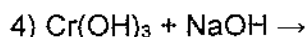
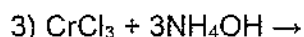
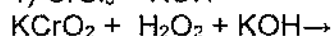
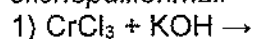
Опишите действие группового реактива на катионы четвертой аналитической группы.

Дополните уравнения реакций:



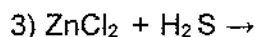
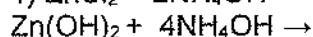
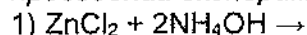
Перечислите способы определения катиона алюминия.

Дополните уравнения реакций, позволяющих определить катион хрома и кратко опишите эксперименты:



Перечислите способы определения катиона цинка.

Закончите уравнение реакции и опишите эффект, который должны наблюдать при проведении эксперимента:



4. Решение тестовых заданий.

5. Сообщение домашнего задания: [1] стр. 108-122, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №5

Лабораторно-практическое занятие №3

Тема: Качественные реакции на катионы V и VI групп.

Цели: Изучение общих характеристик катионов пятой аналитической группы согласно кислотно-основной классификации, их частных реакций, знакомство со свойствами катионов шестой аналитической группы и их специфическими реакциями, проработка алгоритма анализа смеси катионов V аналитической группы.

Оборудование: штатив с пробирками, пробиркодержатель, спиртовка, спички, дистиллированная вода, раздаточный материал, таблицы.

Реактивы: хлорид железа (II), хлорид железа (III), хлорид марганца, хлорид магния, гидроксид калия, раствор серной кислоты, азотной кислоты, роданид аммония.

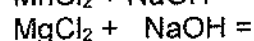
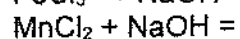
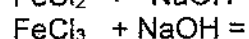
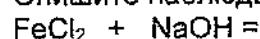
Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных

учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 122-134

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов (порядок оформления работы см. в Приложении 2)

Действие группового реактива на катионы пятой аналитической группы: в четыре пробирки поместить по 5 капель раствора соответствующей соли катионов Fe^{2+} ; Fe^{3+} ; Mg^{2+} ; Mn^{2+} . Добавить по 5 капель гидроксида калия KOH, перемешать стеклянной палочкой. Опишите наблюдаемый эффект и дополните уравнения реакции:



Реакции катиона Fe^{2+}

Перечислить все изученные частные реакции на катион Fe^{2+} .

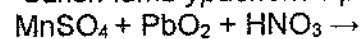
Провести эксперимент: Окисление катиона железа Fe^{2+} до Fe^{3+} .

Необходимо взять 3-4 капли раствора соли железа (II) и прибавить 3 капли 2н. раствора серной кислоты и 2-3 капли 32% раствора азотной кислоты, смесь нагреть. Что наблюдается при нагревании?

Реакции катиона Fe^{3+}

Открытие катиона железа роданидом аммония $NH_4 SCN$. Налить в пробирку 2-3 капли раствора соли Fe^{3+} , прибавить 4 капли воды и две капли насыщенного раствора роданида аммония. Опишите наблюдаемый эффект и уравнение реакции.

Закончить уравнение реакции:



Какие еще частные реакции на катион Mn^{2+} Вы знаете?

Заполните таблицу:

Катион VI группы	Реагент	Уравнение реакции	Наблюдаемый эффект
Cu^{2+}	Иодид калия	$2Cu^{2+} + 4 I^- \rightarrow 2CuI \downarrow + I_2$	Суспензия бурого цвета
Cd^{2+}			
Hg^{2+}			
Co^{2+}			
Ni^{2+}			

5. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 122-135, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №6

Лабораторно-практическое занятие №4

Тема: Анализ смеси катионов I – VI аналитических групп.

Цели: Закрепление знаний, полученных при изучении общих характеристик катионов с первой по шестую аналитических групп согласно кислотно-основной классификации, составление алгоритма открытия катионов в анализируемой пробе.

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 99-140

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов
(порядок оформления работы см. в Приложении 2)

Используя теоретический материал и знания, полученные при изучении качественного анализа катионов предложите алгоритмы решения ситуаций.

В качестве вспомогательного материала используйте приложение 4.

I вариант

- 1) Вы проводите предварительные испытания бесцветного раствора. Его pH, соответствующим нейтральной среде. Какие выводы Вы можете сделать?
- 2) Дан раствор смеси веществ, содержащий катионы K^+ , Ag^+ , Ba^{2+} , Al^{3+} , Mg^{2+} , Cu^{2+} . Предложите способы обнаружения ионов через аналитические реакции и очередность их определения. Проиллюстрируйте их уравнениями реакций.

II вариант

- 1) Вы проводите предварительные испытания бесцветного раствора. После прибавления серной кислоты осадок не образуется. Какие выводы Вы можете сделать?
- 2) Дан раствор смеси веществ, содержащий катионы Na^+ , Pb^{2+} , Sr^{2+} , Cr^{3+} , Mn^{2+} , Cd^{2+} . Предложите способы обнаружения ионов через аналитические реакции и очередность их определения. Проиллюстрируйте их уравнениями реакций.

III вариант

- 1) Вы проводите предварительные испытания бесцветного раствора. После прибавления соляной кислоты осадок не образуется. Какие выводы Вы можете сделать?
 - 2) Дан раствор смеси веществ, содержащий катионы NH_4^+ , Hg_2^{2+} , Ca^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} , Cu^{2+} . Предложите способы обнаружения ионов через аналитические реакции и очередность их определения. Проиллюстрируйте их уравнениями реакций.
4. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 135-140, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №7

Лабораторно-практическое занятие №5

Тема: Анионы I – III аналитических групп.

Цели: Закрепление знаний, полученных при изучении общих характеристик анионов, составление алгоритма открытия анионов в анализируемой пробе.

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 140-154

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов
(порядок оформления работы см. в Приложении 2)

В качестве вспомогательного материала используйте приложение 5.

- 1) Используя теоретический материал, приведенный выше составить блок-схему

исследования раствора на присутствие анионов. По возможности проиллюстрировать уравнениями реакций (можно в ионной форме) и указать наблюдаемый эффект.

2) Составьте схему хода анализа смеси ионов:

I вариант: Cl^- , CO_3^{2-} , NO_2^- ;

II вариант: SO_4^{2-} , Br^- , CH_3COO^-

III вариант: SiO_3^{2-} , I^- , NO_3^-

4. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 140-151, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №8

Лабораторно-практическое занятие №6

Тема: Работа с мерной посудой, аналитическими весами. Упражнения в расчетах по титриметрическому методу.

Цели: Ознакомить студентов с основными видами химического оборудования и посуды, используемыми в количественном анализе, освоить их область использования, принцип и технику работы, отработать умения производить расчеты в титриметрическом методе анализа.

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 197-201

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов:

1. Ознакомьтесь с примерами задач и расчетов в объемном анализе

1. Какова масса двухводного кристаллогидрата щавелевой кислоты, необходимая для приготовления 200 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,1500 моль/л? Каков титр этого раствора?

Решение:

$$1) M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 126,07 \text{ г/моль}$$

$$2) Z = 2, 1/z = 1/2 = 0,5$$

$$3) m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = C(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 0,1500 \text{ моль/л} \cdot 1/2 \cdot 126 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л} = 1,8900 \text{ г}$$

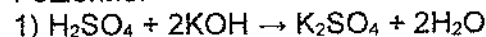
$$4) T(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) / V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$T(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 1,8900 \text{ г} / 200 \text{ мл} = 0,009450 \text{ г/мл}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 1,8900 \text{ г}, T(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 0,009450 \text{ г/мл}$$

2. Каковы титр и нормальная концентрация раствора серной кислоты, если на титрование 15,0 мл его затрачено 13,7 мл титрованного раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,1304 моль/л?

Решение:



$$Z(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2, 1/z = 1/2 = 0,5$$

$$Z(\text{KOH}) = 1$$

По закону эквивалентов:

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) / V(\text{KOH}) = C(\text{KOH}) / C(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1304 \text{ моль/л} \cdot 13,7 \text{ мл} / 15,0 \text{ мл} = 0,1191 \text{ моль/л}$$

$$2) T(\text{H}_2\text{SO}_4) = C(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) / 1000,$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \cdot 98,078 = 49,039 \text{ г/моль}$$

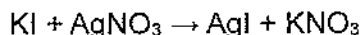
$$T(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1191 \text{ моль/л} \cdot 49,03 \text{ г/моль} / 1000 \text{ мл} = 0,005836 \text{ г/мл}$$

$$\text{Ответ: } C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1191 \text{ моль/л}, T(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,005836 \text{ г/мл}$$

3. Из навески 0,6172 г иодида калия приготовили 100 мл раствора. На титрование 15,0 мл этого раствора затрачено 25,0 мл раствора нитрата серебра, молярная концентрация

которого равна 0,0204 моль/л. Вычислите массовую долю иода в иодиде калия по результатам титрования и теоретическую (для сравнения).

Решение:



$$1) T(\text{AgNO}_3/\text{I}^-) = C(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{I}^-)/1000$$

$$T(\text{AgNO}_3/\text{I}^-) = 0,0204 \text{ моль/л} \cdot 127 \text{ г/моль} / 1000 \text{ мл} = 0,002591 \text{ г/мл}$$

$$2) m(\text{I}^-) = T(\text{AgNO}_3/\text{I}^-) \cdot V(\text{AgNO}_3) \cdot V_1(\text{KI})/V_2(\text{KI})$$

$$m(\text{I}^-) = 0,002591 \text{ г/мл} \cdot 25 \text{ мл} \cdot 100 \text{ мл} / 15 \text{ мл} = 0,4318 \text{ г}$$

$$3) W(\text{I}^-) = m(\text{I}^-) / m(\text{KI})$$

по результатам титрования:

$$W(\text{I}^-)\text{прак.} = 0,4318 \text{ г} / 0,6172 \text{ г} = 0,6996 \text{ или } 69,96 \%$$

$$W(\text{I}^-)\text{теор.} = M(\text{I}^-) / M(\text{KI})$$

$$W(\text{I}^-)\text{теор.} = 127 \text{ г/моль} / 166 \text{ г/моль} = 0,7651 \text{ или } 76,51 \%$$

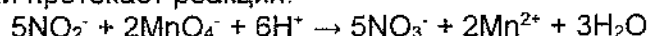
Ответ: $W(\text{I}^-)\text{прак.} = 0,6996$ или 69,96%, $W(\text{I}^-)\text{теор.} = 0,7651$ или 76,51%

2. Решите задачи самостоятельно:

А. Какова молярная концентрация раствора хлорида натрия, если для приготовления 500 мл раствора была взята на аналитических весах навеска 0,5850 NaCl х.ч.? Каков титр этого раствора? Какова нормальная концентрация этого раствора?

Б. Какова масса сульфата меди в 2,5 л раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,25 моль/л? Вычислите для безводной соли и пятиводного кристаллогидрата.

В. Каковы титр и молярная концентрация эквивалента раствора нитрита натрия, если при титровании его в кислой среде на 10,0 мл раствора нитрита натрия затрачено 12,5 мл раствора перманганата калия, молярная концентрация эквивалента которого равна 0,0800 моль/л? При титровании протекает реакция:



4. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 197-201, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №9

Лабораторно-практическое занятие №7

Тема: Решение расчетных задач по приготовлению растворов неточной и точной концентрации.

Цели: Закрепить полученные знания по теме растворы, отработать навыки решения задач по данной теме. научиться составлять алгоритм решения к задачам расчетно-экспериментального направления.

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 197-201

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов:

1. Ознакомьтесь с примерами решения задач на приготовление растворов с массовой концентрацией

Задача 1. Приготовить 500 г раствора $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ с массовой долей равной 10% ?

Дано:

$$m(\text{р-ра } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 500 \text{ г}$$

$$\omega_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 10\%$$

Найти:

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

1. Определяем массу $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ по соответствующей формуле _____

2. Определяем массу воды согласно формуле:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р-ля}) + m(\text{вещ-ва}), m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{в-ва}),$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500 - 50 = 450 \text{ г.}$$

3. Перевести массу воды в объем по формуле: $\rho = m/V$.

Ответ: чтобы приготовить 500 г раствора глюкозы с массовой долей 10%, необходимо отвесить на весах 50 г глюкозы, отмерить цилиндром 450 мл воды, поместить этот раствор в колбу и перемешать.

Задача 2. Приготовить 800 мл раствора NaCl с массовой долей равной 12% и плотностью равной 1,1 г/мл?

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 800 \text{ мл}$$

$$\omega_{\text{NaCl}} = 12 \%$$

$$\rho = 1,1 \text{ г/мл}$$

Найти:

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

1. Определяем массу р-ра NaCl согласно _____ формуле:

$$m(\text{р-ра}) = V \cdot \rho = 800 \text{ мл} \cdot 1,1 \text{ г/мл} = 880 \text{ г}$$

2. Определяем массу NaCl согласно формуле: _____

$$m(\text{NaCl}) =$$

3. Определяем массу воды согласно формуле: _____

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 880 - 105,6 = 774,4 \text{ г или } 774,4 \text{ мл, т.к. плотность воды равна } 1 \text{ г/мл.}$$

Ответ: для приготовления 800 мл раствора хлорида натрия с массовой долей равной 12 %, необходимо отвесить на весах 105,6 г NaCl, отмерить мерным цилиндром 774,4 мл воды, поместить раствор в колбу и перемешать.

Задача 3. Приготовить 100 г р-ра MgSO₄ с $\omega = 2\%$ из р-ра MgSO₄ с $\omega = 10\%$?

Дано:

$$\omega_1(\text{MgSO}_4) = 10 \%$$

$$m_2(\text{MgSO}_4) \text{ р-ра} = 100 \text{ г}$$

$$\rho = 1,1 \text{ г/мл}$$

Найти:

$$m_1(\text{MgSO}_4) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

1. Определяем массу чистого MgSO₄: _____ содержащегося в 100 г 2 % р-ра MgSO₄: _____

2. Определяем массу р-ра MgSO₄ (исходного) с $\omega = 10 \%$ содержащего 2 г чистого MgSO₄, $m_1(\text{MgSO}_4) =$

3. Определяем объем исходного (первого) р-ра MgSO₄ с $\omega = 10 \%$

$$V_{\text{р-ра}} = \quad , V_{\text{р-ра}}(\text{MgSO}_4) =$$

4. Определяем массу H₂O, которая необходима для разбавления исходного раствора MgSO₄.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 20 = 80 \text{ г или для чистой воды } 80 \text{ мл.}$$

Ответ: для приготовления 100 г раствора MgSO₄ с массовой долей равной 2 % из раствора MgSO₄ с массовой долей 10 % и $\rho = 1,1 \text{ г/мл}$, необходимо отмерить из бюретки или пипетки 18,2 мл 10 % р-ра MgSO₄, поместить их в колбу, добавить туда цилиндром 80 мл воды и перемешать.

2. Решите упражнения и ситуационные задачи самостоятельно

1) В медицинской практике используются растворы с точной концентрацией, поэтому для приготовления растворов с нормальной концентрацией необходимо рассчитывать

эквивалентные массы кислот, оснований и солей. Рассчитайте МЭ H_3PO_4 в реакциях с KOH ; МЭ $Al(OH)_3$ в реакциях с HNO_3 ; МЭ солей $Fe(SO_4)_3$, $NaHCO_3$, $Fe(OH)_2Cl$, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

2) При кожной практике для обработки эрозий, трещин, избыточных грануляций используют 0,05% раствор $AgNO_3$. Какую массу $AgNO_3$ надо растворить в 250 г H_2O для получения 0,05% раствора?

3) При обезвоживании организма внутривенно вводится 5% раствор глюкозы. Рассчитайте как приготовить 400 г 5% раствора глюкозы из раствора с массовой долей 15%?

4) Для обтирания и компрессов применяют этиловый спирт. Как приготовить 300 мл 40% раствора спирта из 96%? ($\rho = 0,8$ г/мл).

5) Для местной анестезии применяется 2% раствор новокаина. Как приготовить 600 г 2% раствора новокаина из раствора с массовой долей 10%?

6) Для промывания при уретритах и вагинитах как антисептическое средство применяется 0,25% раствор медного купороса. Рассчитайте сколько грамм $CuSO_4 \cdot H_2O$ и воды потребуется для приготовления 200 г 0,25% раствора $CuSO_4$, рассчитанного на безводную соль.

4. Решение тестовых заданий

5. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 197-201, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №9

Лабораторно-практическое занятие №8

Тема: Методы кислотно – основного титрования

Цели: Ознакомление с методом кислотно-основного титрования, освоение методики приготовления и стандартизации растворов и основных приемов расчетов, выработка навыков приема пересчета, используемых при разных способах выражения концентрации

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и прераб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 208-220

Приборы и реактивы: штатив; бюретка вместимостью 25 см³; колба коническая для титрования вместимостью 250 см³; мерная колба вместимостью 100 и 250 см³; пипетка вместимостью 10 см³; воронка.

Растворы: концентрированная соляная кислота, стандарт-титр соляной кислоты 0,1N; стандарт-титр едкого натра 0,1N; индикаторы: метиловый оранжевый, фенолфталеин.

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов:

1. Необходимо приготовить 250 мл 0,1N раствора соляной кислоты из концентрированной, имеющей плотность 1,19 г/см³, т.е. содержащей 38% HCl .

Расчет нужного объема концентрированной кислоты для приготовления разбавленного раствора производится следующим образом:

Масса соляной кислоты, содержащаяся в указанном объеме разбавленного раствора, находится из соотношений:

1 л 1N раствора соляной кислоты	содержит	36,46 г HCl
1 л 0,1 N раствора	–	3,646 г HCl
0,250 л того же раствора	-	0,9115 г HCl

Для нахождения массы концентрированного раствора, в котором содержится данное количество HCl , составляется пропорция:

38 г HCl	содержится в	100 г раствора,
0,9115 HCl	содержится в	X г раствора,

откуда $X=2,3987$ г.

Тогда нужный объем концентрированной кислоты определяем по формуле:

$$V = m/d = 2,3987 / 1,19 = 2,0 \text{ мл.}$$

Отмерив 2 мл концентрированной HCl , разбавим водой до 250 мл в мерной колбе. Раствор тщательно перемешаем.

2. Установление титра 0,1N раствора соляной кислоты

Веществом, наиболее удобным для установления нормальной концентрации HCl, является тетраборат натрия (бура) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Рассчитываем по формуле навеску буры, необходимую для приготовления 100 см³ 0,1N раствора:

$$m_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = CN_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} \cdot M(\text{Э})_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} \cdot 100 / 1000 = 0,1 \cdot 190,7 \cdot 100 / 1000 = 1,9070 \text{ г}$$

То есть масса навески буры составляет 1,9070 г.

Затем навеску буры растворяем в горячей воде в мерной колбе на 100 мл (2/3 объема перемешиваем и охлаждаем раствор до комнатной температуры, затем доводим объем до метки дистиллированной водой). Вычисляем титр и нормальность полученного раствора буры по формуле:

$$T_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = m/V \quad (\text{г/см}^3),$$

Где:

m-навеска буры,

V-объем колбы.

Молярную концентрацию эквивалента (нормальную концентрацию) буры находим по формуле:

$$CN_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} = T_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} \cdot 1000 / M(\text{Э})_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7}, \quad \text{моль/л}$$

1. Бюретку ополаскивают, а затем заполняют раствором приготовленной соляной кислоты до нулевой черты.

2. Пипетку (объем пипетки=10 мл) с раствором буры переносят в коническую колбу для титрования, добавляют 1-2 капли метилового оранжевого и титруют при перемешивании по каплям из бюретки соляной кислотой до изменения окраски индикатора из желтой в оранжево-розовую.

Для получения наиболее достоверного результата рекомендуется проводить титрование три раза, с определением одного, среднего значения.

Полученные результаты титрования фиксируют в тетради:

Например: $V_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}$, мл - V_{HCl} , мл + индикатор

3. Вычисляют нормальную концентрацию раствора соляной кислоты по формуле:

$$CN_{\text{HCl}} = V_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} \cdot CN_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} / V_{\text{HCl}}, \quad \text{моль/л}$$

Титр соляной кислоты вычисляют по формуле:

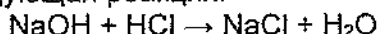
$$T = m_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} / V_{\text{HCl}}, \quad (\text{г/см}^3)$$

Сделайте выводы.

3. Определение точной концентрации раствора едкого натра

Раствор стандарт-титра 0,1N едкого натра количественно перенести в мерную колбу на 1 л и доводят дистиллированной водой до метки. Тщательно перемешивают. Затем пипеткой отбирают 5 мл приготовленного раствора, прибавляют 1-2 капли индикатора фенолфталеина и титруют 0,1N раствором соляной кислоты до обесцвечивания. Титрование повторяют 2-3 раза.

При титровании происходит следующая реакция:



Расчет:

1. Средний объем 0,1N раствора соляной кислоты, пошедший на титрование, мл:

$$V_{\text{ср.}} = (V_1 + V_2 + V_3) / 3$$

2. Молярную концентрацию эквивалента и титра раствора едкого натра определяют по формуле:

$$C(1/z^* \text{NaOH}) = C(1/z^* \text{HCl}) \cdot V_{\text{ср.}}(\text{HCl}), \quad \text{моль/л} \quad (1)$$

Где:

z- значение эквивалента щелочи /кислоты

$$T(\text{NaOH}) = C(1/z^* \text{NaOH}) \cdot M(1/z^* \text{NaOH}) / 1000 \quad \text{г/мл} \quad (2)$$

$$3. \text{ Рассчитать массу NaOH: } m(\text{NaOH}) = T(\text{NaOH}) \cdot V(\text{мерной колбы}). \quad (3)$$

Сделайте выводы.

4. Ответьте на контрольные вопросы:

1. Какие требования предъявляют к реакциям, используемым в титриметрическом анализе?
2. Что такое стандартные растворы? Каковы требования, предъявляемые к исходным стандартным веществам для установки эквивалентной концентрации раствора?
3. В чем сущность методов пипетирования и отдельных навесок?

4. Дайте определения понятий: титр, нормальная концентрация, титр по определяемому веществу.
5. Что называется кривой титрования?
6. Что такое точка эквивалентности? В какой области рН (кислой, нейтральной, щелочной) расположена точка эквивалентности при титровании раствора: а) сильной кислоты сильным основанием; б) слабой кислоты сильным основанием; в) слабого основания сильной кислотой?
7. Что называется скачком титрования?
8. Что называют интервалом перехода индикатора? Приведите примеры.
9. Приведите формулы определения рН растворов слабых кислот и слабых оснований.
10. Что такое аналитический сигнал?
11. Приведите примеры использования реакций гидролиза в аналитической химии

5. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 208-220, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №10

Лабораторно-практическое занятие №9

Тема: Методы окислительно – восстановительного титрования. Перманганатометрия. Иодометрия.

Цели: Освоение методики количественного определения содержания разных веществ методом перманганатометрии и иодометрии с помощью титрантов, отработка техники выполнения правил титрования, закрепить умения в проведении расчетов при определении массовой доли вещества, в установлении точки конца титрования, проводить титрование веществ методом перманганатометрии и иодометрии, делать выводы из результатов анализа и оформлять их в виде протокола.

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд. 3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 221-233

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов:

Перманганатометрия:

1. Приготовление 0,1Н раствора калия перманганата

Для приготовления 1 дм³ 0,1Н раствора навеска равняется:

$$m = 31,61 \cdot 0,1 = 3,1610 \text{ г.}$$

Взвешивают на аналитических весах 3,1610 г KMnO₄, растворяют навеску в горячей воде и доводят объем раствора холодной водой до 1 дм³. Раствору дают отстояться, затем отфильтровывают и устанавливают его титр по исходному веществу - щавелевой кислоте или ее соли. Сосуд с приготовленным раствором калия перманганата закрывают стеклянной пробкой и ставят на хранение в темное место.

2. Приготовление исходного раствора щавелевой кислоты и стандартизация раствора перманганата калия.

Калия перманганат взаимодействует с щавелевой кислотой в кислой среде:



молярная масса эквивалента щавелевой кислоты равна:

$$E(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{M_r}{2} = \frac{126,07}{2} = 63,04.$$

Для приготовления 100 см³ 0,1Н раствора необходимо взять навеску:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{63,04 \times 0,1 \times 100}{1000} = 0,6304 \text{ г.}$$

На весах взвешивают 0,6304 г щавелевой кислоты и количественно переносят в мерную колбу на 100 см³. Растворяют в дистиллированной воде и доводят объем раствора до метки.

В колбу для титрования пипеткой Мора переносят 20-25 см³ раствора щавелевой кислоты, прибавляют 20-25 см³ 1М раствора серной кислоты. Раствор калия перманганата наливают в бюретку и устанавливают мениск на нуле. Нижний край мениска плохо видно вследствие темной окраски раствора, поэтому все подсчеты ведут за верхним краем мениска. Раствор из бюретки приливают по каплям, причем каждую каплю прибавляют после того, как исчезнет розовая окраска. Первые капли обесцвечиваются медленно. Но, как только образуется немного ионов Mn²⁺, которые катализируют эту реакцию, дальнейшее обесцвечивание проходит практически мгновенно. Титрование заканчивают, когда одна добавленная капля раствора калия перманганата окрасит раствор в бледно-розовый цвет, который не исчезает на протяжении 30 секунд.

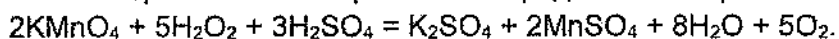
Титрование проводят не меньше трех раз (если разность между ними не превышает 0,1 см³) и определяют среднее арифметическое.

Концентрацию раствора KMnO₄ рассчитывают по формуле:

$$C(1/5KMnO_4) = \frac{C_{1/2}(H_2C_2O_4 \times 2H_2O) \times V(H_2C_2O_4 \times 2H_2O)}{V(KMnO_4)}$$

3. Определение массовой доли перекиси водорода в растворе.

Перманганатометрическое определение перекиси водорода основано на реакции:



Молярная масса эквивалента перекиси водорода равна:

$$E(H_2O_2) = \frac{M_r}{2} = \frac{34,02}{2} = 17,01.$$

Навеску перекиси водорода берут с таким расчетом, чтобы получить 100 см³ приблизительно 0,1Н раствора:

$$m(H_2O_2) = \frac{17,01 \times 0,1 \times 100}{1000} = 0,17 г.$$

Навеску, которую следует взять для анализа, рассчитывают из соотношения:

35 г H₂O₂ содержится в 100 г 35%-го раствора H₂O₂

0,17 г H₂O₂ содержится в x г 35%-го раствора H₂O₂.

$$x(H_2O_2) = \frac{0,17 \times 100}{35} = 0,4857 г.$$

Навеску взвешивают на аналитических весах и затем количественно переносят в мерную колбу емкостью 100 см³, доводят дистиллированной водой до метки, перемешивают.

Отбирают пипеткой определенный объем приготовленного раствора в коническую колбу, прибавляют к раствору равный объем 2Н раствора серной кислоты. Затем содержимое колбы титруют 0,1Н раствором калия перманганата до появления бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 секунд. Титрование повторяют еще 2-3 раза и берут среднее арифметическое значение.

Массовую долю перекиси водорода определяют по формуле:

$$\omega(H_2O_2) = 0,0017 \cdot V_{\text{титр}} \cdot K \cdot V_{\text{колбы}} \cdot 100 / m \cdot a, \%$$

где:

0,0017 – масса перекиси водорода, соответствующая 1 см³ раствора калия перманганата концентрации точно C(1/5 KMnO₄) = 0,1н, г;

V_{титр} – объем раствора перманганата калия 0,1н концентрации, пошедший на титрование;

K- поправочный коэффициент для 0,1 н раствора перманганата калия, установленный по щавелевой кислоте.

Иодометрия:

1. Определение массовой доли иода I₂ в спиртовом растворе иода:

В колбу для титрования поместить 1 мл 5% спиртового раствора иода, 5 мл 10 % раствора калия иодида и 15 мл дистиллированной воды. Титровать 0,1н раствором тиосульфата

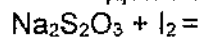
натрия без индикатора до соломенно- жёлтого цвета, затем добавить 1 мл 1% раствора крахмала и титровать до полного обесцвечивания раствора. Титровать до трёх сходящихся результатов.

Ход работы:

- определить массовую долю иода по формуле, используя данные эксперимента:

$$\omega(I_2) = 0,006345 \cdot V_{\text{титр}} \cdot K \cdot V_{\text{колбы}} \cdot 100 / m \cdot a, \%$$

- Дописать уравнение реакции, составить электронный баланс и уравнять:



Оформить отчет в виде таблицы.

4. Ответьте на контрольные вопросы:

1. Какие могут быть ошибки в методе перманганатометрического титрования?
 2. Какие существуют способы выражения концентрации растворов?
 3. В чем суть метода перманганатометрии? Выбор основного уравнения и возможности метода.
 4. Почему для приготовления титрованного раствора калия перманганата берут большее.
 5. Молярная концентрация эквивалента калия перманганата в кислой среде равняется 0,02200 моль/дм³. Чему равен титр этого раствора по: а) H₂C₂O₄; б) H₂O₂.
 6. Какую кислоту используют для подкисления при перманганатометрическом титровании?
 7. Использование перманганатометрии в анализе лечебных веществ.
5. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 221-233, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №11

Лабораторно-практическое занятие №10

Тема: Методы окислительно – восстановительного титрования. Нитритометрия. Броматометрия.

Цели: Освоение методики количественного определения содержания резорцина и стрептоцида методом бром-броматометрии и нитритометрии, отработка техники выполнения данных методик, закрепить умения в проведении расчетов при определении массовой доли вещества, сделать выводы из результатов анализа и оформлять их в виде протокола.

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 221-233

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов:

1. Определение массовой доли резорцина:

Навеску около 0,1000 г препарата растворить в воде в мерной колбе вместимостью 100 мл. Раствор тщательно перемешать и отобрать аликвоту 20 мл, количественно перенести ее в коническую колбу для титрования, добавить 25 мл 0,1 н раствора бромата калия, 1 г бромида калия и 15 мл 3н раствора соляной кислоты. Закрыть колбу пробкой, раствор перемешивать в течение 1 минуты и оставить в темном месте на 5 минут. После этого к смеси добавить 0,5 г иодида калия, перемешать, снова оставить на 5 минут в темном месте и затем оттитровать 0,1 н раствором тиосульфата натрия до светло-желтой (соломенной) окраски, добавить 1 мл раствора крахмала и продолжить титрование до исчезновения синей окраски (аналитический сигнал).

Последовательность расчетов:

1.1. Рассчитать массу добавленного бромата калия KBrO₃ по формуле:

$$m(KBrO_3) = C(I/6KBrO_3) \cdot M(I/6KBrO_3) \cdot V(KBrO_3) / 1000$$

1.2. Рассчитать массу брома, выделившегося после реакции KBrO₃ с KBr:

$$m'(Br_2) = m(KBrO_3) \cdot 3M(BrO_2) / M(KBrO_3)$$

где:

$3M(Br_2)$ - три моля выделившегося молекулярного брома после реакции бромата калия с бромидом калия.

1.3. Рассчитать массу непрореагировавшего брома по результатам титрования:

$$m''(Br_2) = C(Na_2S_2O_3) \cdot M(1/2Br_2) / V_{Na_2S_2O_3},$$

где:

$V_{Na_2S_2O_3}$ - объем раствора тиосульфата натрия, пошедший на титрование

1.4. Рассчитать массу брома, которая прореагирует с резорцином:

$$m(Br_2) = m'(Br_2) - m''(Br_2).$$

1.5. Рассчитать массу резорцина в 20 мл взятого раствора по уравнению, согласно которому при бромировании 1 моль резорцина взаимодействует с 3 молями брома:

$$m(\text{рез.}) = M(\text{рез.}) \cdot T(Br_2) / 3M(Br_2)$$

где:

$M(\text{рез.})$ - молярная масса резорцина, равная 110,11 г/моль.

1.6. Определить массу резорцина в навеске, исходя из 100 мл приготовленного раствора:

$$\omega\% = m(\text{рез.}) \cdot 5 \cdot 100 / m(\text{нав.})$$

Итоги расчетов и отчет оформить в тетради.

2. Навеску препарата 0,2500 г (взятую на аналитических весах) растворить в 10 см³ воды и 10 см³ разбавленной соляной кислоты. Прилить воду до общего объема 80 см³, добавить 1 г бромиды калия. Оттитровать 0,1 М раствором нитрита натрия до перехода окраски от красно-фиолетовой к голубой.

Ход работы:

Процентное содержание стрептоцида в препарате определить по формуле:

$$\omega_{\text{стрепт.}} = V_{NaNO_2} \cdot T_{NaNO_2} \cdot 100 / m_{\text{навески}}, \%$$

где:

$m_{\text{навески}}$ - навеска препарата, г

Итоги расчетов и отчет оформить в тетради.

4. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 221-233, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №11

Лабораторно-практическое занятие №11

Тема: Методы осаждения: метод Мора, метод Фаянса.

Цели: Освоение методики количественного определения бромиды калия и иодид-ионов, отработка техники выполнения данных методик, закрепление умений в проведении расчетов, сделать выводы и расчеты из результатов анализа и оформлять их в виде протокола

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и прераб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 240-249

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов:

Метод Мора

Навеску исследуемого препарата 0,2000 г (взятую на аналитических весах), предварительно высушенную до постоянной массы, растворяют в 20 см³ дистиллированной воды и оттитровывают 0,1М раствором нитрата серебра до оранжево-желтого окрашивания. В качестве индикатора используют хромат калия.

- Процентное содержание калия бромиды в препарате вычислить по формуле:

$$\omega_{\text{KBr}} = V_{\text{AgNO}_3} * T_{(\text{AgNO}_3/\text{KBr})} * 100 / m_{\text{навески}}, \%$$

где:

$m_{\text{навески}}$ - навеска препарата, г

1 см³ 0,1М раствора AgNO₃ соответствует 0,01190 г KBr, которого в высушенном препарате должно быть не менее 99,0%. Итоги расчетов и отчет оформить в тетради.

2. Метод Фаянса

Навеску исследуемого препарата в количестве 0,1000 г, взятую на аналитических весах, растворяют в дистиллированной воде в мерной колбе на 25 мл, отбирают из полученного раствора аликвоту 1 мл, добавляют 1 мл дистиллированной воды, 1 каплю раствора зозина в уксусной кислоте и титруют 0,1М раствором нитрата серебра до окрашивания осадка в интенсивно-красный или розовый цвет (аналитический сигнал).

- Рассчитать массу иодид-ионов в анализируемом растворе по формуле:

$$m_{\text{I}^-} = C_{\text{AgNO}_3} * V_{(\text{AgNO}_3)} * M_{\text{I}^-} * 25 / 1, \text{ г}$$

Итоги расчетов и отчет оформить в тетради.

4) Контроль знаний, усвоенных во время практического занятия.

4. Ответьте на контрольные вопросы:

1. Классификация методов количественного анализа, общая их характеристика.
2. Основные понятия количественного анализа: титрование, титр, титрант, нормальная концентрация, масса эквивалента, фактор эквивалентности, точка эквивалентности, средняя проба, навеска, стандартные и стандартизированные растворы. Определения, формулы для расчетов.
3. Методы осаждения. Общая характеристика, классификация, особенности каждого метода, условия титрования, практическое применение.
4. Виды титрования в объемном анализе, их особенности, области применения
5. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 240-249, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №12

Лабораторно-практическое занятие №12

Тема: Методы осаждения: метод Фольгарда.

Цели: Освоение методики количественного определения хлорида натрия, отработка техники выполнения данной методики, закрепление умений в проведении расчетов, сделать выводы и расчеты из результатов анализа и оформить их в виде протокола

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 240-249

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.:

1. Навеску исследуемого препарата в количестве 0,5000 г, взятую на аналитических весах, помещают в мерную колбу вместительностью 100 мл, прибавляют 30 мл дистиллированной воды, растворяют и доводят объем раствора водой до метки, перемешивают. Из полученного раствора отбирают аликвоту 10 мл и количественно переносят ее в колбу для титрования, прибавляют 15 мл 0,1н раствора AgNO₃, 5 мл разбавленной азотной кислоты, 0,5-10 мл раствора железоаммонийных квасцов (индикатор Фольгарда). Оттитровать в растворе избыток нитрата серебра 0,1н раствором роданида аммония (NH₄SCN) до появления красной окраски раствора над осадком.

Объем роданида аммония, эквивалентный взятому количеству хлорида натрия, соответствует разности объемов добавленного AgNO₃ и израсходованного на титрование NH₄SCN.

- 1.1. Рассчитать содержание (в %) хлорида натрия в исследуемом препарате по формуле:

$$\omega_{\text{NaCl}} = V_{\text{NH}_4\text{SCN}} * C_{\text{NH}_4\text{SCN}} * \mathcal{E}_{\text{Ag}} * f * 100 * 100 / m_{\text{навески}} * 10, \%$$

где:

$V_{\text{NH}_4\text{SCN}}$ – объем роданида, пошедший на титрование, мл;
 $C_{\text{NH}_4\text{SCN}}$ – концентрация раствора роданида, моль/л;
 Z_{Ag} – молярная масса эквивалента серебра, равная 169,9 г/моль;
 f – фактор эквивалентности;
 m_n – масса навески препарата, г;
 10 – аликвота, мл;
 1000 – объем мерной колбы.

Итоги расчетов и отчет оформить в тетради.

4. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 240-249, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №12

Лабораторно-практическое занятие №13

Тема: Метод комплексонометрии.

Цели: Овладение навыками титриметрического анализа методом комплексонометрии, отработка техники выполнения данной методики, закрепление умений в проведении расчетов, сделать выводы и расчеты из результатов анализа и оформить их в виде протокола

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 249-255

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов:

1. Определение точной концентрации Трилона Б

Массу трилона Б, необходимую для приготовления 100 см³ 0,05н раствора, рассчитывают по формуле:

$$m_{\text{Тр.Б}} = M \cdot 0,05 \cdot 100 / 1000, \text{ г}$$

где:

M – молекулярная масса Трилона Б, г/моль.

• Стандартизация раствора трилона Б

Стандартизацию раствора Трилона Б проводят по 0,05н раствору сульфата магния, приготовленному из фиксаля. Для этого пипеткой отбирают в коническую колбу 10 см³ раствора сульфата магния, добавляют 90 см³ дистиллированной воды, 10 см³ аммиачной буферной смеси и 2–3 капли индикатора Эриохром черный Т. Пробу оттитровывают до момента перехода вишнево-красной окраски в синюю.

Самостоятельная работа:

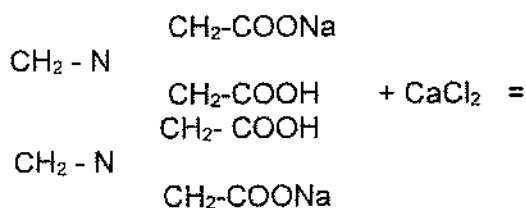
Нормальную концентрацию Трилона Б вычисляют по формуле:

$$C_{\text{Трилон Б}} = C_{\text{сульфат магния}} \cdot V_{\text{сульфат магния}} / V_{\text{Трилон Б}}$$

2. Определение содержания кальция хлорида в лекарственном препарате

В колбу для титрования поместить 1 мл раствора кальция хлорида, 1 мл аммиачного буферного раствора, несколько крупинок индикатора кислотного хрома темно-синего и оттитровать до момента перехода окраски из красной-фиолетовой в сине-фиолетовую.

Дописать уравнение реакции происходящей при титровании:

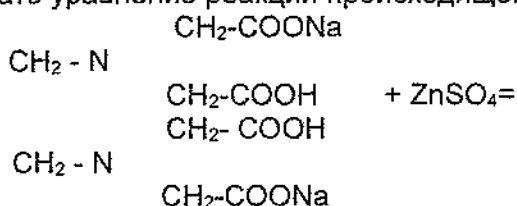


3. Определение содержания цинка сульфата в растворе

В колбу для титрования поместить 1 мл раствора сульфата цинка, 5 мл дистиллированной воды, 2 мл аммиачного буферного раствора и несколько крупинок индикатора кислотного

хрома темно-синего. Пробу оттитровать 0,1М раствором Трилона Б до момента перехода окраски раствора из красной-фиолетовой в сине-фиолетовую.

Дописать уравнение реакции происходящей при титровании:



4. Ответить на контрольные вопросы:

1. Какие химические соединения называют комплексными?
2. В чем разница между комплексными соединениями и двойными солями?
3. Дайте определения: комплексообразователь, лиганд, координационное число.
4. Как вычислить заряд комплексного иона? Приведите примеры.
5. Как количественно характеризуют устойчивость комплексного соединения?
6. Какое значение имеют комплексные соединения для анализа?
7. Способы обнаружения конечной точки при комплексонометрическом титровании.
8. Как определить содержание SO_4^{2-} -ионов в растворе с помощью ЭДТА?
9. Стандартные вещества, используемые для установления концентрации ЭДТА.
10. Приведите формулу комплексного соединения Ca^{2+} с Трилоном Б.

5. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 249-255, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №12

Лабораторно-практическое занятие №14

Тема: Рефрактометрия однокомпонентных растворов.

Цели: Приобрести практический навык определения фактора показателя преломления и использование его для расчета содержания веществ; усвоить навыки рефрактометрического определения однокомпонентного вещества; научиться оформлять отчетную документацию

Оборудование: раздаточный материал, таблицы.

Используемая литература: Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений/ О.Е.Саенко. - Изд.3-е доп. и пререраб. - Ростов н/Д: Феникс, 2013.- 287с. - стр. 256-269

Ход занятия:

1. Инструктаж по технике безопасности (см. Приложение 1)
2. Краткое изложение учебного материала.
3. Самостоятельная работа студентов:

1. Рассмотрите примеры расчета задач:

Задача №1:

Измеренный показатель преломления раствора кальция хлорида 1,3442. Ближайшие табличные значения 1,3434 и 1,3445, соответствующие концентрациям 9% и 10%. Разность табличных показателей преломления соответствует одному проценту концентрации. $1,3445 - 1,3434 = 0,0011$. Разность найденного показателя преломления и одного из табличных значений (например, для 10%-го раствора) $1,3445 - 1,3442 = 0,0003$ соответствует $x\%$.

Отсюда:

$0,0011 - 1\%$

$0,0003 - x$, тогда $x = 0,27\%$

Концентрация исследуемого раствора составит: $10 - 0,27 = 9,73\%$.

Можно взять разность между табличным значением для 9% раствора и найденным показателем преломления: $1,3442 - 1,3434 = 0,0008$

Тогда по аналогии $x = 0,73\%$

Конечный результат получается тот же самый: $9 + 0,73 = 9,73\%$

Задача №2:

При анализе установлено, что концентрация раствора калия бромиды 23% вместо 20%. Рассчитать количество воды, необходимое для разбавления раствора.

Решение:

$X = 1000 \cdot (23 - 20) / 20 = 150$ мл, т.е. к 1 л 23% раствора калия бромида следует добавить 150 мл очищенной воды для получения 20% раствора.

Задача №3:

При анализе установлено, что концентрация раствора калия бромида составляет 18% вместо 20%. Рассчитать количество калия бромида, необходимое для укрепления раствора.

Решение:

$X = 1000 \cdot (20 - 18) / 100 \cdot 1,144 - 20 = 21,19$ г, т.е. для укрепления раствора к 1л 18% раствора следует добавить 21,19 г калия бромида для получения 20% раствора.

Задача №4:

На анализ поступили растворы глюкозы 41% и 38% (стандартный раствор 40% - 1 л). Рассчитать отклонения, допускаемые в концентрате, количество воды, необходимое для разбавления раствора, количество глюкозы, которое необходимо добавить для укрепления раствора.

Решение:

4.1) Если содержание ЛВ до 20% - отклонение составляет не более $\pm 2\%$ от обозначенного процента, если содержание ЛВ свыше 20% - отклонение составляет не более $\pm 1\%$ от обозначенного процента.

Раствор глюкозы 40%, следовательно, норма отклонения (Н.О.) $\pm 1\%$

40% - 100%

X-1%, тогда $x=0,4\%$

Отсюда отклонение в концентрации $39,6\% \div 40,4\%$

4.2) Количество воды, необходимое для разбавления 41% раствора равно:

$X = 1000 \cdot (41 - 40) / 40 = 25$ мл

4.3) Количество глюкозы, которое необходимо добавить для укрепления 38% раствора равно:

$X = 1000 \cdot (40 - 38) / 100 \cdot 1,15 - 40 = 26,7$ г.

2. Решите самостоятельно.

Задание №1. Определить фактор показателя преломления одного из предложенных препаратов: Магния сульфат 5, 10, 15, 20 % ; Натрия хлорид 3, 4, 5, 6 % ; Калия йодид 3, 4, 5, 6 % ; Натрия гидрокарбонат 3, 4, 5, 6 % ; Гексаметилентетрамин 3, 4, 5, 6 % ; Натрия салицилат 2, 3, 4, 5 %.

Измерить показатели преломления растворов вещества 4-5 точных концентраций. Для каждой концентрации рассчитать значение фактора показателя преломления.

Результаты оформить в виде отчета.

4. Сообщение домашнего задания: [1]стр. 256-269, Самостоятельная (внеаудиторная) работа №13, вопросы для подготовки к экзамену

Приложение 2

Схема оформления лабораторно-практического занятия по разделу «Качественный анализ»

Дата:

Лабораторно-практическое занятие № 1

Тема: «.....»

Таблица 1

№ п/п	Уравнение реакции	Наблюдаемый эффект	Выводы

Таблица растворимости кислот, солей,
оснований

ионы	Br ⁻	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	н	м	н	н	н	р	н	р	-	н	н	м
Al ³⁺	р	+	?	-	р	м	р	р	н	н	+	р
Ba ²⁺	р	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	н
Ca ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	м	м
Cd ²⁺	р	р	м	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Cr ³⁺	р	+	н	-	р	м	н	р	н	н	+	р
Cu ²⁺	р	р	н	+	р	р	-	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	р	-	-	-	р	н	-	р	н	н	-	р
Hg ²⁺	м	р	р	-	р	+	н	+	-	н	н	+
Hg ₂ ²⁺	н	м	-	н	н	м	н	+	-	н	-	н
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li ⁺	р	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р
Mg ²⁺	р	р	р	м	р	н	р	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	+	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Pb ²⁺	м	р	н	+	м	м	м	р	н	н	н	н
Sn ²⁺	+	+	-	-	+	р	м	+	н	н	н	р
Sr ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	н
Zn ²⁺	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р

Обозначения: р - хорошо растворимый, м - малорастворимый, н - практически нерастворимый, + - полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора, - - не существует, ? - данные о растворимости отсутствуют.

КАТИОНЫ

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

Катионы	Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного катиона, открываемый минимум (чувствительность реакции)
Алюминий Al^{3+}	1) Гидроксиды щелочных металлов образуют белый студенистый осадок $Al(OH)_3$, растворимый в кислотах с образованием соли соответствующей кислоты; он также растворим в растворах щелочей с образованием комплексных ионов $[Al(OH)_4]^-$: $Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3$ $Al(OH)_3 + OH^- \rightarrow [Al(OH)_4]^-$ (Гидроксид алюминия проявляет амфотерные свойства) В отличие от гидроксида цинка, $Al(OH)_3$ не растворяется в NH_4OH . 2) Прокаливание гидроксида алюминия с солью кобальта дает синее окрашивание ("тенарову синь" - $Co(AlO_2)_2$). 3) Оксихинолин дает желтый осадок; Ализарин красный S, Хинализарин или Аллюминон - красные осадки.
Хром Cr^{3+}	1) Окислители (например, перманганат калия, пероксид водорода, бромная вода) превращают зеленые или фиолетовые соединения хрома (III) в соединения хрома (VI)- хроматы CrO_4^{2-} (желтого цвета) в щелочной среде или дихроматы $Cr_2O_7^{2-}$ (оранжевого цвета) в кислой среде. 2) Гидроксиды щелочных металлов образуют серо-голубой осадок $Cr(OH)_3$, проявляющий амфотерные свойства - растворяется в растворах кислот и в избытке щелочей и NH_4OH .
Железо Fe^{3+}	1) Гексацианоферрат (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ (желтая кровяная соль) образует темно-синий осадок берлинской лазури; чувствительность реакции $0,05 \mu g Fe^{3+}$, предельное разбавление $1:10^6$: $4K_4[Fe(CN)_6] + 4Fe^{3+} \rightarrow 12K^+ + 4KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6]$ (а) 2) Гидроксиды щелочных металлов и NH_4OH образуют гидроксид железа (III) красно-бурого цвета, растворимый в кислотах и нерастворимый в избытке щелочей (отличие от гидроксидов алюминия и хрома). Открываемый минимум - $10 \mu g$ железа; предельное разбавление $1:1,6 \cdot 10^5$. $Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$ 3) Роданид калия или аммония вызывает кроваво-красное окрашивание раствора $FeCl_3 + 3NH_4SCN \rightarrow 3NH_4Cl + Fe(SCN)_3$ Открываемый минимум - $0,25 \mu g$, предельное разбавление - $1:2 \cdot 10^5$
Железо Fe^{2+}	1) Гексацианоферрат (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (красная кровяная соль) образует темно-синий осадок турнбулевой сини; чувствительность реакции $0,1 \mu g$ железа, предельное разбавление $1:5 \cdot 10^7$ $3K_3[Fe(CN)_6] + 3Fe^{2+} \rightarrow 3KFe^{II}[Fe^{III}(CN)_6] + 6K^+$ (б) Недавно было установлено, что берлинская лазурь и турнбулева синь - это одно и то же вещество, т.к. комплексы, образующиеся в реакциях (а) и (б) находятся между собой в равновесии: $KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6] \rightarrow KFe^{II}[Fe^{III}(CN)_6]$ (В разделе "Железо и его соединения" упомянутые выше реакции (а) и (б) приведены в традиционной старой записи).
Цинк Zn^{2+}	1) Гидроксиды щелочных металлов образуют белый амфотерный осадок $Zn(OH)_2$, который растворим в NH_4OH с образованием комплексных соединений: $Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2$ $Zn(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow [Zn(NH_3)_4](OH)_2$ При прокаливании гидроксида цинка с соединениями кобальта образуется окрашенная в зеленый цвет масса - "ринманова зелень", представляющая собой цинкат кобальта $CoZnO_2$. 2) H_2S при $pH = 2,2$ дает белый осадок ZnS
Никель Ni^{2+}	1) Гидроксид натрия образует бледно-зеленый студенистый осадок $Ni(OH)_2$; открываемый минимум - $300 \mu g$ никеля, предельное разбавление $1:3 \cdot 10^5$. Осадок растворим в кислотах и в NH_4OH и нерастворим в избытке щелочи. 2) Сероводород не осаждает NiS из сильноокислых растворов; черный

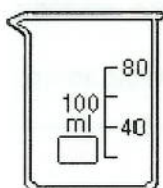
Катионы	Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного катиона, открываемый минимум (чувствительность реакции)
	<p>осадок сульфида никеля образуется только при pH 4 – 5.</p> <p>3) Диметилглиоксим (реактив Чугаева) образует красно-фиолетовый осадок; открываемый минимум - 0,5 мкг никеля, предельное разбавление 1:1·10⁶.</p>
Серебро Ag^+	<p>1) Соляная кислота дает белый творожистый осадок, растворимый в аммиаке, при подкислении HNO_3 аммиачного раствора снова выпадает белый осадок; чувствительность реакции - 0,01 мкг Ag^+, предельное разбавление 1:10⁵.</p> $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$ $AgCl + 2NH_4OH \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^- + 2H_2O$ $[Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^- + 2H^+ \rightarrow AgCl + 2NH_4^+$ <p>2) Сероводород осаждает черный сульфид серебра; открываемый минимум - 1 мкг серебра, предельное разбавление 1:5·10⁶.</p>
Медь Cu^{2+}	<p>1) Растворы солей Cu^{2+} окрашены в голубой цвет; Cu^{2+} окрашивает пламя в зеленый цвет.</p> <p>2) Сероводород образует черный осадок сульфида меди CuS; открываемый минимум - 1 мкг меди, предельное разбавление 1:5·10⁶. Осадок нерастворим в соляной и серной кислотах, но растворяется в горячей конц. HNO_3.</p> <p>3) Гидроксиды щелочных металлов осаждают голубой осадок $Cu(OH)_2$, который при нагревании дегидратируется и превращается в черный осадок оксида меди CuO:</p> $Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$ $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$ <p>Открываемый минимум - 80 мкг меди, предельное разбавление 1:5·10⁴. Гидроксид меди растворяется в концентрированных растворах аммиака, образуя аммиакат меди интенсивно синего цвета (реактив Швейцера; растворяет целлюлозу):</p> $Cu(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2OH^-$

АНИОНЫ

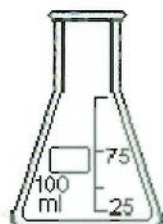
Анион	Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного аниона, открываемый минимум (чувствительность реакции)
F ⁻	1) AgNO ₃ не образует осадка, т.к. фторид серебра растворим в воде (в отличие от других галогенидов серебра). 2) Хлорид кальция дает белый осадок фторида кальция.
Cl ⁻	1) В азотнокислой среде AgNO ₃ дает белый осадок, растворимый в NH ₄ OH. Открываемый минимум - 1 мкг Cl ⁻ , предельное разбавление 1:10 ⁵ .
Br ⁻	1) В азотнокислой среде AgNO ₃ образует светло-желтый осадок. Чувствительность реакции - 20 мкг Br ⁻ , предельное разбавление 1:2·10 ⁵ . 2) Хлорная вода окисляет бромид-анион до свободного брома, который окрашивает органический растворитель в соломенно-желтый цвет. Фуксин, обесцвеченный гидросульфитом, окрашивается свободным бромом в синий цвет. Чувствительность реакции 50 мкг Br ⁻ . $2Br + Cl_2 \rightarrow 2Cl + Br_2$
I ⁻	1) Нитрат серебра образует темно-желтый осадок AgI, нерастворимый в растворах HNO ₃ , и NH ₄ OH (в отличие от хлоридов и бромидов серебра, растворимых в аммиаке). 2) Хлорная вода окисляет йодид-анион до йода: $2I + Cl_2 \rightarrow I_2 + 2Cl$ 3) Открываемый минимум - 40 мкг I ⁻ ; предельное разбавление 1:2,5·10 ⁴ Выделившийся йод можно открыть с помощью крахмала, который окрашивается йодом в синий цвет, или взбалтывая раствор с органическим растворителем, который приобретает красновато-фиолетовую окраску. При прибавлении избытка хлорной воды окраска исчезает, т.к. свободный йод окисляется до бесцветной йодноватой кислоты: $I_2 + 5Cl_2 + 6H_2O \rightarrow 2HIO_3 + 10H^+ + 10Cl$ Другие окислители (перманганат калия, дихромат калия и др.) в кислом растворе также окисляют йодид-анион до йода: $Cr_2O_7^{2-} + 2I + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3I_2 + 7H_2O$ $2MnO_4^- + 10I + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5I_2 + 8H_2O$
S ²⁻	1) Хлористоводородная и др. кислоты при взаимодействии с сульфидами выделяют сероводород, который имеет запах тухлых яиц: $S^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2S$ 2) Сульфид-анион с катионами многих тяжелых металлов образует разноцветные осадки: ZnS (белый), CdS (желтый), CuS, PbS, NiS (черный), HgS (красный) и др. 3) Нитропруссид натрия в щелочном растворе дает красно-фиолетовое окрашивание.
SO ₃ ²⁻	1) Йодная вода или раствор перманганата калия обесцвечивается. 2) Разбавленные минеральные кислоты выделяют сернистый газ SO ₂ , который обесцвечивает раствор KMnO ₄ или йода.
SO ₄ ²⁻	1) Хлорид бария дает белый осадок, нерастворимый в HNO ₃ : $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$
CO ₃ ²⁻	1) Минеральные кислоты разлагают карбонаты (и гидрокарбонаты) с образованием углекислого газа CO ₂ , который с известковой водой образует белый осадок: $CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O + CO_2$ $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3$
SiO ₃ ²⁻	1) Минеральные кислоты выделяют гель кремниевой кислоты
CH ₃ COO ⁻	1) При растирании в ступке уксуснокислой соли с гидросульфатом калия появляется характерный запах уксусной кислоты (сильная кислота вытесняет из соли слабую):

Анион	Реактив, уравнение реакции, признаки присутствия данного аниона, открываемый минимум (чувствительность реакции)
	<p style="text-align: center;">$\text{CH}_3\text{COOK} + \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_2\text{SO}_4$</p> <p>2) Хлорид железа (III) дает на холоде интенсивно-красное окрашивание (вследствие гидролиза до основной соли), при нагревании бурый осадок (образуется конечный продукт гидролиза - гидроксид железа (III)).</p> <p>3) Этиловый спирт (в присутствии конц. H_2SO_4) образует сложный эфир, имеющий специфический фруктовый запах.</p>

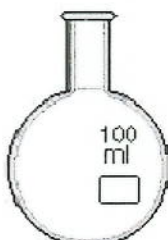
Мерная посуда



Стакан с носиком служит для хранения жидких и твердых веществ, а также для проведения простейших химических операций (растворение, нагревание)



Колба коническая используется для проведения различных химических операций, например титрования



Колба круглодонная служит для проведения разнообразных химических операций при нагревании.



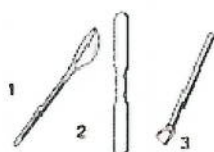
Цилиндр используют для измерения объема жидкостей.



Воронка конусообразная служит для переливания жидкостей и фильтрования.



Стеклянная палочка предназначена для размешивания веществ в химической посуде. Для предохранения посуды от случайного растрескивания при размешивании веществ на конец стеклянной палочки надевают кусочек резиновой трубки.



Ложка фарфоровая (1), шпатель (2) служат для взятия твердых и сыпучих веществ. Ложка-дозатор (3) предназначена для взятия определенной порции вещества.



Чашка фарфоровая применяется для выпаривания жидкостей.



Ступка с пестиком служат для размельчения и растирания твердых веществ.



Штатив для пробирок, служит для размещения в нем пробирок.



Зажим пробирочный служит для закрепления пробирки, если вещество в пробирке требуется нагреть в пламени.



Склянка с пипеткой служит для хранения растворов реактивов при работе с малыми количествами веществ.

	<p>Мерная колба, предназначена для приготовления растворов точной концентрации, а также растворов разбавления.</p>
	<p>Пипетки с делениями на слив от любой отметки до сливного кончика. Применяются для точного отмеривания определенных объемов жидкости.</p>
	<p>Спиртовка предназначена для нагревания жидкостей.</p>

Критерии выставления оценок за лабораторно-практические занятия

Оценка	Критерии
«5»	<ul style="list-style-type: none"> • Практическая работа осуществлена согласно правилам техники безопасности при работе с химическими веществами и оборудованием и плану занятия. • Самостоятельно собрано и подготовлено оборудование для проведения практического занятия; • Все опыты проведены согласно методическим рекомендациям в полном объеме; • Научно грамотно, логично описаны наблюдения и сформулированы выводы из опыта. • В представленном отчете правильно и аккуратно выполнил все записи, таблицы, рисунки, уравнения химических реакций, вычисления и сделаны выводы
«4»	<p>если студент выполнил все критерии к оценке «5», но при этом:</p> <ul style="list-style-type: none"> • не было обеспечено точности измерений; • или допущены небольшие неточности в проведении эксперимента; • или допущена одна негрубая ошибка; • или представленные выводы неполные, существенно не искажающие суть практической работы;
«3»	<ul style="list-style-type: none"> • Практическая работа осуществлена согласно правилам техники безопасности при работе с химическими веществами, оборудованием и плану занятия; • Студент испытывает затруднения в подготовке оборудования для проведения практического занятия; • Опыты проведены согласно методическим рекомендациям не менее, чем наполовину; • Допущены ошибки при описании опыта и наблюдений, выводы по ключевым задачам работы сформулированы верно; • В представленном отчете допущены ошибки в химических уравнениях или вычислениях, допущена небрежность в оформлении графиков, таблиц и схем.
«2»	<ul style="list-style-type: none"> • Практическая работа не выполнена (студент не смог начать или не выполнил работу, не подготовил нужное оборудование), грубо нарушает технику безопасности при работе в химической лаборатории; • Объем выполненной части работы не позволяет сделать правильных выводов; • Допущены более трех принципиальных ошибок в ходе практической работы, вычислениях, неправильно написаны уравнения химических реакций или они полностью отсутствуют. • Допускает нарушения правил техники безопасности при работе с химическими веществами и оборудованием по плану занятий, которые студент не в состоянии исправить по рекомендации преподавателя.

Информационное обеспечение обучения (перечень рекомендуемых учебных изданий, Интернет-ресурсов, дополнительной литературы):

Основные источники:

1. Саенко О.Е. Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений / О.Е.Саенко. – Изд. 3-е, доп. и перераб. – Ростов н/Д: Феникс, 2013.-287 с.: ил.
2. Хаханина Т.И. Аналитическая химия: учебное пособие / Т.И.Хаханина, Н.Г.Никитина. – 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Издательство Юрайт; Профессиональное образование, 2015.-278 с.: ил.

Дополнительные источники

1. А.А. Ищенко. «Аналитическая химия». М.: Академия, 2009.-320 с.: ил.
2. Михалева М.В., Мартыненко Б.В. Практикум по качественному химическому полумикроанализу. – М.: Дрофа, 2009.-109 с.: ил.
3. Аналитическая химия: учебник для студентов средних профессиональных учебных заведений / [Ю.М.Глубоков, В.А.Головачева, Ю.А.Ефимова и др.]; под ред. А.А.Ищенко. – 7-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2011.320 с.: ил.
- 4.Харитонов Ю.Я., Григорьева В.Ю. Аналитическая химия. Практикум. Качественный химический анализ. М.: Издательская группа ГЭОТАР Медиа, 2009.-216 с.: ил.

Интернет-сайты:

1. www.prepodu.net
2. www.for-stydents.ru
3. www.chem-astu.ru
4. dic.academic.ru
5. www.edu.ru