

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

«ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ХИМИКО –БИОЛОГИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Кафедра химии

«УТВЕРЖДАЮ»

И.о.проректора по учебной работе

_____ **Ф.Д.Кодзоева**

«__»_____20__г

**ПРОГРАММА ПРОФИЛЬНОГО
ВСТУПИТЕЛЬНОГО ИСПЫТАНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

Для абитуриентов, поступающих по программе СПО

По направлению 04.03.01 «Химия» и 04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия»

Магас 2022 г

Тема 1.1.

Теоретические основы качественного анализа.

1. Аналитическая химия как наука о методах анализа вещества, ее место в системе наук. История развития аналитической химии как науки в России. Предмет, содержание и задачи аналитической химии. Развитие аналитической химии в настоящее время. Классификация методов аналитической химии: химические, физические и физико-химические методы анализа. Стадии аналитического процесса: отбор пробы, подготовка пробы, измерение, оценка результата измерения.
2. Теоретические основы качественного анализа. Химическая идентификация. Специфические реакции. Методы качественного анализа. Анализ сухим путем: пирохимические анализ и метод растирания. Анализ мокрым путем. Миллиграмм – метод.
3. Чувствительность аналитических реакций. Количественные характеристики чувствительности: открываемый минимум, предельная концентрация, минимальный объем предельно разбавленного раствора. время реакции. Условия проведения аналитических реакций. Специфичность и избирательность аналитических реакций.
4. Аналитическая классификация ионов. Сульфидная система классификации катионов. Кислотно-основная система классификации катионов. Классификация анионов.
5. Закон действия масс как основа качественного анализа. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Константа скорости химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Химическое равновесие. Константа равновесия химической реакции. Принцип Ле Шателье. Влияние на химическое равновесие температуры, давления и концентрации реагирующих веществ.
6. Основные положения теории электролитической диссоциации. Понятие диссоциации. Электролит. Сильные и слабые электролиты. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Теория сильных электролитов П.Дебая и Г. Хюккеля. Активность электролита. Закон разбавления Оствальда. Активность электролита. Ионная сила раствора. Кислотно-основные свойства веществ. Теория, основана на механизме диссоциации Аррениуса. Протолитическая теория Бренстеда-Лоури. Сопряженные кислоты и основания. Электронная теория Дж.Льюиса. Амфотерность.
7. Водородный показатель. Ионное произведение воды. Расчет рН слабых и сильных кислот. Расчет рН и рОН слабых и сильных оснований. Индикаторы, изменяющие окраску в зависимости от рН среды. Буферные растворы. Кислотные и основные буферные растворы. Расчет рН буферной кислотных и основных буферных систем. Буферная сила и буферная емкость.
8. Равновесие в гетерогенных системах. Групповые, селективные и специфические реактивы. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Произведение растворимости. Растворимость

и способы ее выражения. Определение возможности выпадения осадка по произведению растворимости. Выбор осадителя. Влияние сильных электролитов на растворимость. Солевой эффект. Влияние температуры на растворимость.

9. Гидролиз солей. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием. Константа гидролиза. Степень гидролиза. Определение рН раствора соли для трех случаев гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Гидролиз соли, образованной слабой многоосновной кислотой или слабым многоосновным основанием. Расчет рН в растворе кислых солей.
10. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель. Восстановитель. Окислительно-восстановительный потенциал. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение Нернста. Направление окислительно-восстановительной реакции. Константа равновесия окислительно-восстановительного процесса. Способы уравнивания окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Метод электронно-ионного баланса.
11. Комплексные соединения. Образование комплексных соединений. Комплексные ионы. Строение комплексных соединений. Комплексообразователь. Лиганды. Определение заряда комплексных ионов. Координационное число комплексообразователя. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений. Константа нестойкости. Внутрикмплексные соединения. Значения комплексных соединений в химическом анализе.

Тема 1.2.

Обнаружение индивидуальных ионов и анализ смесей ионов.

1. Характеристика катионов I аналитической группы. Частные реакции катионов.
2. Характеристика катионов II аналитической группы. Действие группового реактива. Частные реакции катионов
3. Характеристика катионов III аналитической группы. Действие группового реактива. Частные реакции катионов.
4. Характеристика катионов IV аналитической группы. Действие группового реактива. Частные реакции катионов.
5. Характеристика катионов V аналитической группы. Действие группового реактива. Частные реакции катионов.
6. Характеристика катионов VI аналитической группы. Действие группового реактива. Частные реакции катионов.
7. Реакции анионов I-III аналитических групп.

2.1

Основы количественного анализа.

Гравиметрический анализ

1. Сущность и методы количественного анализа. Аналитические весы. Правила вычислений в количественном анализе. Ошибки в количественном анализе.
2. Сущность гравиметрического анализа. Типы гравиметрических определений. Условия образования осадка. Условия растворения осадка. Осаждение. Полнота осаждения. Требования к осаждаемой форме. Требования к гравиметрической форме. Выбор осадителя в зависимости от произведения растворимости осадка. Техника выполнения гравиметрического анализа. Расчеты в гравиметрическом анализе. Расчет навески. Расчет количества растворителя. Расчет количества осаждаемого реактива. Расчет результата анализа в зависимости от типа гравиметрического определения. Аналитический множитель. Ошибки метода.
3. Операции гравиметрического анализа. Отбор средней пробы. Взятие навески. Растворение навески. Осаждение определяемой составной части. Фильтрация и промывание осадка. Высушивание и прокаливание осадка. Взвешивание осадков. Применение метода. Журнал гравиметрических определений. Оформление результатов гравиметрического исследования

Тема 2.2.

Объемный Анализ

1. Общая характеристика объемных методов анализа. Применение метода. Точность метода. Конечная точка титрования. Точка эквивалентности. Закон эквивалентов. Требования к реакциям в титриметрическом анализе. Стандартные растворы. Индикаторы. Правила титрования.
2. Концентрация раствора. Количество вещества. Способы выражения концентрации раствора: молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр раствора, титр рабочего раствора по определяемому веществу. Массовая доля вещества. Фактор эквивалентности. Разбавление и концентрирование растворов. Формулы пересчета концентрации растворов.
3. Классификация титриметрических методов анализа по типу реакции, лежащей в основе. Метод нейтрализации. Окислительно-восстановительное титрование. Осатительное титрование. Комплексонометрическое титрование. Способы титрования: прямое,

обратное, косвенное. Метод пипетирования. Метод отдельных навесок. Расчет массового содержания вещества в титруемом растворе. Оформление результатов титриметрического анализа.

4. Приготовление и стандартизация растворов титрантов. Первичный и вторичный стандарт. Способы выражения концентрации в титриметрическом анализе. Молярная концентрация эквивалента. Титр раствора. Титр рабочего раствора по определяемому веществу. Коэффициент поправки к концентрации раствора. Способы приготовления стандартных растворов. Первичные и вторичные стандарты. Стандартизация раствора. Использование фиксаналов.
5. Кислотно-основное титрование. Сущность метода. Ацидиметрическое и алкалометрическое титрование. Основные рабочие растворы в методе кислотно-основного титрования. Стандартные вещества. Основные и кислотные индикаторы метода. Область перехода и показатель титрования индикатора. Кривые кислотно-основного титрования. Скачек титрования. Выбор индикатора. Применение метода.
6. Окислительно-восстановительное титрование. Сущность метода. Кривые титрования. Индикаторы окислительно-восстановительного титрования: специфические индикаторы, редокс-индикаторы. Перманганатометрия (преимущества и недостатки, индикаторы метода, используемые растворы, применение метода). Йодометрия (преимущества и недостатки, индикаторы метода используемые растворы, применение метода). Дихроматометрия (преимущества и недостатки, индикаторы метода используемые растворы, применение метода).
7. Осадительное титрование. Условия применения осадительного титрования. Кривые осадительного титрования. Индикаторы осадительного титрования: осадительные индикаторы, металлохромные индикаторы, адсорбционные индикаторы. Аргентометрия (метод Мора, метод Фаянса). Тиоцианометрия. Сульфатометрия. Меркурометрия.
8. Методы комплексообразования. Комплексометрия. Типы комплексонов. Индикаторы комплексонометрии. Применение комплексонометрии. Приготовление и стандартизация раствора трилона Б.

ОТВЕТЫ НА БИЛЕТЫ

Билет 1

1. Аналитическая химия. Ее задачи и значения.

Аналитическая химия- наука о методах определения химического состава веществ или их смесей. Она делится на качественный и количественный анализы. Качественный анализ – обнаружение или открытие элементов или ионов из которых состоит данное вещество.. Задача количественного анализа определение количественного содержания элементов в исследуемом веществе. Исследование неизвестного вещества всегда начинается с качественного анализа, установив состав вещества, определяют количественное и ли процентное содержание его составных частей.

2. Ионное произведение воды

Вода , будучи весьма слабым электролитом, очень малой степени подвергается ионизации (диссоциации)



К ее ионизации применим закон действующих

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Концентрацию воды можно рассчитать , разделив массу 1л воды на массу ее моля

$$1000/18 = 55,56 \text{ моль/л}$$

Считая эту величину постоянной, можно уравнение записать в виде $K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_d \cdot 55,6 = K_w$ где

K_w - ионное произведение воды. Так как в соответствии с уравнением диссоциации концентрации ионов H^+ и OH^- одинаковы, их можно определить. Зная ионное произведение воды. При 295К

K_w воды $= 10^{-14}$ она зависит от температуры.

3. Для осаждения хлора было израсходовано 10 мл 1 н. раствора нитрата серебра. Сколько гр. Хлора содержал титруемый раствор?

Решение

Очевидно. Что 170 г AgNO_3 . Содержащиеся в 1000 мл 1 н. раствора, осадят 1 г-экв, т.е. 35,5 г хлора . а 10 мл 1 н. раствора AgNO_3 . Осадят искомое количество г. Хлора:

$$\begin{array}{r} 1000\text{мл } \text{AgNO}_3 \quad \text{-----} \quad 35.5 \text{ г Cl} \\ 10 \quad \quad \quad \text{-----} \quad \text{X} \end{array}$$

$$X = 0,355 \text{ г}$$

4. Насыщенные и ненасыщенные растворы.

Если произведение концентрации ионов (ионное произведение) труднорастворимого электролита меньше его произведения растворимости (ПР), раствор является ненасыщенным. В тот момент, когда ионное произведение достигнет величины ПР данного электролита, раствор станет насыщенным относительно этого электролита. Ясно, что если ионное произведение превысит величину ПР, раствор станет пересыщенным и начнется выпадение осадка.

$CAg^{+*} CCl^{-} < ПРАgCl$ ненасыщенный

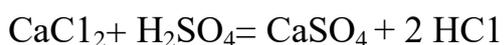
$CAg^{+*} CCl^{-} = ПРАgCl$ насыщенный

$CAg^{+*} CCl^{-} > ПРАgCl$ пересыщенный

Осадок образуется в том случае, когда произведение концентраций ионов малорастворимого электролита начнет превышать величину произведения растворимости электролита при данной температуре.

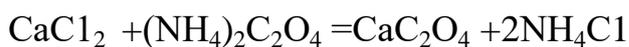
5. Реакции катиона Ca^{2+}

1. Действие H_2SO_4 и растворимых сульфатов. Серная кислота. А также сульфаты щелочных металлов выделяют из очень концентрированных растворов солей Ca^{2+} белый кристаллический осадок.



Сульфат кальция растворяется в избытке $(NH_4)_2[Ca(SO_4)_2]$

2. Действие $(NH_4)_2C_2O_4$. Оксалат аммония образует весьма чувствительную реакцию с ионами Ca^{2+} белый кристаллический осадок, легко растворимый в минеральных кислотах. Но не растворимый в уксусной кислоте.



3. Смоченные концентрированной HCl соли Ca^{2+} окрашивают бесцветное пламя горелки в кирпично-красный цвет.

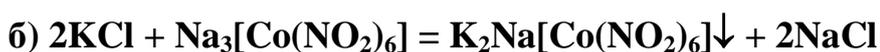
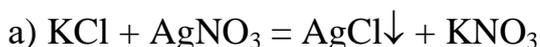
6. Титриметрический метод анализа основан на определении:

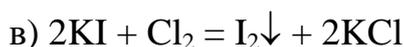
а - массы исследуемого вещества;

б - объема реагента, израсходованного на реакцию с исследуемым веществом;

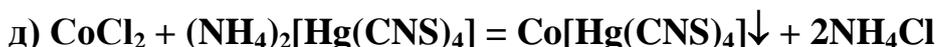
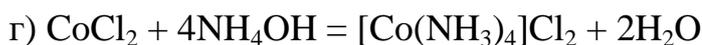
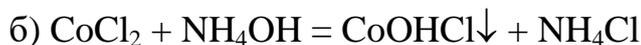
в - количественных изменений физических свойств системы

7. Укажите реакцию открытия иона K^{+} :





8. Укажите реакции открытия иона Co^{2+} :



9. Чему равен pH титруемого раствора в тот момент когда к 20 мл 0,1н, раствора NH_4OH прилито 10 мл 0,1 н. раствора HCl . Зная что $\text{pK}_{\text{кис}} = 4,74$

Решение

Т.к. неоттитрованного 0,1н раствора NH_4OH осталось $20-10=10$ мл, то соответствующее количество NH_4OH заключается не в 10 мл, а в $20+10 = 30$ мл раствора.

$$C_{\text{осн.}} = 0,1 \cdot 10/30 = 0,03 \quad \text{p} C_{\text{осн.}} = 2 - \lg 3 = 2 - 0,48 = 1,52$$

$$\text{Зная, что } \text{pK}_{\text{осн}} = 4,74 \quad \text{pH} = 14 - (4,74 + 1,52 - 1,52) = 9,26$$

10. . Для вычисления pH раствора слабой кислоты используют:

$$\text{а} - [\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{д}} \cdot C_{\text{к}}}$$

$$\text{б} - \text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK} - \lg C_{\text{к}})$$

$$\text{в} - \text{pOH} = \sqrt{K_{\text{д}} \cdot C_{\text{осн}}}$$

Билет -2

1.Классификация методов качественного анализа. Химический метод анализа.

В химических методах качественного анализа определяемый элемент или ион переводят в какое-либо соединение, обладающее теми или иными

характерными свойствами, на основании которых можно установить, что образовалось именно это соединение.

Происходящее химическое превращение называется аналитической реакцией., а вещество, его вызывающее- реагентом.

К химическим методам относят:

- гравиметрический (весовой) анализ
- титриметрический (объемный) анализ
- газовольюмометрический анализ

Физические методы анализа основаны на измерении какого-либо параметра системы, который является функцией состава.

К физико–химическим методам относят все способы инструментального анализа:

К физическим относятся:

- спектральный эмиссионный
- радиометрический (метод меченых атомов)
- рентгеноспектральный
- люминесцентный
- нейтронно-активизационный
- эмиссионный (пламенная фотометрия)
- атомно-абсорбционный
- ядерно-магнитный резонанс

2. Для вычисления рН раствора сильного основания используют:

$$а - [H^+] = C_{H^+}$$

$$б - [OH^-] = C_{OH^-}$$

$$в - pH = 14 + \lg C_{OH^-}$$

3. Способы выражения концентрации растворов.

Массовая доля ω – отношение массы растворенного вещества к массе раствора

$$\omega = m_{в-ва} / m + m_0$$

m_0 - масса растворителя выражается в процентах.

$$\rho = (m + m_0) / V \text{ следовательно}$$
$$\rho V = m + m_0 \quad \omega = m / \rho V \cdot 100\%$$

Молярная концентрация – отношение количества растворенного вещества к объему раствора.

$$C_M = n/V + V_0 \text{ моль/л}$$

Если учесть, что $n = m/M$, где m – масса растворенного вещества, M – его молярная масса, то

$$C_M = m/M (V + V_0) \text{ моль/л}$$

Моляльная концентрация – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя

$$C_m = n/t_0 \text{ моль/кг}$$

Зная, что $n = m/M$ это выражение можно преобразовать:

$$C_m = m/M t_0 \text{ моль/кг}$$

Молярная концентрация эквивалента (нормальность) – отношение молей эквивалентов растворенного вещества к объему раствора

$$C_n = n_3 / (V + V_0) \text{ моль/л}$$

$$C_n = m/\mathcal{E} V$$

$$T = m/V + V_0 \text{ г/мл}$$

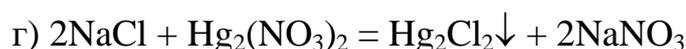
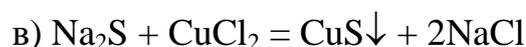
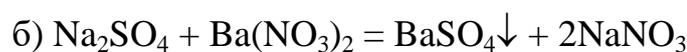
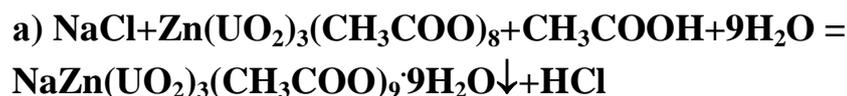
4. Типы окислительно-восстановительных реакций (примеры)

Окислительно-восстановительные реакции – это химические реакции, при протекании которых степени окисления элементов изменяются.

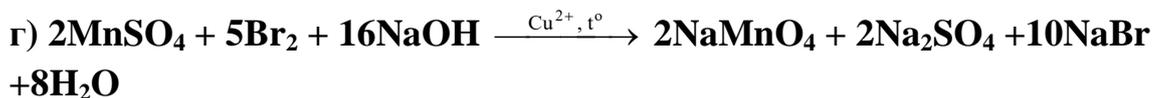
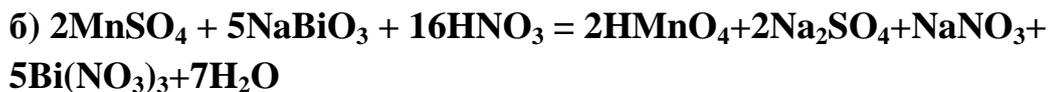
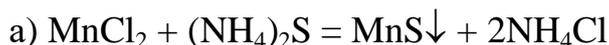
Различают 3 типа ОВР

- 1) межмолекулярные $N_2^0 + 3 H_2^0 = 2N^{-3} H_3^+$
- 2) Внутримолекулярные $N^{-3}H_4 N^{+3}O_2 = N_2^0 + H_2O$
- 3) Реакции самоокисления- самовосстановления
 $N^{+4}O_2 + H_2O = HN^{+5}O_3 + HN^{+3}O_2$

5. Укажите реакцию открытия иона Na^+



6. Укажите реакции открытия иона Mn^{2+} :



7. Методы испарения.

Методы *дистилляции* основаны на разной летучести веществ. Вещество переходит из жидкого состояния в газообразное, а затем конденсируется, образуя снова жидкую или иногда твердую фазу.

Простая отгонка (выпаривание) – одноступенчатый процесс разделения и концентрирования. При выпаривании удаляются вещества, которые находятся в форме готовых летучих соединений. Это могут быть макрокомпоненты и микрокомпоненты, отгонку последних применяют реже.

Возгонка (сублимация) - перевод вещества из твердого состояния в газообразное и последующее осаждение его в твердой форме (минуя жидкую фазу). К разделению возгонкой прибегают, как правило, если разделяемые компоненты трудно плавятся или трудно растворимы.

8. Определить ПР AgBr если $[Ag^+] = 5,3 \cdot 10^{-7}$ г-ион/л

Решение.

Концентрация Ag^+ и $Br^- = 5,3 \cdot 10^{-7}$ г-ион/л каждого



$$ПР AgBr = [Ag^+] \cdot [Br^-] = (5,3 \cdot 10^{-7})^2 = 2,8 \cdot 10^{-13}$$

9. Напишите гидролиз соли образованной сильным основанием и слабой кислотой. (Пример)

10. Для слабых электролитов сила кислоты характеризуется:

а – константой кислотности

б – константой основности

в – константой равновесия

Билет 3

1. Электролитическое выделение и цементация.

Наиболее распространен метод электродовыделения, при котором отделяемое или концентрированное вещество выделяют на твердых электродах в элементарном состоянии или в виде какого-то соединения. *Электролитическое выделение (электролиз)* основано на осаждении вещества электрическим током при контролируемом потенциале. Материалом электродов может служить углерод, платина, серебро, медь, вольфрам и т.д.

Электрофорез основан на различиях в скоростях движения частиц разного заряда, формы и размера в электрическом поле. Скорость движения зависит от заряда, напряженности поля и радиуса частиц. Различают два варианта электрофореза: фронтальный (простой) и зонный (на носителе). В первом случае небольшой объем раствора, содержащего разделяемые компоненты, помещают в трубку с раствором электролита. Во втором случае передвижение происходит в стабилизирующей среде, которая удерживает частицы на местах после отключения электрического поля.

Метод *цементации* заключается в восстановлении компонентов (обычно малых количеств) на металлах с достаточно отрицательными потенциалами или альгамах электроотрицательных металлов. При цементации происходит одновременно два процесса: катодный (выделение компонента) и анодный (растворение цементирующего металла).

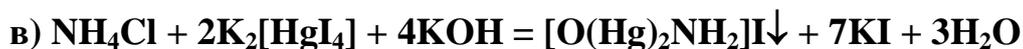
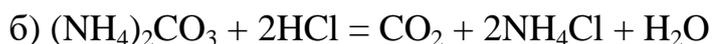
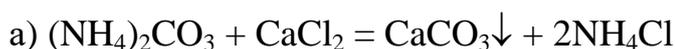
2. Если рН раствора равен 8, то концентрация ионов OH^- равна:

а) 10^{-8}

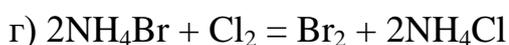
б) 10^{-6}

в) 10^{-8}

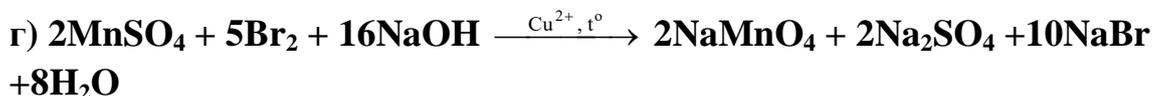
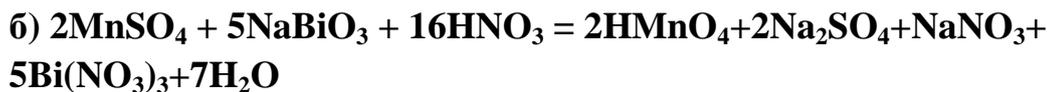
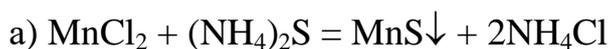
3. Укажите реакцию открытия иона NH_4^+ :



реактив Несслера



4. Укажите реакции открытия иона Mn^{2+} :



Варианты ответов: а) «а» и «б»; б) «а» и «в»; в) «а» и «г»; г) «а» и «д»; д) «б» и «в»; е) «б» и «г»; ж) «б» и «д»; з) «в» и «г»; и) «в» и «д»; к) «г» и «д»

5. Виды кислотности (щёлочности) среды:

а) активная

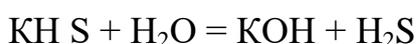
б) потенциальная

в) общая

г) равновесная

Варианты ответа: 1 - а; 2 - а,б; 3 - в,г; 4 - а,б,в

6. Напишите ступенчатый гидролиз сульфида калия и константу гидролиза по первой ступени.



7. Определить ПР $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$, если растворимость $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 3,27 \cdot 10^{-3}$

Решение Определяем молярность насыщенного раствора

$$C_M = 3,27 \cdot 10^{-3} \cdot 10 / 304 = 1,076 \cdot 10^{-4}$$



Видно что концентрация иона $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ в насыщенном растворе равна его молярности, а концентрация Ag^+ в два раза больше, т.е.

$$1,076 \cdot 10^{-4} \times 2 = 2,15 \cdot 10^{-4} \text{ г-ион/л}$$

$$\text{ПР } \text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 = [\text{Ag}^+]^2 [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = (2,15 \cdot 10^{-4})^2 \cdot 1,076 \cdot 10^{-4} = 5 \cdot 10^{-12}$$

8. Закон действия масс в качественном анализе.

Скорость химических реакций измеряется изменением концентраций реагирующих веществ в единицу времени.

Скорость зависит от различных факторов: природы реагирующих веществ, температуры, катализатора и от концентрации реагирующих веществ.

Впервые на зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ обратил внимание Н.Н. Бекетов. В 1867 г. К.М.Гульдберг и П. Вааге на основе изучения реакций, протекающих в газовых смесях в растворах, экспериментально доказали, что *скорость химических реакций прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, т.е. прямо пропорциональна действующим массам.* Это положение и получило название закона действующих масс. Для реакции $A + B = C$ по закону действия масс будем иметь:

$$V = K \cdot [A][B]$$

Где V - скорость реакции K – константа скорости реакции при данной температуре $[A]$ и $[B]$ - молярные концентрации реагирующих веществ.

В реакции $A + B = C + D$ по закону действия масс скорость прямой реакции прямо пропорциональна произведению концентраций веществ $[A]$ и $[B]$ равными 1 моль/л, то $V_1 = K_1$. Следовательно, константу скорости можно определить как такую скорость реакции, при которой концентрация каждого из участвующих веществ равна 1 моль/л или произведение этих концентраций равно 1. Скорость обратной реакции будет равна:

$$V_2 = K_2 \cdot [C][D]$$

В состоянии равновесия скорости прямой и обратной реакций равны: $V_1 = V_2$. Но если равны левые части равенства, то и правые части равенства должны быть тоже равны, т.е.

$$K_1 [A][B] = K_2 [C][D]$$

$$K_1/K_2 = K, \text{ то } [C][D]/[A][B] = K$$

Где K – константа химического равновесия.

Численное значение константы химического равновесия K изменяется с изменением температуры, но не зависит от концентрации реагирующих веществ.

9. Смешано 25 мл 0,22 н раствора кислоты с 24 мл 0,25 н раствора щелочи. Какую среду имеет полученный раствор.

Решение. Приведен оба раствора к 1н. концентрации, воспользовавшись основным положением титриметрического анализа.

$$\frac{25}{X} = \frac{1}{0,22} \quad \text{и} \quad \frac{24}{y} = \frac{1}{0,25}$$

$$X = 25 \times 0,22 = 5,5 \text{ мл 1 н раствора кислоты}$$

$$Y = 24 \times 0,25 = 6,0 \text{ мл 1н раствора щелочи}$$

Так как щелочи было взято больше чем кислоты среда будет щелочной

10. Степень окисления комплексообразователя в соединении $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ равна:

а- +1; б- +2; в- +3; г- +4

Билет 4

1. Метод аналитической химии (Маскирование).

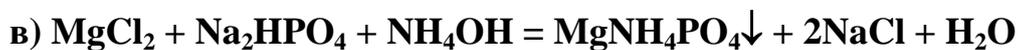
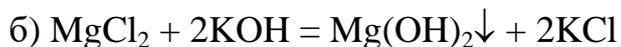
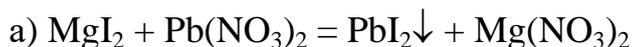
Маскирование – это торможение или полное подавление химической реакции в присутствии веществ, способных изменить ее направление или скорость. При этом не происходит образование новой фазы. Различают два вида маскирование – термодинамическое (равновесное) и кинетическое (неравновесное). При термодинамическом маскировании создаются условия, при которых условная константа реакции понижается до такой степени, что реакция идет незначительно. Концентрация маскируемого компонента становится недостаточной для того, что бы надежно зафиксировать аналитический сигнал. Кинетическое маскирование основано на увеличении разницы между скоростями реакции маскируемого и определяемого веществ с одним и тем же реагентом.

2. рН 0,0001н раствора КОН равен:

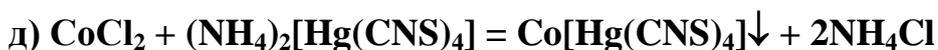
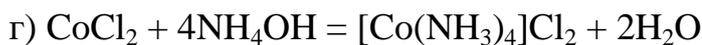
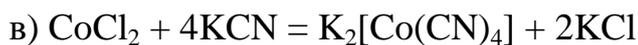
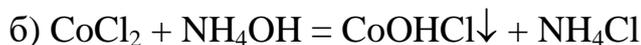
а – 12

б – 10

3. Укажите реакции открытия иона Mg^{2+} :



4. Укажите реакции открытия иона Co^{2+} :



Варианты ответов: а) «а» и «б»; б) «а» и «в»; в) «а» и «г»; г) «а» и «д»; д) «б» и «в»; е) «б» и «г»; ж) «б» и «д»; з) «в» и «г»; и) «в» и «д»; к) «г» и «д»

5. Буферные растворы – это система:

а) равновесная система, поддерживающая постоянство рН при добавлении кислот, щелочей, при разбавлении

б) меняющая рН при добавлении сильных кислот, щелочей

в) меняющая рН при разбавлении

Варианты ответа: 1 - а,б; 2 - в; 3 - а

6. Основные положения теории электролитической диссоциации.

Отношение числа молекул распавшихся на ионы n , к общему числу растворенных молекул электролита N называется **степенью диссоциации α**

$$\alpha = n/N$$

Степень диссоциации выражается или в десятичных дробях, или, чаще, в процентах. Степень диссоциации определяют в 0.1 н. растворах.

Вещества, полностью диссоциированные в растворе, относятся к сильным электролитам, слабые электролиты диссоциируют частично.

В зависимости от степени электролитической диссоциации кислот, оснований и солей различают сильные, средние и слабые электролиты.

Степень диссоциации электролитов зависит от многих факторов: от природы растворителя, концентрации раствора, природы электролита, температуры.

Концентрация раствора. Степень диссоциации электролита увеличивается при разбавлении раствора, так как уменьшается возможность столкновения между ионами и в связи с этим преобладает процесс распада молекул на ионы,

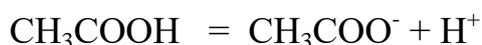
при увеличении концентрации раствора степень диссоциации уменьшается.

Природа электролита. Различные электролиты имеют разную степень диссоциации в одинаковых условиях.

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные, слабые и средней силы.

Температура. У сильных электролитов с повышением температуры степень диссоциации уменьшается, так как увеличивается число столкновений между ионами, приводящее к образованию молекул. У слабых электролитов при повышении температуры степень диссоциации вначале повышается, а после 60⁰С начинает уменьшаться.

Слабые электролиты в водных растворах диссоциируют только частично, поэтому в растворе устанавливается динамическое равновесие между молекулами и ионами. Следовательно, к процессу диссоциации слабого электролита мы можем применять законы химического равновесия. Например, ионное равновесие раствора уксусной кислоты выражается уравнением:



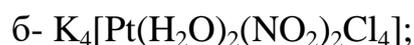
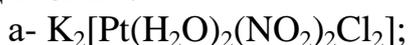
Применив закон действующих масс, мы можем написать выражение для константы равновесия:

$$K_{\text{дис.}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$$

Константа равновесия диссоциации для слабых электролитов называется константой диссоциации.

Константа диссоциации для слабых электролитов не зависит от концентрации раствора и при постоянной температуре является постоянной величиной для данного электролита. Она характеризует способность электролита распадаться на ионы: чем выше $K_{\text{дис}}$. Тем больше степень диссоциации данного электролита, тем сильнее этот электролит.

7. Названию *дихлородинитроплатинат (II)* соответствует формула соединения:



8. Смешано 20 мл 0,21 н раствора кислоты с 21 мл 0,25 н раствора щелочи. Какую среду имеет полученный раствор.

Решение. Приведен оба раствора к 1н. концентрации, воспользовавшись основным положением титриметрического анализа.

$$\frac{20}{X} = \frac{1}{0,21} \quad \text{и} \quad \frac{21}{y} = \frac{1}{0,25}$$

$$X = 20 \times 0,21 = 4,2 \text{ мл 1 н раствора кислоты}$$

$$Y = 21 \times 0,25 = 5,25 \text{ мл 1н раствора щелочи}$$

Так как щелочи было взято больше чем кислоты среда будет щелочной

9. Перманганатометрия.

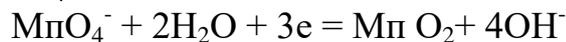
Метод перманганатометрии основан на реакциях окисления различных веществ перманганатом калия. Окисление проводят в сильноокислой среде, в которой перманганат-ион проявляет наиболее сильные окислительные свойства. Стандартный окислительный потенциал пары MnO_4^- / Mn^{2+} составляет 1,51В, поэтому перманганат калия способен реагировать с большинством восстановителей. продуктом восстановления $KMnO_4$ в кислой среде является почти бесцветный ион Mn^{2+} .



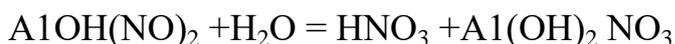
Что очень удобно для фиксирования точки эквивалентности. При титровании розовая окраска иона MnO_4^- становится заметной от одной избыточной капли

рабочего раствора KMnO_4 , поэтому никакого специального индикатора не требуется.

Продуктом восстановления KMnO_4 в щелочной и нейтральной среде является MnO_2 , MnO_4^{2-}



10. Напишите ступенчатый гидролиз нитрата алюминия, определите среду.



Билет 5

1.Разделение и концентрирование.

Необходимость разделения и концентрирования может быть обусловлена следующими факторами: проба содержит компоненты, мешающие определению; концентрация определяемого компонента ниже предела обнаружения метода; определяемые компоненты неравномерно распределены в пробе; отсутствуют стандартные образцы для градуировки приборов; проба высокотоксична, радиоактивна и дорога.

Разделение – это операция (процесс), в результате которой компоненты, составляющие исходную смесь, отделяются один от другого.

Концентрирование - это операция (процесс), в результате которой повышается отношение концентрации или количества микрокомпонентов к концентрации или количеству макрокомпонента.

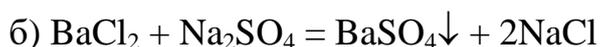
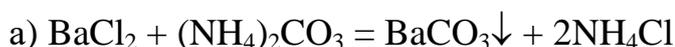
2. 1л раствора содержит 0,2 моля NaCl и 0,1 моль Cl^- ионов, концентрация ионов хлора равна:

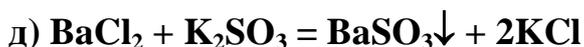
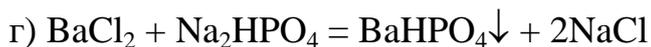
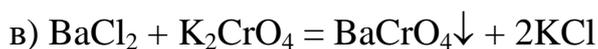
а – 0,8

б – 0,3

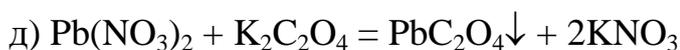
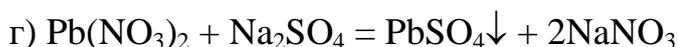
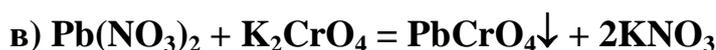
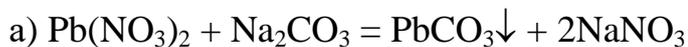
в – 0,4

3. Укажите реакции открытия иона Ba^{2+} :





4. Укажите реакции открытия иона Pb^{2+} :



Варианты ответов: а) «а» и «б»; б) «а» и «в»; в) «а» и «г»; г) «а» и «д»; д) «б» и «в»; е) «б» и «г»; ж) «б» и «д»; з) «в» и «г»; и) «в» и «д»; к) «г» и «д»

5. pH буферного раствора при добавлении сильных кислот (щелочей):

а) приблизительно сохраняется

б) постоянно

в) не меняется

Варианты ответа: 1 - б; 2 - а; 3 - в

6. Взаимосвязь между степенью и константой ионизации слабых электролитов.

Степень и константа ионизации характеризуют собой один и тот же процесс распада молекул на ионы, поэтому можно одну из этих величин выразить через другую.

Если обозначить молярную концентрацию электролита через C , а степень ионизации через α , то концентрация каждого из ионов будет равна $C\alpha$, а концентрация неионизированных молекул будет равна $C - C\alpha$ или $C(1 - \alpha)$.

Подставив полученные значения в уравнение константы ионизации бинарного электролита, получим:

$$C\alpha \quad C\alpha / C (1-\alpha) = K \quad K = C\alpha^2 / 1-\alpha$$

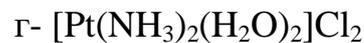
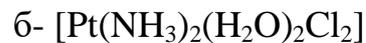
Закон разбавления В. Оствальда

Он установил зависимость между степенью ионизации слабого электролита и его концентрацией.

Если электролит является достаточно слабым и раствор его не слишком разбавлен, то степень ионизации его мала и величина $(1-\alpha)$ мало отличается от 1 следовательно

$$C\alpha^2 = K \quad \alpha = \sqrt{K/C}$$

7. Названию дихлордиамминоплатины (II) соответствует формула соединения:



8. Смешано 15 мл 0,01 н раствора кислоты с 14 мл 0,01 н раствора щелочи. Какую среду имеет полученный раствор.

Решение. Приведен оба раствора к 1н. концентрации, воспользовавшись основным положением титриметрического анализа.

$$\underline{15} = \underline{\quad} \cdot \underline{1} \quad \text{и} \quad \underline{14} = \underline{\quad} \cdot \underline{1}$$

$$X \quad 0,01 \quad \quad y \quad 0,01$$

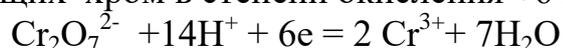
$$X = 15 \times 0,02 = 0,3 \text{ мл } 1 \text{ н раствора кислоты}$$

$$Y = 14 \times 0,01 = 0,14 \text{ мл } 1 \text{ н раствора щелочи}$$

Так как кислоты было взято больше чем щелочи среда будет кислой

9. Бихроматометрия.

В основе бихроматометрии лежат реакции окисления бихромат-ионов. Окисляющее действие его обусловлено переходом анионов $Cr_2O_7^{2-}$, содержащих хром в степени окисления +6 в катионы Cr^{3+} .



Поскольку восстановление $Cr_2O_7^{2-}$ -ионов до Cr^{3+} , происходит с участием H^+ - ионов, бихроматометрическое титрование проводится в кислой среде.

10. К 20 мл 0,1 н. раствора CH_3COOH прилито 5 мл 0,1 н. раствора NaOH . Определить pH полученного раствора. зная что $\text{p}K_{\text{кис}} = 4,74$

Решение

Найдем концентрацию оставшейся неоттитрованной CH_3COOH .

Так как 5 мл 0,1н. раствора NaOH соответствуют 5 мл 0.1 н. раствора CH_3COOH , неоттитрованными остаются $20-5=15$ мл. 0,1 н. раствора CH_3COOH .

Количество CH_3COOH , отвечающее 15 мл 0,1 н. ее раствора, будет заключаться не в 15 мл. а в объеме $20+5= 25$ мл. следовательно

$$C_{\text{кислоты}} = 0,1 \cdot 15/25 = 0,06 \text{ н.}$$

Определим $C_{\text{соли}}$. Количество CH_3COONa ., образовавшиеся при нейтрализации CH_3COOH . 5 мл 0,1 н. раствора NaOH и эквивалентное 5 мл 0,1н раствора, также будет заключаться в 25 мл раствора.

$$C_{\text{соли}} = 0,1 \cdot 5/25 = 0,02 \text{ н.}$$

$$C_{\text{кислоты}} = 0,06 = 6 \cdot 10^{-2} \quad \text{p}C_{\text{кислоты}} = 2 - \lg 6 = 1,22$$

$$C_{\text{соли}} = 0,02 = 2 \cdot 10^{-2} \quad \text{p}C_{\text{соли}} = 2 - 0,3 = 1,7 \quad \text{зная что } \text{p}K_{\text{кис}} = 4,74$$
$$\text{pH} = 4,74 + 1,22 - 1,7 = 4,26$$

Билет 6

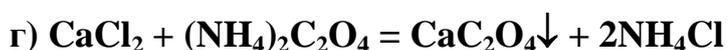
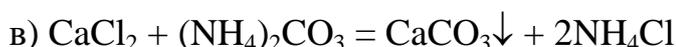
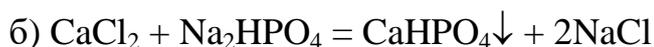
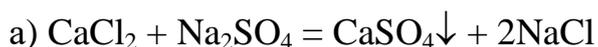
1.Осаждение и соосаждение.

Осаждение, как правило, применяют для разделения неорганических веществ. Осаждение микрокомпонентов органическими реагентами, и особенно их соосаждение, обеспечивают высокий коэффициент концентрирования. Эти методы используют в комбинации с такими методами определения, которые рассчитаны на получение аналитического сигнала от твердых образцов.

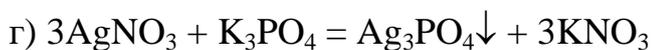
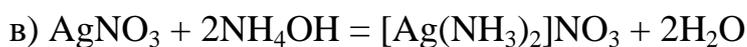
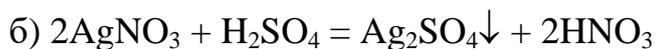
Разделение путем осаждения основано на различной растворимости соединений, преимущественно в водных растворах.

Соосаждение – это распределение микрокомпонента между раствором и осадком.

2. Укажите реакцию открытия иона Ca^{2+}



3. Укажите реакцию открытия иона Ag^+ :



4. На pH буферного раствора влияет разбавление:

а) любое

б) незначительное (≤ 2 раза)

в) большое ($>$ чем в 10 раз)

Варианты ответа: 1 - а; 2 - б; 3 - в

5. Действие одноименного иона.

Степень диссоциации слабых электролитов можно искусственно понижать. Например, при диссоциации уксусной кислоты устанавливается равновесие:



Согласно принципу Ле-Шателье, мы можем сместить равновесие в нужную сторону, изменяя концентрацию одного из образующихся веществ. Если в раствор добавить ацетат натрия CH_3COONa , то, являясь сильным электролитом, эта соль дает большое количество ионов

CH_3COO^- . Концентрация ацетат-ионов $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ таким образом заметно увеличивается и равновесие смещается влево, в сторону образования недиссоциированных молекул. А это означает, что степень диссоциации уксусной кислоты уменьшается. Следовательно, уменьшится концентрация ионов H^+ и кислотность среды заметно понизится. Изменяя количество добавляемого ацетат натрия, мы можем уменьшать степень диссоциации уксусной кислоты и изменять концентрацию ионов водорода. Константа диссоциации:

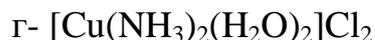


При этом остается постоянной. Несмотря на увеличение $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$, так как уменьшается $[\text{H}^+]$.

Таким образом, чтобы понизить степень диссоциации слабого электролита, необходимо добавить в раствор другой сильный электролит с одноименным ионом.

Возможность сильного уменьшения концентрации ионов H^+ и OH^- действием электролита с одноименным ионом широко используется в аналитической химии.

6. Названию хлорид хлоротриамминмеди (II) соответствует формула соединения:



7. Смешано 25 мл 0,22 н раствора щелочи с 24 мл 0,25 н раствора кислоты. Какую среду имеет полученный раствор.

Решение. Приведен оба раствора к 1н. концентрации, воспользовавшись основным положением титриметрического анализа.

$$\underline{25} = \underline{1} \quad \text{и} \quad \underline{24} = \underline{1}$$

$$\text{X} \quad 0,22 \quad \quad \text{y} \quad 0,25$$

$$\text{X} = 25 \times 0,22 = 5,5 \text{ мл } 1 \text{ н раствора щелочи}$$

$$\text{Y} = 24 \times 0,25 = 6,0 \text{ мл } 1 \text{ н раствора кислоты}$$

Так как кислоты было взято больше чем щелочи среда будет кислой

8. Иодометрия.

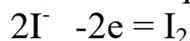
Иодометрией называется метод редоксиметрического анализа, при котором о количестве определяемого вещества судят по количеству поглощенного или выделенного иода.

В качестве окислителя выступает элементарный иод, который способен вступать в реакцию с некоторыми восстановителями:



Стандартный окислительный потенциал пары $\text{E}_0 \text{I}_2 / 2\text{I}^-$ составляет 0,54 В при $\text{pH}=0$ и 25°C . Поэтому вещества, окислительный потенциал которых ниже этой величины. Будут являться восстановителями и, следовательно, будут направлять реакцию слева направо, «поглощая» иод. К таким веществам относятся, например, оксид серы (IV) SO_2 , тиосульфат натрия $\text{Na}_2 \text{S}_2\text{O}_3$, хлорид олова (II) SnCl_2 и др. Вещества, окислительный потенциал которых

выше 0,54В, будут окислителями по отношению к иону I^- и будут направлять реакцию в сторону выделения свободного иода:



К таким веществам относятся, например, перманганат калия, дихромат калия $K_2Cr_2O_7$, оксид марганца (IV) MnO_2 , хлор Cl_2 и др.

Измеряя количество поглощенного или выделенного иода, можно вычислить количество окислителей или восстановителей. Однако следует иметь в виду, что подобные определения возможны лишь в том случае, если эти обратимые реакции сделать практически необратимыми, т.е. чтобы они протекали до конца в нужную сторону.

9. Чему равен рН титруемого раствора в тот момент, когда к 20 мл 0,1 н. раствора NH_4OH прилито 10 мл 0,1 н. раствора HCl . зная что $pK_{кис} = 4,74$

Решение

Так как неоттитрованного 0,1 н. раствора NH_4OH осталось $20 - 10 = 10$ мл, то соответствующее количество NH_4OH заключается не в 10 мл, а в $20 + 10 = 30$ мл. раствора.

$$C_{осн.} = 0,1 \cdot 10/30 = 0,03 = 3 \cdot 10^{-2} \quad pC_{осн.} = 2 - \lg 3 = 2 - 0,48 = 1,52$$

$$pC_{соли} = 1,52$$

$$pH = 14 - (4,74 + 1,52 - 1,52) = 9,26$$

10. Напишите ступенчатый гидролиз нитрата железа, определите среду.



Билет 7

1. Экстракция, сорбция

Экстракция – это физико-химический процесс распределения вещества между двумя фазами, чаще всего между двумя несмешивающимися жидкостями. Так же это процесс массопереноса с химическими реакциями.

Экстракционные методы пригодны для концентрирования, извлечения микрокомпонентов или макрокомпонентов, индивидуального и группового выделения компонентов при анализе разнообразных промышленных и

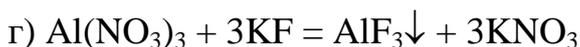
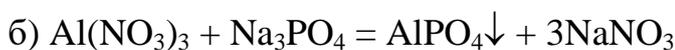
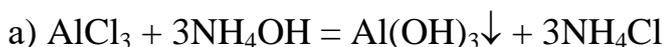
природных объектов.. Экстракция позволяет изучать состояние веществ в растворе при различных условиях, определять физико-химические характеристики.

Сорбция.

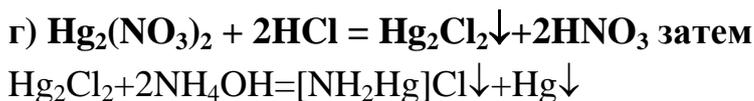
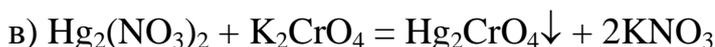
Сорбцию хорошо используют для разделения и концентрирования веществ. Сорбционные методы обычно обеспечивают хорошую селективность разделения, высокие значения коэффициентов концентрирования.

Сорбция – процесс поглощения газов, паров и растворенных веществ твердыми или жидкими поглотителями на твердом носителе (сорбентами).

2. Укажите реакцию открытия иона Al^{3+} :

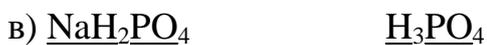


3. Укажите реакции открытия иона Hg_2^{2+} :



Варианты ответов: а) «а» и «б»; б) «а» и «в»; в) «а» и «г»; г) «б» и «в»; д) «б» и «г»; е) «в» и «г»

4. Какие смеси относятся к буферным растворам:





Варианты ответа: 1 - а; 2 - а,б; 3 - а,б,в

5. Влияние одноименных и других ионов на растворимость электролитов.

Согласно правилу произведения растворимости процесс растворения есть обратимый процесс, сопровождающийся диаметрально противоположным ему процессом осаждения. При установившемся динамическом равновесии скорость осаждения ионов становится равной скорости растворения. Получается насыщенный раствор, в котором произведение концентраций ионов равно произведению растворимости электролита.

Если к насыщенному раствору электролита прилить раствор другого электролита, содержащего общий, или одноименный, ион, то произведение концентраций ионов превысит величину произведения растворимости, раствор станет пересыщенным, а пересыщенные растворы при стоянии выделяют часть растворенного вещества в виде осадка.

Следовательно, прибавление одноименных ионов оказывает влияние на растворимость малорастворимых электролитов и способствует более полному осаждению твердой фазы, что и используется в анализе.

6. Определить степень окисления комплексообразователя и назвать комплексное соединение.



Ответ. +2, сульфат тетра аммино меди (II)

7. Смешано 50 мл 0,092 н раствора кислоты с 25 мл 0,025 н раствора щелочи. Какую среду имеет полученный раствор.

Решение. Приведен оба раствора к 1н. концентрации, воспользовавшись основным положением титриметрического анализа.

$$\underline{50} = \underline{1} \quad \text{и} \quad \underline{25} = \underline{1}$$

$$X \quad 0,092 \quad y \quad 0,025$$

$$X = 50 \times 0,092 = 4,6 \text{ мл } 1 \text{ н раствора кислоты}$$

$$Y = 25 \times 0,025 = 0,625 \text{ мл } 1 \text{ н раствора щелочи}$$

Так как кислоты было взято больше чем щелочи среда будет кислой

8. Способы выражения концентрации в титриметрическом анализе.

• Молярные растворы – моль/ л

$1M_{p-p}$ – в 1 литре находится 1 г/моль вещества

• Нормальные растворы (раствор должен содержать в 1 л заданное число эквивалентных масс).

Химическим эквивалентом называется количество вещества эквивалентное одному г атома водорода.

• Титр Т

Титр по рабочему веществу

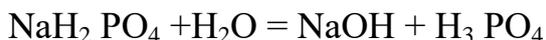
$$T = \frac{m_{\text{вещ-ва}}}{1000} \text{ [г/мл]}$$

$$T = \frac{49}{1000} = 0,049 \text{ [г/мл]}$$

Титр по рабочему веществу надо перевести в титр по определяемому веществу, воспользовавшись фактором пересчёта.

$$T_{\text{опр}} = T_{\text{раб}} \cdot F$$

9. Напишите ступенчатый гидролиз фосфата натрия, определите среду.



Среда щелочная $\text{pH} > 7$

10. Чему равен pH титруемого раствора в тот момент, когда к 20 мл 0,1 н. раствора КОН прилито 10 мл 0,1 н. раствора H_2SO_4 . зная что $\text{p}K_{\text{кис}} = 4,74$

Решение

Так как неоттитрованного 0,1 н. раствора КОН осталось $20 - 10 = 10$ мл, то соответствующее количество КОН заключается не в 10 мл, а в $20 + 10 = 30$ мл. раствора.

$$C_{\text{осн.}} = 0,1 \cdot 10/30 = 0,03 = 3 \cdot 10^{-2} \quad \text{p}C_{\text{осн.}} = 2 - 1 \lg 3 = 2 - 0,48 = 1,52$$

$$pC_{\text{соли}} = 1,52$$

$$pH = 14 - (4,74 + 1,52 - 1,52) = 9,26$$

Билет 8

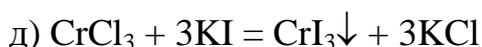
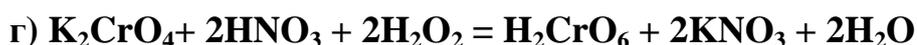
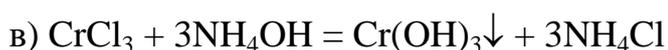
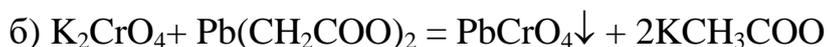
1. Управляемая кристаллизация.

При охлаждении раствора, расплава или газа происходит образование зародышей твердой фазы – кристаллизация, которая может быть неуправляемой (объемной) и управляемой. При неуправляемой кристаллизации кристаллы возникают самопроизвольно во всем объеме. При управляемой кристаллизации процесс задается внешними условиями (температура, направление движения фаз и т.п.).

Различают два вида управляемой кристаллизации: *направленную кристаллизацию* (в заданном направлении) и *зонную плавку* (перемещение зоны жидкости в твердом теле в определенном направлении).

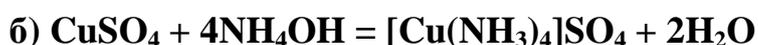
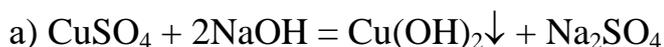
При направленной кристаллизации возникает одна граница раздела между твердым телом и жидкостью – фронт кристаллизации. В зонной плавке две границы: фронт кристаллизации и фронт плавления.

2. Укажите реакции открытия иона Cr^{3+} :



Варианты ответов: а) вначале реакция «а», затем «б»; б) вначале реакция «в» затем «е»; в) вначале реакция «а» затем «г»; д) вначале реакция «б» затем «г».

3. Укажите реакцию открытия иона Cu^{2+} :





4. pH буферного раствора зависит от:

- а) природы слабого компонента системы
- б) от соотношения компонентов буферной системы
- в) от температуры

Варианты ответа: 1 - а; 2 - а,б; 3 - а,б,в

5. Солевой эффект. Работы И.В. Тананаева.

Солевым эффектом называется повышение растворимости малорастворимых солей в системе осадок – раствор при добавлении к ним других сильных электролитов.

Солевой эффект нельзя объяснить с точки зрения произведения растворимости в его упрощенной форме. Однако его легко объяснить, исходя из учения об активности ионов и ионной силы раствора. При приливании к насыщенному раствору малорастворимого электролита, раствора сильного электролита, не имеющего с ним общих (одноименных) ионов, ионная сила раствора повышается. Вследствие этого коэффициенты активности ионов понижаются и становятся меньше единицы. Это приводит к тому, что растворимость малорастворимого электролита становится больше величина произведения растворимости данного электролита в чистой воде.

Т.о. по теории сильных электролитов солевой эффект обусловлен уменьшением коэффициентов активности вследствие повышения ионной силы раствора при приливании посторонних электролитов.

Т.к. величина ионной силы раствора зависит не только от концентрации, но и от величины зарядов ионов, то разные электролиты, прилитые в одинаковом количестве, дают разный солевой эффект.

6. Определить степень окисления комплексообразователя и назвать комплексное соединение.



Ответ +2, хлорид тетрааммино меди (II)

7. Смешано 35 мл 0,25 н раствора кислоты с 34 мл 0,22 н раствора щелочи. Какую среду имеет полученный раствор.

Решение. Приведен оба раствора к 1н. концентрации, воспользовавшись основным положением титриметрического анализа.

$$\frac{35}{X} = \frac{1}{0,25} \quad \text{и} \quad \frac{34}{y} = \frac{1}{0,2}$$

$$X = 35 \times 0,25 = 8,75 \text{ мл 1 н раствора кислоты}$$

$$Y = 34 \times 0,22 = 7,48 \text{ мл 1н раствора щелочи}$$

Так как кислоты было взято больше чем щелочи среда будет кислая

8. Основные уравнения для титриметрического анализа

$$N_1 V_1 = N_x V_x,$$

где N_1 – нормальность титранта

V_1 – количество раствора, которое вылили из бюретки для химической реакции

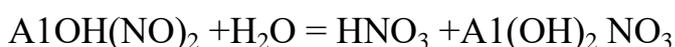
$N_x V_x$ – характеристика искомого вещества

$$N_x = \frac{N_1 V_1}{V_x}$$

$$\% \text{вещ-ва} = \frac{T_{\text{онп.}} \cdot V_x}{a} \cdot 100\%$$

a – навеска анализируемого вещества

9. Напишите ступенчатый гидролиз нитрата алюминия, определите среду.



10. Чему равен pH титруемого раствора в тот момент, когда к 20 мл 0,1 н. раствора NaOH прилито 10 мл 0,1 н. раствора H_2SO_4 . зная что $\text{pK}_{\text{кис}} =$

4,74

Решение

Так как неоттитрованного 0,1 н. раствора NaOH осталось $20-10=10$ мл, то соответствующее количество NaOH заключается не в 10 мл, а в $20+10=30$ мл. раствора.

$$C_{\text{осн.}} = 0,1 \cdot 10/30 = 0,03 = 3 \cdot 10^{-2} \quad pC_{\text{осн.}} = 2-1g3 = 2-0,48=1,52$$

$$pC_{\text{соли}} = 1,52$$

$$pH = 14-(4,74 + 1,52-1,52)=9,26$$

Билет 9

1. Систематический и дробный ход анализа.

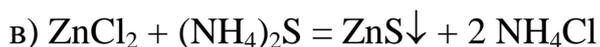
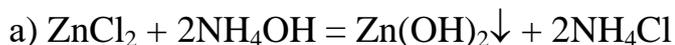
В исследуемом веществе может присутствовать не один катион. А несколько. Причем многие катионы дают сходные реакции и мешают открытию друг друга.

Например, с гидротартратом натрия реагируют не только ионы калия, но и ионы аммония; Поэтому для открытия ионов калия необходимо сначала выяснить, есть ли в растворе ионы аммония. Отсюда следует, что нельзя проводить реакции на отдельные ионы в произвольно выбранной последовательности. Их нужно комбинировать таким образом, чтобы к тому времени, когда мы приступаем к «открытию» какого-либо иона, все ионы, мешающие опыту, были удалены. Последовательность реакции, удовлетворяющая этому требованию, называется систематическим ходом анализа, при котором катионы отделяются не по одному, а целыми группами.

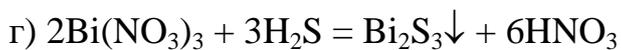
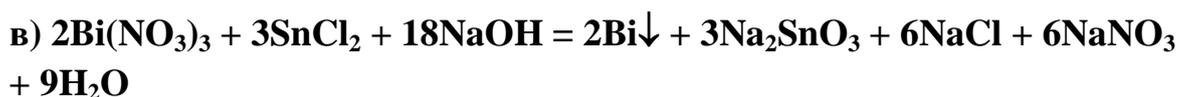
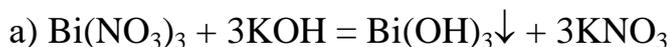
Дробные реакции, т.е. такие реакции, при помощи которых можно обнаружить интересующий нас ион в присутствии других ионов. Для проведения дробных реакций требуются специфически или избирательно действующие реагенты. Однако число их пока очень мало. Поэтому дробное открытие ионов производится обычно в два приема: сначала путем подходящих реакций выделяют определяемый ион или же маскируют ионы, мешающие его открытию, а затем с помощью характерной реакции убеждаются в присутствии определяемого иона и приблизительно определяют его количество.

Приоритет в создании дробного анализа принадлежит советским химикам. Особенно много сделал в этой области Н.А.Тананаев, который в 1950 г издал книгу « Дробный анализ».

2. Укажите реакции открытия иона Zn^{2+} :



3. Укажите реакцию открытия иона Bi^{3+} :



4. Какие смеси относятся к буферным растворам:



Варианты ответа: 1 - а; 2 - а,б; 3 - а,б,в

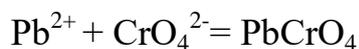
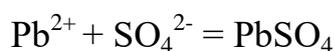
5. Дробное осаждение.

В аналитической практике часто приходится иметь дело с реагентами, которые образуют малорастворимые соединения не с одним, а с двумя или

несколькими присутствующими в растворе ионами. Примером могут служить групповые реагенты. Как происходит осаждение ионов в подобных случаях? Правило произведения растворимости дает возможность разобраться в этом вопросе. Например, мы имеем смесь сульфата калия и хромата калия причем концентрация ионов SO_4^{2-} и CrO_4^{2-} равны и составляют $1 \cdot 10^{-1}$ г-ион/л.

Будем приливать к этой смеси небольшими порциями

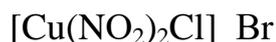
0,1 н. раствор ацетата свинца при непрерывном перемешивании смеси. При этом ионы Pb^{2+} будут сталкиваться анионами SO_4^{2-} и CrO_4^{2-} и будет возможным протекание следующих реакций;



Какая же из этих двух реакций пойдет в первую очередь или они будут протекать одновременно?

По правилу произведения растворимости в первую очередь должна пойти реакция, при которой образуется наименее растворимое соединение, у которого при меньшей концентрации ионов Pb^{2+} будет достигнуто произведение растворимости.

6. Определить степень окисления комплексообразователя и назвать комплексное соединение.



Ответ. +2, бромидхлородинитромеди(II)

7. Смешано 15 мл 0,22 н раствора кислоты с 14 мл 0,25 н раствора щелочи. Какую среду имеет полученный раствор.

Решение. Приведен оба раствора к 1н. концентрации, воспользовавшись основным положением титриметрического анализа.

$$\underline{15} = \underline{1} \quad \text{и} \quad \underline{14} = \underline{1}$$

$$\text{X} \quad 0,22 \quad \quad \text{y} \quad 0,25$$

$X = 15 \times 0,22 = 3,3$ мл 1 н раствора кислоты

$Y = 14 \times 0,25 = 3,5$ мл 1 н раствора щелочи

Так как щелочи было взято больше чем кислоты среда будет щелочной

8. Способы выражения концентрации раствора.

• Молярные растворы – моль/ л

$1M_{p-p}$ – в 1 литре находится 1 г/моль вещества

• Нормальные растворы (раствор должен содержать в 1 л заданное число эквивалентных масс).

Химическим эквивалентом называется количество вещества эквивалентное одному г атома водорода.

• Титр Т

Титр по рабочему веществу

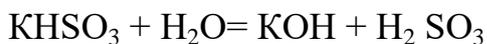
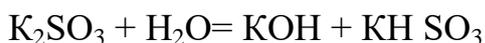
$$T = \frac{m_{\text{вещ-ва}}}{1000} \text{ [г/мл]}$$

$$T = \frac{49}{1000} = 0,049 \text{ [г/мл]}$$

Титр по рабочему веществу надо перевести в титр по определяемому веществу, воспользовавшись фактором пересчёта.

$$T_{\text{опр}} = T_{\text{раб}} \cdot F$$

9. Напишите ступенчатый гидролиз сульфита калия, определите среду.



Среда щелочная $pH > 7$

10. Чему равен pH титруемого раствора в тот момент, когда к 20 мл 0,1 н. раствора NaOH прилито 10 мл 0,1 н. раствора HNO₃ зная что $pK_{\text{кис}} = 4,74$

Решение

Так как неоттитрованного 0,1 н. раствора NaOH осталось $20 - 10 = 10$ мл, то соответствующее количество NaOH заключается не в 10 мл, а в $20 + 10 = 30$ мл. раствора.

$$C_{\text{осн.}} = 0,1 \cdot 10/30 = 0,03 = 3 \cdot 10^{-2} \quad pC_{\text{осн.}} = 2 - \lg 3 = 2 - 0,48 = 1,52$$

$$pC_{\text{соли}} = 1,52$$

$$pH = 14 - (4,74 + 1,52 - 1,52) = 9,26$$

Билет 10

1. Чувствительность аналитических реакций.

Чувствительность – минимальная определяемая концентрация вещества.

Правильность – близость полученного результата к истинному.

Точность - характеристика воспроизводимости определения от опыта к опыту. Анализ считается выполненным более точным, чем меньше различаются результаты параллельных определений между собой.

Под чувствительностью реакций понимают то наименьшее количество вещества (иона), которое можно открывать с помощью данного реагента.

Количественно чувствительность реакций характеризуется тремя взаимосвязанными показателями: открываемым минимумом (m) предельной концентрацией ($C_{\text{пред.}}$) или же предельным разбавлением ($V_{\text{пред.}}$) и минимальным объемом предельно разбавленного раствора ($V_{\text{мин.}}$).

Открываемым минимумом называется наименьшее количество вещества (иона), которое при определенных условиях можно открыть действием данного реагента. Величину его выражают в микрограммах (мкг).

$$1 \text{ мкг} = 10^{-6} \text{ г.}$$

Предельной концентрацией называется отношение единицы массы определяемого иона к массе наибольшего количества растворителя, выраженной в тех же единицах, или при каком разбавлении раствора реакция еще дает положительный результат. Величина обнаруживаемого минимума и минимальной концентрации связываются следующими уравнениями:

$$C = 1 : V \cdot 10^6 / m \quad \text{или} \quad m = CV \cdot 10^6 \quad \text{где}$$

C – минимальная концентрация;

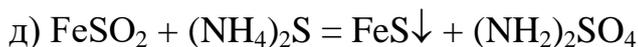
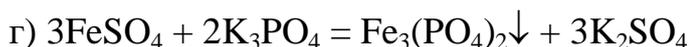
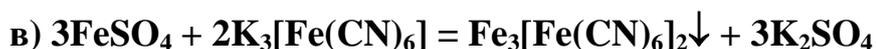
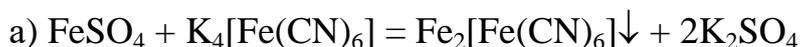
m – обнаруживаемый минимум, мкг

V - объем раствора, взятый для выполнения реакции, мл

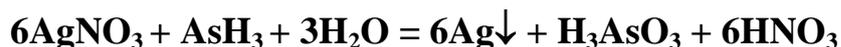
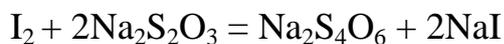
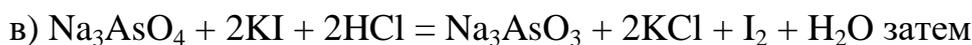
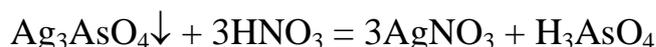
В качественном анализе применяют только те реакции, обнаруживаемый минимум которых не превышает 50 мкг, а минимальная концентрация ниже чем 1: 1000.

Чувствительность реакций сильно зависит от условий их выполнения: концентрация реактивов. Продолжительности их действия, способа наблюдения внешнего эффекта, температуры, присутствия посторонних веществ и т.д.

2. Укажите реакцию открытия иона Fe^{2+} :



3. Укажите реакции открытия мышьяка (Na_3AsO_3 или Na_3AsO_4):



Варианты ответов: а) «а» и «б»; б) «а» и «в»; в) «а» и «г»; г) «б» и «в»; д) «б» и «г»; е) «в» и «г»

4. Область применения буферного раствора (зона буферного действия) – это:

а) $pH > pK_d$ слабого электролита

б) $pH < pK_d$ слабого электролита

в) $pH = pK_d \pm 1$

Варианты ответа: 1 - а; 2 - б; 3 - в

5. Образование осадков.

В процессе растворения твердого вещества в растворе наступает момент, когда число ионов, переходящих в раствор, уравнивается с числом ионов, переходящих в осадок. В тот момент, когда ионное произведение электролита достигнет величины ПР для него, раствор станет насыщенным относительно этого электролита. Ясно, что если ионное произведение превысит величину ПР, раствор станет пересыщенным и начнется выпадение осадка.

$[Ag^+][Cl^-] < P_{Ag}$ – ненасыщенный раствор,

$[Ag^+][Cl^-] = P_{Ag}$ – насыщенный раствор,

$[Ag^+][Cl^-] > P_{Ag}$ – пересыщенный раствор.

Осадок образуется в том случае, когда произведение концентраций ионов труднорастворимого электролита начнет превышать величину произведения растворимости электролита при данной температуре. Когда ионное произведение станет равным величине ПР, выпадение осадка прекращается.

Разберем влияние различных факторов на образование осадка.

1. *Концентрация раствора.* Труднорастворимый электролит нельзя выделить в осадок путем смешивания разбавленных растворов соответствующих солей, поскольку произведение концентраций ионов, образующих труднорастворимый электролит, будет меньше ПР для данного электролита.

При количественном определении различных веществ гравиметрическим методом произведение растворимости осаждаемого вещества не должно быть более $1 \cdot 10^{-5}$, иначе невозможно практически выделить определяемое вещество в осадок.

Количество осадителя. Для возможно полного осаждения употребляют избыток осадителя.

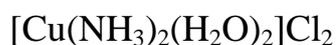
На практике обычно употребляют не более чем полутократный избыток осадителя. Большое значение имеет степень диссоциации осадителя. Концентрация ионов, вступающих в реакцию, у слабого электролита во много раз меньше концентрации ионов сильного электролита, а следовательно, осаждение малодиссоциированным реактивом будет гораздо менее полным и практически не применяется.

Одноименный ион. Растворимость труднорастворимых электролитов снижается в присутствии других сильных электролитов, имеющих одноименный ион.

Солевой эффект. Прибавление в раствор электролита соли с разноименными ионами повышает растворимость электролита. Большое количество посторонних ионов мешает ионам труднорастворимой соли, находящимся в растворе, сталкиваться друг с другом и с поверхностью осадка. Все это ускоряет процесс растворения осадка.

Температура. Произведение растворимости является постоянной величиной при постоянной температуре.

6. Определить степень окисления комплексообразователя и назвать комплексное соединение.



Ответ +2, хлорид до аквадиамминомеди (II)

7. Смешано 42 мл 0,1 н раствора кислоты с 24 мл 0,02 н раствора щелочи. Какую среду имеет полученный раствор.

Решение. Приведен оба раствора к 1н. концентрации, воспользовавшись основным положением титриметрического анализа.

$$\underline{42} = \underline{1} \quad \text{и} \quad \underline{24} = \underline{1}$$

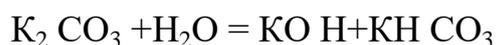
$$X \quad 0,1 \quad \quad y \quad 0,02$$

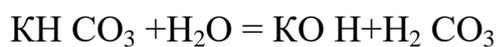
$$X = 42 \times 0,1 = 4,2 \text{ мл } 1 \text{ н раствора кислоты}$$

$$Y = 24 \times 0,02 = 0,48 \text{ мл } 1 \text{ н раствора щелочи}$$

Так как кислоты было взято больше чем щелочи среда будет кислой

8. Напишите ступенчатый карбоната калия, определите среду.





Среда щелочная $pH > 7$

9. Определите молярность 62 %-ного раствора серной кислоты плотностью $= 1,520 \text{ г/см}^3$.

Решение

1 л серной кислоты весит 1520 г.

100 -----62

1520 -----x x=942,4 г

$$C_M = m/M \cdot V = 9,6$$

10. Количественные расчеты при титровании основываются на законе

- 1) сохранения массы**
- 2) эквивалентов
- 3) постоянства состава