

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«МУРМАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

(ФГБОУ ВО «МГТУ»)

«ММРК имени И.И. Месяцева» ФГБОУ ВО «МГТУ»

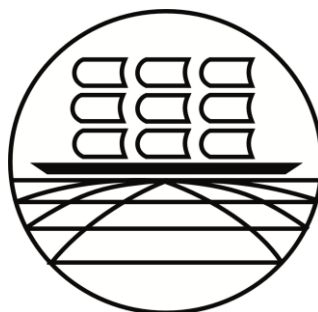
УТВЕРЖДАЮ

И.о. начальника ММРК им. И.И.
Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ»

 И.В. Артеменко

(подпись)

«24» сентября 2018 г.



МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПРАКТИЧЕСКИМ И ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ ОБУЧАЮЩИХСЯ

учебной дисциплины ЕН.03 Химия
программы подготовки специалистов среднего звена (ППССЗ)
специальности 19.02.10 Технология продукции общественного питания
по программе базовой подготовки
форма обучения: очная

Мурманск
2019

Рассмотрено и одобрено на заседании**Разработано**

Методической комиссии преподавателей дисциплин профессионального цикла специальностей отделения Промышленное рыболовство

на основе ФГОС СПО по специальности 19.02.10 Технология продукции общественного питания, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от 22 апреля 2014г №384. и рабочей программы по УД «Химия»

Председатель МК

В.А. Обносков

Протокол от 29 мая 2019г.

Автор (составитель): Беляева Е.В., специалист по учебно-методической работе I категории «ММРК имени И.И. Месяцева» ФГБОУ ВО «МГТУ»

Рецензент: Панчук З.С., преподаватель высшей квалификационной категории «ММРК имени И.И. Месяцева» ФГБОУ ВО «МГТУ»

Содержание

1. Введение	6
2. Перечень практических и лабораторных работ.....	9
3. Порядок выполнения практической (лабораторной) работы обучающихся.....	12
4. Приложения.....	90

1. Введение

1.1 Методические указания по практическим и лабораторным работам обучающихся по учебной дисциплине «Химия» разработана в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом среднего профессионального образования по специальности 19.02.10 Технология продукции общественного питания базовой подготовки, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от 22 апреля 2014г №384.

1.2 Цели и задачи практической (лабораторной) работы – целью проведения практических и лабораторных работ является закрепление теоретических знаний и приобретение необходимых практических навыков и умений по отдельным темам курса. Наряду с формированием умений и навыков в процессе лабораторных и практических занятий обобщаются, систематизируются, углубляются и конкретизируются теоретические знания, вырабатывается способность и готовность использовать теоретические знания на практике, развиваются интеллектуальные умения и ключевые компетенции.

1.3 Требования к результатам освоения:

В результате освоения учебной дисциплины обучающийся должен **уметь**:

- У1 – применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- У2 – использовать свойства органических веществ, дисперсных и коллоидных систем для оптимизации технологического процесса;
- У3 – описывать уравнениями химических реакций процессы, лежащие в основе производства продовольственных продуктов;
- У4 – проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- У5 – использовать лабораторную посуду и оборудование;
- У6 – выбирать метод и ход химического анализа, подбирать реактивы и аппаратуру;
- У7 – проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
- У8 – выполнять количественные расчеты состава вещества по результатам измерений;
- У9 – соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории;

знать:

- З1 – основные понятия и законы химии;
- З2 – теоретические основы органической, физической, коллоидной химии;
- З3 – понятие химической кинетики и катализа;
- З4 – классификацию химических реакций и закономерности их протекания;
- З5 – обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
- З6 – окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
- З7 – гидролиз солей, диссоциацию электролитов в водных растворах, понятие о сильных и слабых электролитах;
- З8 – тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
- З9 – характеристики различных классов органических веществ, входящих в состав сырья и готовой пищевой продукции;
- З10 – свойства растворов и коллоидных систем высокомолекулярных соединений;
- З11 – дисперсные и коллоидные системы пищевых продуктов;
- З12 – роль и характеристики поверхностных явлений в природных и технологических процессах;

- 313 – основы аналитической химии;
- 314 – основные методы классического количественного и физико-химического анализа;
- 315 – назначение и правила использования лабораторного оборудования и аппаратуры;
- 316 – методы и технику выполнения химических анализов;
- 317 – приемы безопасной работы в химической лаборатории.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование компетенций в соответствии с ФГОС СПО (табл. 1).

Компетенции, формируемые дисциплиной «Химия» в соответствии с ФГОС СПО

Таблица 1

Код компетенции	Содержание компетенции	Требования к знаниям, умениям, практическому опыту
ОК 1.	Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.	У1, У2, У3; 31, 32, 39; 310, 311, 312.
ОК 2.	Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.	У1; У2; У3, У5, У6; 31, 32, 313, 314, 315; 316, 317.
ОК 3.	Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.	У1 – У9; 31 – 317.
ОК 4.	Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития	У1, У2; 31, 32, 39, 310, 311.
ОК 5.	Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности	У1 – У4, У6, У7, У8; 31, 32; 33, 39, 311, 312, 313.
ОК 6.	Работать в команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.	У1, У5; У6, У9. 31 – 317.
ОК 7.	Брать ответственность за работу членов команды (подчиненных), результат выполнения заданий.	У1 – У9; 31 – 317.
ОК 8.	Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.	У1 – У9; 31 – 317.
ОК 9.	Ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности.	У1 – У9; 31 – 317.
ПК 1.1.	Организовывать подготовку мяса и приготовление полуфабрикатов для	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 36, 39, 311.

	сложной кулинарной продукции.	
ПК 1.2.	Организовывать подготовку рыбы и приготовление полуфабрикатов для сложной кулинарной продукции.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 36, 39, 311.
ПК 1.3.	Организовывать подготовку домашней птицы для приготовления сложной кулинарной продукции.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 36, 39, 311.
ПК 2.1.	Организовывать и проводить приготовление канапе, легких и сложных холодных закусок.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 39, 311.
ПК 2.2.	Организовывать и проводить приготовление сложных холодных блюд из рыбы, мяса и сельскохозяйственной (домашней) птицы.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 33, 36, 38, 39, 310, 311.
ПК 2.3.	Организовывать и проводить приготовление сложных холодных соусов.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 33, 36, 38, 39, 310, 311.
ПК 3.1.	Организовывать и проводить приготовление сложных супов.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 33, 35, 36, 37, 38, 39, 310, 311.
ПК 3.2.	Организовывать и проводить приготовление сложных горячих соусов.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 33, 35, 36, 38, 39, 310, 311.
ПК 3.3.	Организовывать и проводить приготовление сложных блюд из овощей, грибов и сыра.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 33, 35, 36, 37, 38, 39, 310, 311.
ПК 3.4.	Организовывать и проводить приготовление сложных блюд из рыбы, мяса и сельскохозяйственной (домашней) птицы.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 33, 35, 36, 37, 38, 39, 310, 311.
ПК 4.1.	Организовывать и проводить приготовление сдобных хлебобулочных изделий и праздничного хлеба.	У1, У2, У3, У5, У6. 31, 32, 33, 35, 36, 38, 39, 310, 311, 314, 315.
ПК 4.2.	Организовывать и проводить приготовление сложных мучных кондитерских изделий и праздничных тортов.	У1, У2, У3, У5, У6. 31, 32, 33, 35, 36, 38, 39, 310, 311, 314, 315.
ПК 4.3.	Организовывать и проводить приготовление мелкоштучных кондитерских изделий.	У1, У2, У3, У5, У6. 31, 32, 33, 35, 36, 38, 39, 310, 311, 314, 315.
ПК 4.4.	Организовывать и проводить приготовление сложных отделочных полуфабрикатов, использовать их в оформлении.	У1, У2, У3, У5, У6. 31, 32, 33, 35, 36, 38, 39, 310, 311, 314, 315.
ПК 5.1.	Организовывать и проводить приготовление сложных холодных десертов.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 33, 35, 36, 37, 38, 39, 310, 311, 312.
ПК 5.2.	Организовывать и проводить приготовление сложных горячих десертов.	У1, У2, У3, У6. 31, 32, 33, 35, 36, 37, 38, 39, 310, 311, 312.

2. Перечень практических и лабораторных работ

Наименование разделов и тем	Наименование практической (лабораторной) работы	Цель работы	Формы текущего контроля
1	2	3	4
Раздел 1 Общая химия			
Тема 1.1. Основные понятия и законы химии	Практическая работа № 1. Расчеты по химическим формулам. Массовая доля вещества. Газовые законы.	Проверить знание основных законов химии, умение решать задачи.	Защита практической работы.
Тема 1.2. Классификация химических реакций и закономерности их протекания. Классы неорганических соединений	Практическая работа № 2. Составление уравнений химических реакций и расчеты по ним.	Проверить умение составлять уравнения химических реакций и умение производить расчеты по ним, применяя основные законы химии.	Защита практической работы.
Тема 1.3. Химическая термодинамика	Лабораторная работа № 1. Определение энтальпии реакции нейтрализации сильной кислоты сильной щелочью	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием с использованием калориметрической установки и проведение термодинамических расчетов.	Защита лабораторной работы.
Тема 1.4. Химическая кинетика	Практическая работа № 3. Решение задач по теме: «Константа скорости химической реакции. Правило Вант-Гоффа»	Закрепить понятие константы скорости химической реакции, уметь решать задачи.	Защита практической работы.
	Лабораторная работа № 2. Экспериментальное изучение влияния различных факторов на скорость химической реакции	Ознакомление с кинетическими закономерностями протекания химических реакций; экспериментальное изучение влияния различных факторов на скорость реакции.	Защита лабораторной работы.
Тема 1.5. Химическое равновесие	Практическая работа № 4. Решение задач по теме: «Константа химического равновесия»	Закрепление понятия константа химического равновесия, принцип Ле-Шателье, влияния различных факторов на химическое равновесие реакции, умение решать задачи.	Защита практической работы.

Тема 1.6. Общие понятия о растворах	Лабораторная работа № 3. Приготовление растворов заданной концентрации	Ознакомление с понятием «растворы» и способами выражения содержания растворенного вещества, приобретение навыков приготовления растворов различных концентраций.	Защита лабораторной работы.
	Лабораторная работа № 4. Определение точной концентрации растворов методом титрования	Приобретение навыков приготовления растворов различных концентраций и определения концентрации раствора титриметрическим методом.	Защита лабораторной работы.
Тема 1.7. Растворы электролитов	Практическая работа № 5. Решение задач по теме: «Константа диссоциации. Водородный и гидроксильный показатель. Константа гидролиза»	Используя ионное произведение воды и константу диссоциации научиться решать задачи по определению pH среды растворов.	Защита практической работы.
	Лабораторная работа № 5. Свойства растворов сильных и слабых электролитов	Исследование свойств растворов сильных и слабых электролитов. Изучение реакций в растворах электролитов и приобретение навыков составления уравнений этих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.	Защита лабораторной работы.
	Лабораторная работа № 6. Гидролиз солей	Изучить условия протекания процессов гидролиза солей и влияние факторов, обуславливающих смещение ионного равновесия при гидролизе.	Защита лабораторной работы.
Тема 1.9. Электрохимические системы	Практическая работа № 6. Расчет ЭДС. Применение уравнения Нернста	Ознакомление с электрохимическими системами; изучение влияния природы электрода на величину электродного потенциала; умение рассчитывать значения потенциалов по уравнению Нернста.	Защита практической работы.
	Лабораторная работа № 7. Электролиз солей	Изучение закономерностей электролиза водных растворов электролитов.	Защита лабораторной работы.
Раздел 2 Коллоидные системы и ВМС			
Тема 2.2. Поверхностные явления	Практическая работа № 7. Поверхностные явления коллоидных систем. Адсорбция.	Закрепление понятий адсорбция и ее различные виды; поверхностное натяжение жидкостей, адгезия, когезия, смачивание и растекание; умение решать задачи.	Защита практической работы.
	Лабораторная работа № 8. Адсорбция	Изучение адсорбционной активности (способности) угля (избирательности адсорбции) из растворов; изучение влияния растворителя на адсорбционную активность угля.	Защита лабораторной работы.

	Лабораторная работа № 9. Определение поверхностного натяжения жидкостей	Определение поверхностного натяжения растворов сталагмометрическим методом.	Защита лабораторной работы.
Тема 2.3. Дисперсные системы	Лабораторная работа № 10. Получение коллоидных растворов и их очистка	Освоение методики получения золей различными методами, построение формул мицелл.	Защита лабораторной работы.
	Лабораторная работа № 11. Определение порога коагуляции коллоидных растворов визуальным методом.	Определение порога коагуляции золей различными электролитами.	Защита лабораторной работы.
Тема 2.4. Дисперсные и коллоидные системы	Практическая работа № 8. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем. Устойчивость дисперсных систем	Закрепление понимания молекулярно-кинетических свойств дисперсных систем, умение решать задачи.	Защита практической работы.
Раздел 3. Основы аналитической химии			
Тема 3.2. Качественный анализ	Лабораторная работа № 12. Качественные реакции катионов I, II, III аналитических групп	Приобрести навыки в проведении специфических реакций на катионы I, II, III аналитических групп.	Защита лабораторной работы.
	Лабораторная работа № 13. Качественные реакции катионов IV, V, VI аналитических групп	Приобрести навыки в проведении специфических реакций на катионы IV, V, VI аналитических групп.	Защита лабораторной работы.
	Лабораторная работа № 14. Качественные реакции анионов I, II, III аналитических групп	Приобрести навыки в проведении специфических реакций на анионы I, II и III аналитических групп.	Защита лабораторной работы.
Тема 3.3. Классический количественный анализ	Практическая работа № 9. Расчеты, применяемые в гравиметрическом и титриметрическом методах анализа	1. Научиться производить расчеты, необходимые для обработки полученных результатов в ходе гравиметрического анализа 2. Научиться производить расчеты, необходимые для титриметрического анализа, уметь применять закон эквивалентов.	Защита практической работы.
Тема 3.4. Основные методы физико-химического анализа	Практическая работа № 10. Знакомство с устройством фотоэлектроколориметра	Ознакомиться с комплексом исследований, определяющих возможность фотометрических измерений и освоить методику фотометрических определений на фотоэлектроколориметрах.	Защита практической работы.

3. Порядок выполнения практической (лабораторной) работы обучающихся

Практическая работа № 1.

«Расчеты по химическим формулам. Массовая доля вещества. Газовые законы»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.1. Основные понятия и законы химии.

Цель занятия: проверить знание основных законов химии, умение решать задачи.

Оснащение: таблица «периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», справочные таблицы, калькулятор, письменные принадлежности.

Задание:

1. Решить задачи в соответствии с вариантом задания.

Вариант №1

1. Определить массу 15 моль нитрата калия (KNO_3)
2. Рассчитай те массовую долю натрия в сульфиде натрия (Na_2S)
3. В состав химического соединения входят натрий (Na), фосфор (P) и кислород (O). Массовая доля элементов составляет (%): (Na - 34,6; P - 23,3; O - 42,1). Определите простейшую формулу вещества.
4. Какой объем займет при температуре 17 °C и давлении 250 кПа, оксид углерода (II) (CO) массой 84 г.

Вариант №2

1. Какое количество вещества содержится в оксиде серы (VI) (SO_3) массой 12 г?
2. Рассчитайте массовую долю марганца в оксиде марганца (IV) (MnO_2)
3. Вещество содержит 20% водорода (H) и 80% углерода (C). Определите формулу этого вещества, если его молярная масса равна 30 г/моль.
4. Оксид углерода (IV) (CO_2) находится в сосуде, объем которого равен 20 л, при температуре $T=22$ °C и давлении 500кПа. Определите массу оксида углерода (IV) (CO_2).

Порядок выполнения задания: решить задачи по формулам в соответствии с основными законами химии.

Примеры решения задач:

Задача №1.

Вычислите, какое количество вещества карбоната кальция содержится в 40 г $CaCO_3$?

Решение:

$$M(CaCO_3) = Mr(CaCO_3) = Mr(Ca) + Mr(C) + 3 \cdot Mr(O_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ г/моль}$$

$$n(CaCO_3) = \frac{m(CaCO_3)}{M(CaCO_3)} = \frac{40}{100} = 0,4 \text{ моль}$$

Ответ: 0,4 моль

Задача №2.

Вычислите массовую долю углерода в карбиде кальция (CaC_2).

Решение:

Массовая доля элемента – отношение массы элемента к общей массе вещества, показывает какую часть составляет масса данного элемента от всей массы вещества.

$$\omega(\text{Э}) = \frac{m(\text{Э})}{m} \quad \omega(\text{Э}) = \frac{n \cdot Ar(\text{Э})}{Mr}$$

где $m(\text{Э})$ – масса элемента,

n – число атомов;

$Ar(\text{Э})$ – относительная атомная масса элемента;

Mr – относительная молекулярная масса вещества.

$$m(\text{CaC}_2) = n(\text{CaC}_2) \cdot M(\text{CaC}_2)$$

Находим молярную массу: $M(\text{CaC}_2) = Mr(\text{Ca}) + Mr(\text{C}_2) = 40 + 2 \cdot 12 = 64$ г/моль

Если $n = 1$ моль, то $m(\text{CaC}_2) = 1 \cdot 64 = 64$ г.

$$M(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 2 \cdot 12 = 24$$
 г

$$\omega(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{m(\text{CaC}_2)} = \frac{24}{64} = 0.375 \text{ (37.5\%)}$$

Ответ: $\omega(\text{C}) = 37,5\%$

Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое химическая формула вещества?
2. Что такое индекс и коэффициент в химических формулах?
3. Что такое молярная масса вещества и как ее рассчитать?
4. Что показывает графическая формула вещества?
5. Какие вещества являются простыми: а) оксид натрия, б) серная кислота, в) кислород, г) озон, д) медь, е) бронза.
6. Какова сущность закона Авогадро?
7. Сформулируйте объединенный газовый закон, приведите формулы.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка / О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
4. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
5. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
7. Михалев Л.А., Пассет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии: Учебное пособие для техникумов, 1995г.- 276 с.
8. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
9. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Практическая работа № 2.

«Составление уравнений химических реакций и расчеты по ним»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.2. Классификация химических реакций и закономерности их протекания. Классы неорганических соединений.

Цель занятия: проверить умение составлять уравнения химических реакций и умение производить расчеты по ним, применяя основные законы химии.

Оснащение: таблица «периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», справочные таблицы, калькулятор, письменные принадлежности.

Задание:

1. Выполнить задания в соответствии со своим вариантом.

Вариант 1

1. Определите степень окисления азота в веществах: а) NH_4Cl ; б) N_2H_4 в) NH_4OH ; г) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; д) $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$
2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2$
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Fe} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
4. Приведите примеры реакций которые доказывают амфотерный характер веществ $\text{Cr}(\text{OH})_3$

Вариант 2

1. Определите степень окисления хлора в веществах: а) KClO_3 ; б) Cl_2 в) NaClO ; г) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$; д) AlCl_3
2. Составьте уравнение реакций по схемам: $\text{Zn} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_2$
4. Приведите примеры реакций, которые доказывают основной характер веществ BaO и $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Пример решения заданий:

Задание №1.

Определите степень окисления азота в веществах: а) N_2O_4 б) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Решение: а) Степень окисления азота x , кислорода -2 . Исходя из нейтральности молекулы, составляем уравнение:

$$2x + 4(-2) = 0$$

Откуда $x = +4$, т.е. степень окисления азота в N_2O_4 равна $+4$.

б) степень окисления водорода равна $+1$, кислорода -2 , углерода в карбонатах (солях угольной кислоты H_2CO_3) $+4$, азота x .

Составляем уравнение: $2x + 2 \cdot 4(+1) + (+4) + 3(-2) = 0$

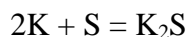
Откуда $x = -3$, т.е. степень окисления азота в $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ равна -3 .

Задание №2

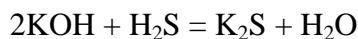
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить сульфид калия.

Решение:

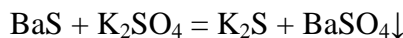
1. Сульфид калия образуется при взаимодействии простых веществ – калия и серы:



2. При взаимодействии гидроксида калия и сероводорода также может быть получен сульфид калия:



3. Сульфид калия образуется при взаимодействии раствора сульфида бария с сульфатом калия:



Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое степень окисления?
2. Как определяется значение степени окисления?
3. Что такое кислоты, основания? В чем их отличие?
4. Что такое амфотерность?
5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения. $S \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$ Назовите все вещества.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
4. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
5. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
7. Михалев Л.А., Пассет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии: Учебное пособие для техникумов, 1995г.- 276 с.
8. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
9. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 1.

«Определение энтальпии реакции нейтрализации сильной кислоты сильной щелочью»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.3. Химическая термодинамика

Цель работы – определение теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием с использованием калориметрической установки и проведение термодинамических расчетов.

Реактивы и оборудование: 2 сосуда (один большего размера, другой меньшего), воронка, термометр; мешалка; растворы 1 М КОН и 1М HNO₃.

Основные теоретические положения:

Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением энергии (теплоты). Первые называются *экзотермическими*, вторые – *эндотермическими*.

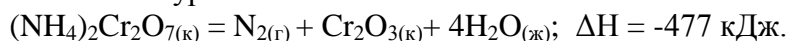
Количество выделенной или поглощенной теплоты называют *тепловым эффектом* процесса (Q). Последний зависит от природы веществ, их количества, агрегатного состояния и температуры процесса. Изучением тепловых эффектов химических процессов занимается термохимия.

Большинство химических процессов протекают при постоянном давлении ($p = \text{const}$), т.е. являются изобарными. Для изобарных процессов тепловой эффект равен разности энтальпий (ΔH) конечного и исходного состояния системы, характеризующей «теплоспособность» системы:

$$Q_p = \Delta H = \sum \Delta H_{\text{кон.}} - \sum \Delta H_{\text{исх.}}$$

Величина ΔH – энтальпия химической реакции - измеряется в кДж. Для экзотермических реакций ($\Delta H < 0$), для эндотермических - ($\Delta H > 0$). Изменение энтальпии (тепловой эффект химической реакции), а также агрегатное состояние каждого из исходных веществ и продуктов реакции указывают в *термохимических уравнениях*. Кроме этого, в них допускается применение дробных коэффициентов, так как тепловой эффект рассчитывается на один моль вещества.

Пример термохимического уравнения:



В данной записи (к), (г), (ж) означают, соответственно, кристаллическое, газообразное и жидкое состояния.

Для термохимических расчетов важна **стандартная энтальпия образования** соединений $\Delta H_{\text{обр}}$ – это тепловой эффект реакции образования 1 моля этого соединения из простых веществ, устойчивых при стандартных условиях (температура 298 К и давление 101,3 кПа).

Основным законом термохимии является **закон Г.И. Гесса**, согласно которому изменение энтальпии (внутренней энергии) в химической реакции определяется только видом и состоянием исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от пути перехода от начальных веществ к конечным.

Следствием из закона Гесса является соотношение:

$$\Delta H = \sum_i n_i \Delta H_{\text{обр}} \cdot i (\text{продуктов}) - \sum_g n_g \Delta H_{\text{обр}} \cdot g (\text{исх.в} - \text{в})$$

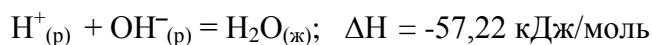
Где ΔH – энтальпия химической реакции.

Первый член в правой части уравнения – сумма энтальпий образования продуктов реакции, взятых с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции;

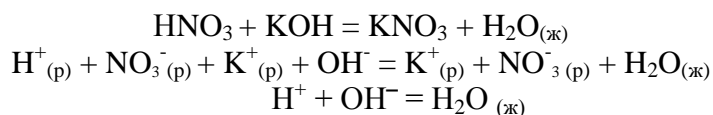
Второй член – аналогичная сумма для исходных веществ.

Известно, что нейтрализация 1 эквивалента любой сильной кислоты любым сильным основанием в разбавленных водных растворах сопровождается экзотермическим эффектом, при 298 К равным – 57,22 кДж/моль.

Это объясняется тем, что изменение энтальпии таких реакций не зависят от исходных веществ, и определяется при взаимодействии любых сильных кислот и щелочей реакцией:



Этот факт подтверждает полную диссоциацию сильных электролитов в водных растворах. Например, нейтрализация азотной кислоты гидроксидом калия в разбавленных водных растворах сводится к образованию 1 моля жидкой воды, что следует из ионно-молекулярного уравнения реакции:



Ход выполнения экспериментальной части.

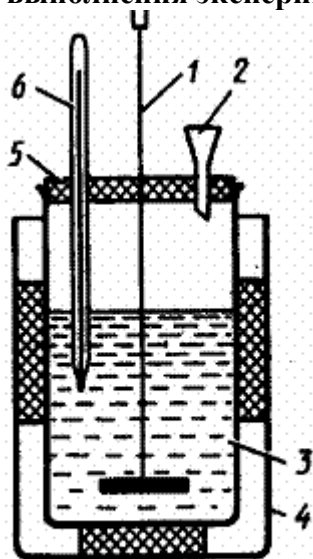


Рис. 1. Калориметрическая установка.

Тепловые эффекты, сопровождающие химические реакции, измеряют в приборах, называемых калориметрами или калориметрическими установками (рис.1).

Простейший калориметр состоит из 2-х сосудов: наружного (4) и внутреннего калориметрического (3). Во избежание потерь теплоты через стенки калориметрического сосуда он помещается на подставку из пенопласта (материал с малой теплопроводностью). Калориметр закрывается крышкой (5) с тремя отверстиями: для воронки (2), мешалки (6) и термометра (7).

В работе используют 1 М растворы KOH и HNO₃. Для реакции нейтрализации берут равные объемы кислоты и щелочи.

Перед началом опыта необходимо взвесить сухой калориметрический сосуд или узнать его массу у лаборанта.

Соберите калориметрическую установку и через воронку в калориметрический сосуд налейте отмеренные мерным стаканом 50 мл 1 М раствора кислоты. Во второй мерный стакан налейте 50 мл 1 М раствора щелочи и поставьте его на 3-4 мин. для выравнивания температуры рядом с калориметром.

Опустите термометр в стакан с раствором щелочи и замерьте температуру раствора с точностью до 0,1 К ($T_{\text{щ}}$). Затем, ополоснув шарик термометра водой и осушив его фильтровальной бумагой, опустите термометр в раствор кислоты. Замерьте температуру раствора кислоты ($T_{\text{к}}$). Среднее арифметическое $T_{\text{щ}}$ и $T_{\text{к}}$ даст T_1 – начальную температуру раствора в калориметре:

$$T_1 = \frac{T_{\text{щ}} + T_{\text{к}}}{2} \quad (1)$$

Затем через воронку вылейте раствор кислоты в щелочь. Отметьте самую высокую температуру T_2 , которую покажет термометр после сливания растворов. Результаты измерений занесите в таблицу 1.

Таблица 1

Масса калориметрического сосуда m , кг	Суммарный объем жидкости в стакане V , мл	Температура, К			
		$T_{\text{щ}}$	$T_{\text{к}}$	T_1	T_2

Теплоту, выделяющуюся или поглощающуюся в калориметре, вычисляют по формуле

$$q = \Sigma c \cdot (T_2 - T_1), \quad (2)$$

где

T_1 – начальная температура жидкости, К;

T_2 – конечная температура жидкости в калориметре, К;

Σc – теплоемкость системы, равная

$$\Sigma c = c_1 \cdot m_1 + c_2 \cdot m_2 + c_3 \cdot m_3; \quad (3)$$

c_1, c_2 – удельная теплоемкость растворов кислоты, щелочи, принимаемые равными удельной теплоемкости воды, 4,19 кДж/(кг·К);

c_3 – удельная теплоемкость стекла 0,75 кДж/(кг·К);

m_1, m_2 – масса раствора кислоты и щелочи, кг - (плотность растворов кислоты и щелочи принять равными плотности воды 1000 кг/м³);

m_3 – масса калориметра, кг.

Определить число молей нейтрализованной кислоты (щелочи) n , учитывая заданную молярную концентрацию и объем раствора, рассчитать энтальпию нейтрализации.

Так как реакция нейтрализации является экзотермической, то

$$\Delta H = -q/n, \text{ кДж/моль} \quad (4)$$

Сравнить полученную энтальпию нейтрализации с теоретической и рассчитать относительную ошибку опыта.

$$\delta_{\text{отн. \%}} = \left| \frac{\Delta H_{\text{экспер.}} - \Delta H_{\text{теор.}}}{\Delta H_{\text{теор.}}} \right| \cdot 100\% \quad (5)$$

Где $\Delta H_{\text{экспер.}}$ – полученное в ходе эксперимента значение энтальпии реакции;

$\Delta H_{\text{теор.}}$ – теоретическое значение энтальпии реакции нейтрализации, равное – 57,22 кДж/моль.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие реакции называют экзотермическими?
2. Что такое энтальпия, стандартная энтальпия образования?
3. Сформулируйте закон Гесса.
4. Назовите условия самопроизвольного протекания реакции.
5. Чем отличаются теплоты образования от теплот сгорания?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка / О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
5. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
6. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп.- М.: Химия, 1988г. – 288с.
7. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): Учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2008. – 270 с.
8. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
9. Беляев, А.П. Физическая и коллоидная химия: учебник / А.П. Беляев, Кучук В.И.; под ред. А.П. Беляева. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2018. – 752 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Практическая работа № 3.

«Решение задач по теме: «Константа скорости химической реакции. Правило Вант-Гоффа»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.4. Химическая кинетика.

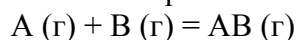
Цель занятия: закрепить понятие константы скорости химической реакции, уметь решать задачи.

Оснащение: калькулятор, письменные принадлежности.

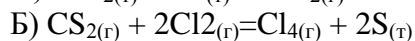
Задание:

Вариант №1

1. Написать выражение скорости прямой реакции для систем:



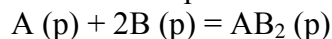
2. Напишите уравнения закона действия масс для следующих реакций



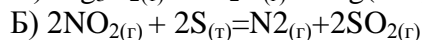
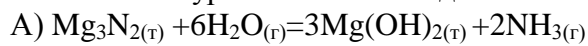
3. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

Вариант № 2

1. Написать выражение скорости прямой реакции для систем:



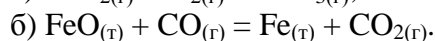
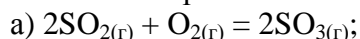
2. Напишите уравнения закона действия масс для следующих реакций



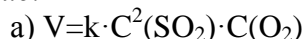
3. При 20°C реакция протекает за 2 мин. За сколько времени будет протекать эта же реакция а) при 0°C; б) при 50°C? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

Пример решения задач:

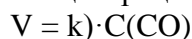
1. Написать выражение закона действующих масс для реакций:



Решение:



б) Так как система гетерогенная, то скорость реакции будет зависеть только от концентрации газообразного вещества:



Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Скорость химической реакции для гомогенных и гетерогенных процессов. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
2. Молекулярность и порядок реакции.
3. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант Гоффа. Температурный коэффициент скорости химической реакции.
4. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
5. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Селективность действия катализатора. Автокатализ.

Рекомендуемая литература:

1. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
2. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
4. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
5. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп.- М.: Химия, 1988г. – 288с.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
7. Михалев Л.А., Пассет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии: Учебное пособие для техникумов, 1995г.- 276 с.
8. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
9. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 2.

«Экспериментальное изучение влияния различных факторов на скорость химической реакции»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.4. Химическая кинетика.

Цель занятия: ознакомление с кинетическими закономерностями протекания химических реакций; экспериментальное изучение влияния различных факторов на скорость реакции.

Реактивы и оборудование: секундомер, пробирки, химический стакан, пипетки на 5мл и 10 мл, 2н раствор серной кислоты H_2SO_4 , 0,2н раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$, вода дистиллированная.

Задание:

1. Экспериментально изучить влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций.
2. Оформить отчет по лабораторной работе, сделав выводы.

Основные теоретические положения.

Химические взаимодействия осуществляются в определенном временном интервале. Это позволяет характеризовать химический процесс величиной скорости.

Под *скоростью химической реакции* понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени. При этом безразлично, о каком из участвующих в

реакции в веществе идет речь: все они связаны между собой уравнением реакции. Размерность скорости реакции равна [моль/(л·с)].

Средняя скорость гомогенной реакции за данный промежуток времени есть изменение концентрации веществ ΔC (уменьшение концентрации исходного вещества или увеличение концентрации конечного продукта) во времени (τ). Поскольку величина скорости может быть только положительной, берется модуль соответствующего отношения:

$$v = \left| \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \right|. \quad (1)$$

Истинная, или мгновенная, скорость гомогенной реакции (скорость в данный момент времени) есть изменение концентрации веществ, отнесенное к бесконечно малому промежутку времени; выражается пределом, к которому стремится отношение ΔC при $\tau \rightarrow 0$:

$$v = \left| \frac{dC}{d\tau} \right|. \quad (2)$$

Для экспериментального определения величины скорости химической реакции необходимо следить за концентрацией исходных веществ и продуктов реакции через определенные промежутки времени. В первом приближении скорость реакции (относительную скорость) можно оценить по величине

$$v = \frac{1}{\tau}. \quad (3)$$

где τ – интервал времени, проходящий от момента введения исходных веществ в реакцию до момента обнаружения каких-либо видимых изменений в системе (изменение цвета, прозрачности, образования осадка и т.п.).

Такая временная характеристика скорости реакции наиболее проста в экспериментальном отношении и как относительная величина может быть использована для сравнения скоростей химических реакций, проводимых при разных условиях. Это позволяет изучать зависимость скорости реакции от различных факторов.

Основные факторы, от которых зависит величина скорости химических реакций:

- природа реагирующих веществ,
- температура,
- концентрации реагирующих веществ,
- присутствие катализаторов,
- площадь поверхности реагирующих веществ (для реакций с участием твердых веществ).

При повышении температуры скорость реакций, как правило, резко возрастает. Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10°C , называется *температурным коэффициентом скорости* (γ) этой реакции. Для большинства реакций $\gamma = 2 - 3$ (правило Вант-Гоффа). Формула Вант-Гоффа позволяет рассчитать, во сколько раз возрастает скорость реакции при заданном увеличении температуры:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}. \quad (4)$$

Зависимость скорости реакции от текущих концентраций реагирующих веществ выражается кинетическим уравнением: скорость реакции в каждый момент времени пропорциональна произведению концентраций исходных реагирующих веществ, возведенных в некоторые степени.

Для реакции $aA + bB = cC + dD$

$$v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n, \quad (5)$$

где C_A^m и C_B^n – текущие концентрации веществ А и В соответственно, k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции, m – частный порядок реакции по реагенту А, n – частный порядок реакции по реагенту В.

Сумма частных порядков называется общим порядком реакции. Частный порядок реакции по данному реагенту указывает на характер зависимости скорости реакции от концентрации этого реагента и определяется экспериментальным путем. Для этого необходимо провести изучаемую реакцию несколько раз, варьируя начальную концентрацию рассматриваемого реагента (при этом концентрации других реагентов остаются постоянными) и измеряя каждый раз величину скорости. На основании полученных экспериментальных данных строится график зависимости скорости реакции от концентрации реагента. По виду полученного графика оценивают величину частного порядка:

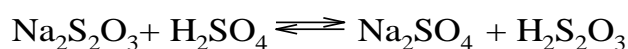
- 1) прямая, параллельная оси абсцисс – частный порядок равен нулю;
- 2) прямая, исходящая из начала координат – частный порядок равен 1;
- 3) ветвь параболы – частный порядок < 1 или > 1 (в зависимости от порядка параболы).

Вещества, не расходующиеся в результате протекания реакции, но влияющие на ее скорость, называются *катализаторами*. Явление изменения скорости реакции под действием таких веществ называется *катализом*, а такие реакции – *каталитическими*.

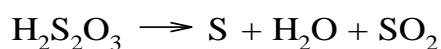
Порядок выполнения задания:

Опыт. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

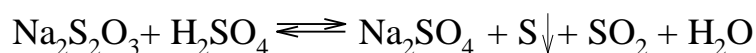
Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ изучим на реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



Получаемая тиосерная кислота неустойчива и легко разлагается:



Суммарно процесс можно представить так:



О прохождении реакции можно судить по изменению прозрачности раствора. В результате реакции выделяется свободная сера, что вызывает его помутнение.

Для исследования влияния концентрации одного из реагирующих веществ на скорость данной реакции следует провести ее несколько раз, варьируя концентрацию раствора одного исходного реагента, но оставляя концентрацию второго реагента постоянной.

Изменяя концентрацию тиосульфата натрия, замерим время от момента слива растворов до начала помутнения. По этому промежутку времени (τ) будем судить об относительной скорости химической реакции.

Ход работы:

1. В три пробирки пипеткой (на 10 мл) наберите по 1 мл раствора 2н серной кислоты.
2. В три других пробирки пипетками (на 5 мл) наберите раствор 0,2н тиосульфата натрия и воду в количествах, указанных в таблице 1 (пипетки не путать!)
3. Парно сливая приготовленные растворы тиосульфата натрия и серной кислоты в химический стакан, замерьте по секундомеру время от момента слива растворов до начала помутнения. Время запишите в таблицу 1. Раствор с осадком вылейте, стакан тщательно вымойте, сполосните дистиллированной водой и проводите в нем следующий опыт.
4. Рассчитайте относительные скорости проведенных трех реакций по формуле:

$$v = \frac{1}{\tau}$$

Результаты опытов запишите в таблицу 1.

5. Рассчитайте относительную концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ по формуле

$$C_{\text{отн}} = \frac{a}{a + b + c},$$

где a – объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл; b – объем раствора H_2SO_4 , мл; c – объем H_2O , мл.

Результаты опытов запишите в таблицу 1.

Результаты опытов по определению зависимости скорости химической реакции от концентрации исходных реагентов

Таблица 1

Номер опыта	Объем, мл			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($C_{\text{отн}}$)	Время до начала помутнения τ , с	Относительная скорость реакции $v = 1/\tau$
	Раствор соли		Кислота H_2SO_4 (b)			
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (a)	H_2O (c)				
1	1	2	1			
2	2	1	1			
3	3	0	1			

6. Постройте график зависимости относительной скорости реакции от относительной концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

7. Сделайте вывод о влиянии концентрации на скорость реакции. Отметьте характер зависимости скорости данной реакции от концентрации (прямая, проходящая через начало координат, парабола). Каков порядок изучаемой реакции по данному реагенту? Сделайте обобщенный вывод о том, как меняется скорость реакции с увеличением концентрации реагирующих веществ.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторного задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Скорость химической реакции для гомогенных и гетерогенных процессов. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
2. Молекулярность и порядок реакции.
3. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант Гоффа. Температурный коэффициент скорости химической реакции.
4. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
5. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Селективность действия катализатора. Автокатализ.

Рекомендуемая литература:

1. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
2. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
4. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
5. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп.- М.: Химия, 1988г. – 288с.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.

7. Михалев Л.А., Пассет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии: Учебное пособие для техникумов, 1995г.- 276 с.
8. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
9. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Практическая работа № 4.

«Решение задач по теме: «Константа химического равновесия»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.5. Химическое равновесие

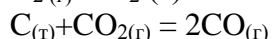
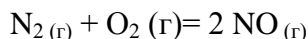
Цель занятия: закрепление понятия константа химического равновесия, принцип Ле-Шателье, влияния различных факторов на химическое равновесие реакции, умение решать задачи.

Оснащение: калькулятор, письменные принадлежности.

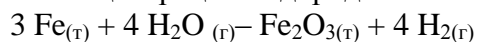
Задание:

Вариант №1

1. В системе $2 \text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2 \text{SO}_3(\text{г})$ при некоторой температуре равновесные концентрации составляли, соответственно: $[\text{SO}_2] = 0,5$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,3$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,2$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.
2. В каком направлении сместятся равновесия реакций в системе при повышении давления в системе:

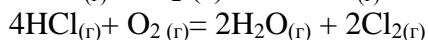
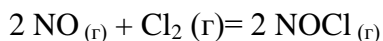


3. В каком направлении произойдет смещение равновесия в системе при увеличении концентрации водорода:

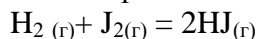


Вариант № 2

1. В сосуд поместили 2 моль CO и 2 моль Cl₂. При некоторой температуре образовалось 0, моль COCl₂. Вычислить константу равновесия системы $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ и равновесные концентрации CO и Cl₂.
2. В каком направлении сместятся равновесия реакций в системе при повышении давления в системе:

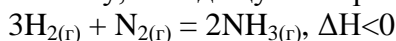


3. В каком направлении произойдет смещение равновесия в системе при увеличении концентрации водорода:



Пример решения задачи:

1. Какое влияние окажут внешние факторы (температура, давление, концентрация) на систему, находящуюся в равновесии:



Решение:

- а) По принципу Ле-Шателье при нагревании равновесие смещается в сторону того из двух встречных процессов, протекание которого сопровождается поглощением тепла, то есть в сторону образования исходных веществ
- б) По принципу Ле-Шателье увеличение давления смещает химическое равновесие в направлении процесса, сопровождающегося уменьшением объема. В нашем примере объем системы уменьшается (в левой части – 4 моль газообразных продуктов, а в правой - 2). При увеличении давления равновесие сместится вправо.
- в) По принципу Ле-Шателье введение в равновесную систему дополнительного количества какого-либо реагента сдвигает равновесие в том направлении, при котором его концентрация уменьшается. Увеличение концентрации N_2 и H_2 приведет к сдвигу равновесия вправо, а увеличение концентрации NH_3 – к сдвигу влево.

Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Химическое равновесие.
2. Условие химического равновесия.
3. Смещение химического равновесия. Правило Ле Шателье.
4. Как влияет охлаждение на состояние равновесия в следующих реакциях:
а) $\text{C}_{(\text{к.})} + \text{CO}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(\text{г.})} - Q$; б) $\text{H}_{2(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})} + Q$?
5. В каком направлении сместятся равновесия:
а) $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(\text{г})} - 58,4 \text{ кДж}$,
б) $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} + 41,2 \text{ кДж}$,

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
5. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
6. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп.- М.: Химия, 1988г. – 288с.
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
8. Михалев Л.А., Пассет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии: Учебное пособие для техникумов, 1995г.- 276 с.
9. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
10. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования

- знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
 3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 3.

«Приготовление растворов заданной концентрации»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.6. Общие понятия о растворах

Цель занятия: ознакомление с понятием «растворы» и способами выражения содержания растворенного вещества, приобретение навыков приготовления растворов различных концентраций.

Оборудование и реактивы:

Технохимические весы (с точностью 0,02 г), пробирки, пипетки емкостью 1,2 и 5 мл, мерные цилиндры емкостью 10, 25 и 50 мл, колбы конические емкостью 25 и 50 мл, колбы мерные емкостью 50 и 100 мл, стаканы емкостью 50 и 100 мл, воронки.

Кристаллические соли (хлорид натрия NaCl, карбонат натрия Na₂CO₃, сульфат меди (II) CuSO₄, нитрат калия KNO₃); 5% и 40% растворы серной кислоты H₂SO₄ (соляной кислоты HCl, уксусной кислоты CH₃COOH, хлорида натрия NaCl); вода дистиллированная.

Задание:

1. Приготовить растворы заданной концентрации в зависимости от варианта задания.
2. Оформить отчет.

Основные теоретические положения.

Растворы – это гомогенные (состоящие из одной фазы) системы, содержащие несколько компонентов.

Среди компонентов, образовавших раствор, выделяют растворенные вещества и растворитель.

Растворителем принято считать компонент, агрегатное состояние которого соответствует агрегатному состоянию раствора. Как правило, это компонент, содержание которого в растворе выше содержания остальных, которые называются *растворенными веществами*.

Растворимость называется способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Количественной мерой растворимости вещества при данных условиях служит содержание его в насыщенном растворе.

Состав раствора и содержание растворенного вещества (*концентрация*) выражаются различными способами.

Массовая доля растворенного вещества (w_x) – это отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора:

$$w_x = \frac{m_x}{m_{p-pa}}, \quad (1)$$

где m_x – масса растворенного вещества; m_{p-pa} – масса раствора.

Массовая доля – безразмерная величина, принимающая значения от 0 до 1 или от 0 до 100% (в последнем случае говорят о *процентной концентрации*).

Молярная доля компонента (X_i) – это отношение числа молей i -го компонента к сумме молей всех компонентов, образующих раствор:

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i}, \quad (2)$$

где n_i – число молей i -го компонента; $\sum_i n_i$ – сумма молей всех компонентов.

Молярная доля – безразмерная величина.

Молярная концентрация (молярность) растворенного вещества (C_m) – число молей растворенного вещества, приходящихся на 1 кг растворителя, моль/кг:

$$C_m = \frac{n}{m_s} = \frac{m}{M \cdot m_s}, \quad (3)$$

где n – число молей растворенного вещества; m – масса растворенного вещества (г); M – молярная масса растворенного вещества (г/моль); m_s – масса растворителя (кг).

Молярная концентрация (молярность) растворенного вещества (C) – число молей растворенного вещества в 1 л раствора, моль/л:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}, \quad (4)$$

где n – число молей растворенного вещества; V – объем раствора (л); m – масса растворенного вещества (г); M – молярная масса растворенного вещества (г/моль).

Молярная концентрация эквивалента растворенного вещества, или *нормальная концентрация, нормальность* ($C_{\text{эКВ}}$) – число моль эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора, моль-эКВ/л (или сокращенно н).

$$C_{\text{эКВ}} = \frac{n_{\text{эКВ}}}{V} = \frac{n \cdot z_{\text{эКВ}}}{V} = \frac{m \cdot z_{\text{эКВ}}}{M \cdot V}, \quad (5)$$

где $n_{\text{эКВ}}$ – число моль эквивалентов растворенного вещества; n – число моль вещества; V – объем раствора (л); $z_{\text{эКВ}}$ – число эквивалентов химического вещества; m – масса растворенного вещества (г); M – молярная масса растворенного вещества (г/моль).

Число эквивалентов химического вещества – число условных частиц, равноценных (эквивалентных) 1 моль атомов водорода в обменной реакции или 1 моль электронов в окислительно-восстановительной реакции. $z_{\text{эКВ}}$ численно равно валентности элемента для простого вещества или сумме степеней окисления катиона или аниона (по модулю) для сложного вещества.

Массовая концентрация ($C_{\text{масс}}$) – масса растворенного вещества в 1 л раствора, г/л:

$$C_{\text{масс}} = \frac{m}{V}, \quad (6)$$

где m – масса растворенного вещества (г); V – объем раствора (л).

Титр (T) – концентрация, показывающая массу растворенного вещества в 1 мл раствора, г/мл:

$$T = \frac{C_{\text{масс}}}{1000}, \quad (7)$$

где $C_{\text{масс}}$ – массовая концентрация.

Для приготовления раствора заданной концентрации взвешивают необходимые массы (отмеряют необходимые объемы) чистых компонентов раствора или используют более концентрированные растворы известной концентрации, в частности, *фиксаналы* – растворы, помещенные в герметичные ампулы заводского производства, содержащие строго определенное (обычно 0,1 моль) количество химического соединения.

При расчете масс (объемов) компонентов растворов учитывают соотношения между различными способами выражения состава раствора. В таблице 1 представлены соотношения

различных выражений концентраций бинарного раствора, т.е. раствора, состоящего из двух компонентов – растворителя и растворенного вещества.

Соотношения между различными способами выражения состава бинарного раствора
(ρ – плотность раствора данного состава, г/л)

Таблица 1

	w	C	$C_{\text{ЭКВ}}$	C_m	$C_{\text{МАСС}}$
w	–	$C = \frac{w \cdot \rho}{M}$	$C_{\text{ЭКВ}} = \frac{w \cdot \rho \cdot z_{\text{ЭКВ}}}{M}$	$C_m = \frac{1000 \cdot w}{M \cdot (1 - w)}$	$C_{\text{МАСС}} = w \cdot \rho$
C	$w = \frac{C \cdot M}{\rho}$	–	$C_{\text{ЭКВ}} = C \cdot z_{\text{ЭКВ}}$	$C_m = \frac{1000 \cdot C}{\rho - C \cdot M}$	$C_{\text{МАСС}} = C \cdot M$
$C_{\text{ЭКВ}}$	$w = \frac{C_{\text{ЭКВ}} \cdot M}{\rho \cdot z_{\text{ЭКВ}}}$	$C = \frac{C_{\text{ЭКВ}}}{z_{\text{ЭКВ}}}$	–	$C_m = \frac{1000 \cdot C_{\text{ЭКВ}}}{z_{\text{ЭКВ}} \cdot \rho - C_{\text{ЭКВ}} \cdot M}$	$C_{\text{МАСС}} = C_{\text{ЭКВ}} \cdot \frac{M}{z_{\text{ЭКВ}}}$
C_m	$w = \frac{C_m \cdot M}{C_m \cdot M + 1000}$	$C = \frac{C_m \cdot \rho}{C_m \cdot M + 1000}$	$C_{\text{ЭКВ}} = \frac{C_m \cdot \rho \cdot z_{\text{ЭКВ}}}{C_m \cdot M + 1000}$	–	$C_{\text{МАСС}} = \frac{C_m \cdot M \cdot \rho}{C_m \cdot M + 1000}$
$C_{\text{МАСС}}$	$w = \frac{C_{\text{МАСС}}}{\rho}$	$C = \frac{C_{\text{МАСС}}}{M}$	$C_{\text{ЭКВ}} = \frac{z_{\text{ЭКВ}} \cdot C_{\text{МАСС}}}{M}$	$C_m = \frac{1000 \cdot C_{\text{МАСС}}}{M \cdot (\rho - C_{\text{МАСС}})}$	–

Порядок выполнения задания:

Выполнить опыты в соответствии с заданием.

Опыт 1. Приготовление раствора заданной процентной концентрации смешением растворов более высокой и более низкой концентраций

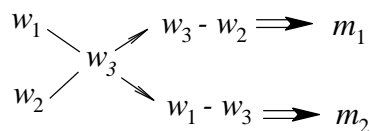
Требуется приготовить раствор H_2SO_4 (HCl , CH_3COOH , NaCl) с массовой долей растворенного вещества $w_3 = 10\%$ смешением растворов с массовой долей $w_1 = 40\%$ и $w_2 = 5\%$.

1. Найдите массы более концентрированного (m_1) и менее концентрированного (m_2) растворов, необходимые для приготовления раствора заданной концентрации w_3 .

Масса растворенного вещества в полученном растворе равна сумме масс этого вещества в исходных растворах, которые, в свою очередь, равны произведению массы раствора на массовую долю растворенного вещества, т. е. $m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2$. Масса же полученного раствора равна сумме масс исходных растворов. Следовательно, массовая доля растворенного вещества в полученном растворе:

$$w_3 = \frac{m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2}{m_1 + m_2}.$$

Это уравнение может быть использовано для расчетов как непосредственно, так и в виде так называемого «правила креста»:



Отношение масс двух исходных растворов m_1 / m_2 равно отношению разностей $w_3 - w_2$ и $w_1 - w_3$ (находимых из схемы):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{w_3 - w_2}{w_1 - w_3}.$$

Подставив в приведенную выше схему величины заданных массовых долей, получаем:

$$\begin{array}{ccc} 40 & \searrow & 10 - 5 \Rightarrow 5 \\ & 10 & \\ 5 & \nearrow & 40 - 10 \Rightarrow 30 \end{array}$$

откуда

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{5}{30} = \frac{1}{6}.$$

Таким образом, для приготовления 10%-го раствора необходимо смешать 1 весовую часть 40%-го раствора и 6 весовых частей 5%-го раствора.

2. Поскольку растворы взвешивать неудобно, следует, зная их плотности, вычислить соотношение объемов растворов, необходимых для смешивания:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{V_1 \cdot \rho_1}{V_2 \cdot \rho_2} = \frac{1}{6},$$

отсюда

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\rho_2}{6 \cdot \rho_1}.$$

3. Вычислите объемы растворов, необходимые для приготовления 100 мл 10%-го раствора, пользуясь формулами:

$$\begin{aligned} V_1 &= 100 - V_2, \\ V_2 &= \frac{6 \cdot \rho_1}{\rho_2 + 6 \cdot \rho_1} \cdot 100. \end{aligned}$$

Плотности водных растворов некоторых веществ приведены в Приложении 1.

4. Отмерьте вычисленные объемы исходных растворов, слейте в колбу на 100 мл, закройте колбу пробкой и тщательно перемешайте раствор, перевернув колбу несколько раз вверх дном.

Опыт 2. Приготовление водного раствора твердого вещества заданной процентной концентрации

Требуется приготовить 50 г водного раствора хлорида натрия концентрации 4 % (5, 8, 10%).

1. Рассчитайте, пользуясь формулой (1), сколько граммов кристаллического хлорида натрия следует взять для приготовления раствора.

2. Взвесьте рассчитанную массу на весах (с точностью 0,02 г) на стекле.

3. Рассчитайте необходимый для приготовления раствора заданной концентрации объем растворителя – воды.

$m_{p-pa} = m_{NaCl} + m_{воды}$, следовательно, масса воды для приготовления 50 г 5%-го раствора NaCl:

$$m_{воды} = m_{p-pa} - m_{NaCl} = 50 \text{ г} - m_{NaCl},$$

где m_{NaCl} – масса растворенного вещества NaCl, рассчитанная в п.1.

$$V = \frac{m}{\rho}, \quad \rho_{воды} = 1 \text{ г/мл}.$$

4. Отмерьте мерным цилиндром необходимый объем дистиллированной воды.

5. Навеску соли перенесите в стаканчик емкостью 100 мл, при этом стеклышко обмойте над стаканом небольшим количеством воды из мерного цилиндра. Оставшуюся в мерном цилиндре воду перелейте в стакан по стеклянной палочке.

6. Смесь перемешайте до полного растворения кристаллов соли.

Опыт 3. Приготовление водного раствора твердого вещества заданной молярной концентрации

Требуется приготовить 50 мл 0,1 М раствора хлорида натрия (карбоната натрия, сульфата меди (II), нитрата калия).

1. Рассчитайте, пользуясь формулой (4), сколько граммов указанного преподавателем вещества следует взять для приготовления раствора.

2. Взвесьте на весах рассчитанную массу твердого вещества.

3. В мерную колбу на 50 мл вставьте воронку и перенесите в нее соль. Небольшим количеством дистиллированной воды смойте соль со стекла в воронку и промойте воронку, наполнив колбу на 2/3 объема водой.

4. Перемешайте содержимое круговыми движениями колбы до полного растворения кристаллов.

5. Долейте в колбу воды до метки по нижнему краю мениска (последние порции воды вливайте по каплям). Закрыв колбу пробкой, перемешайте раствор, переворачивая несколько раз колбу вверх дном.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Что представляют собой растворы? Что такое растворитель? Растворенное вещество? Приведите примеры растворов различного агрегатного состояния.
2. Дайте определение понятия «растворимость».
3. Что называется концентрацией раствора? Перечислите основные способы выражения концентрации растворенного вещества в растворе.
4. Как определяется молярная концентрация? Дайте понятие и приведите математическую формулу для расчета молярной концентрации.
5. Как определяется процентная концентрация? Дайте понятие и приведите математическую формулу для расчета процентной концентрации.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
5. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
7. Михалев Л.А., Пассет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии: Учебное пособие для техникумов, 1995г.- 276 с.
8. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
9. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;

3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 4.

«Определение точной концентрации растворов методом титрования»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.6. Общие понятия о растворах

Цель занятия: приобретение навыков приготовления растворов различных концентраций и определения концентрации раствора титриметрическим методом.

Приборы, оборудование и реактивы

колбы мерные емкостью 100 мл; колбы конические емкостью 25 и 50 мл; пробирки, пипетки емкостью 1,2 и 5 мл, бюретка для титрования, мерные цилиндры емкостью 10 и 25 мл, воронки.

10% раствор серной кислоты H_2SO_4 ; индикаторы (фенолфталеин, метиловый оранжевый), 0,1 н титрованный раствор гидроксида натрия NaOH; дистиллированная вода.

Задание:

1. Приготовить 100 мл 0,1 М (0,1 н) раствора серной кислоты из ее 10%-го раствора.
2. Определить точную концентрацию полученного раствора серной кислоты методом титрования, используя в качестве титранта стандартный (титрованный) раствор щелочи (NaOH).
3. Оформить отчет, сделать выводы.

Основные теоретические положения.

Для приготовления раствора заданной концентрации взвешивают необходимые массы (отмеряют необходимые объемы) чистых компонентов раствора или используют более концентрированные растворы известной концентрации, в частности, *фиксаналы* – растворы, помещенные в герметичные ампулы заводского производства, содержащие строго определенное (обычно 0,1 моль) количество химического соединения.

При расчете масс (объемов) компонентов растворов учитывают соотношения между различными способами выражения состава раствора. В таблице 1 представлены соотношения различных выражений концентраций бинарного раствора, т.е. раствора, состоящего из двух компонентов – растворителя и растворенного вещества.

Соотношения между различными способами выражения состава бинарного раствора (ρ – плотность раствора данного состава, г/л)

Таблица 1

	w	C	$C_{\text{ЭКВ}}$	C_m	$C_{\text{МАСС}}$
w	–	$C = \frac{w \cdot \rho}{M}$	$C_{\text{ЭКВ}} = \frac{w \cdot \rho \cdot z_{\text{ЭКВ}}}{M}$	$C_m = \frac{1000 \cdot w}{M \cdot (1 - w)}$	$C_{\text{МАСС}} = w \cdot \rho$
C	$w = \frac{C \cdot M}{\rho}$	–	$C_{\text{ЭКВ}} = C \cdot z_{\text{ЭКВ}}$	$C_m = \frac{1000 \cdot C}{\rho - C \cdot M}$	$C_{\text{МАСС}} = C \cdot M$
$C_{\text{ЭКВ}}$	$w = \frac{C_{\text{ЭКВ}} \cdot M}{\rho \cdot z_{\text{ЭКВ}}}$	$C = \frac{C_{\text{ЭКВ}}}{z_{\text{ЭКВ}}}$	–	$C_m = \frac{1000 \cdot C_{\text{ЭКВ}}}{z_{\text{ЭКВ}} \cdot \rho - C_{\text{ЭКВ}} \cdot M}$	$C_{\text{МАСС}} = C_{\text{ЭКВ}} \frac{M}{z_{\text{ЭКВ}}}$
C_m	$w = \frac{C_m \cdot M}{C_m \cdot M + 1000}$	$C = \frac{C_m \cdot \rho}{C_m \cdot M + 1000}$	$C_{\text{ЭКВ}} = \frac{C_m \cdot \rho \cdot z_{\text{ЭКВ}}}{C_m \cdot M + 1000}$	–	$C_{\text{МАСС}} = \frac{C_m \cdot M \cdot \rho}{C_m \cdot M + 1000}$
$C_{\text{МАСС}}$	$w = \frac{C_{\text{МАСС}}}{\rho}$	$C = \frac{C_{\text{МАСС}}}{M}$	$C_{\text{ЭКВ}} = \frac{z_{\text{ЭКВ}} \cdot C_{\text{МАСС}}}{M}$	$C_m = \frac{1000 \cdot C_{\text{МАСС}}}{M \cdot (\rho - C_{\text{МАСС}})}$	–

Определение содержания (массы, концентрации и т.п.) или соотношений компонентов в анализируемом образце проводят физическими, химическими и физико-химическими методами. Одним из наиболее простых среди них является титриметрический анализ.

Титриметрия (титрование) – аналитический метод, основанный на измерении объема раствора реагента точно известной концентрации, расходуемого для реакции с определяемым веществом. Растворы реагентов известной концентрации, используемые в титриметрии, называют *титрованными* (стандартными) растворами, или *титрантами*.

Принцип титрования заключается в следующем: к раствору анализируемого вещества неизвестной концентрации (*пробе*) добавляют небольшими порциями раствор титранта до тех пор, пока не будет получен сигнал *индикатора*, свидетельствующий о прекращении реакции (*достижении конечной точки титрования*).

Одни из самых распространенных индикаторов – кислотно-щелочные. Они применяются в тех случаях, когда в ходе титрования, т.е. постепенного добавления реагента к анализируемому раствору изменяется pH среды (таблица 2). Индикация растворов может проводиться как визуально, так и с использованием инструментальных методов. Если проба или титрант сами по себе окрашены, специальные индикаторы могут и не потребоваться.

Расчет концентрации исследуемого раствора, в соответствии с законом эквивалентов, проводят по формуле

$$C_{\text{экв1}} \cdot V_1 = C_{\text{экв2}} \cdot V_2, \quad (1)$$

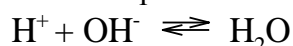
где $C_{\text{экв1}}$ и $C_{\text{экв2}}$ – молярные концентрации эквивалента пробы и титранта соответственно, моль-экв/л; V_1 – отмеренный объем пробы, л; V_2 – объем титранта, израсходованный на титрование, л.

Области перехода окраски некоторых pH-индикаторов

Таблица 2

Индикатор	Окраска кислотной формы	Окраска щелочной формы	Область перехода pH	pT
Фенолфталеин	Бесцветная	Красная	8,0-10,0	9,0
Лакмус	Красная	Синяя	5,0-8,0	7,0
Метиловый оранжевый	Розовая	Желтая	3,1-4,4	4,0
Метиловый красный	Красная	Желтая	4,2-6,2	5,5

При определении концентраций кислот и оснований используют *метод кислотно-основного титрования*, в основе которого лежит реакция нейтрализации:



В кислотной среде концентрация ионов водорода H^+ больше концентрации гидроксид-ионов OH^- , а в щелочной среде, наоборот, меньше. Для удобства характеристики кислотности среды используют понятие *водородного показателя pH*, вычисляемого как отрицательный (взятый с обратным знаком) десятичный логарифм концентрации водородных ионов в растворе, выраженной в моль/л:

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}. \quad (2)$$

Поскольку в водных растворах произведение молярных концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов, называемое *ионным произведением воды*

$$C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = K_{\text{H}_2\text{O}},$$

где $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – величина постоянная и при $T=298$ К равная 10^{-14} , в нейтральной среде $\text{pH} = 7$, в кислотной $\text{pH} < 7$, в щелочной $\text{pH} > 7$.

Истинная точка эквивалентности кислотно-основного титрования соответствует равенству молярных концентраций ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- :

$$C_{H^+} = C_{OH^-}.$$

Реакция нейтрализации не сопровождается видимыми изменениями, например, переменной окраски раствора. Поэтому для фиксирования точки эквивалентности используют органические красители, структура и окраска которых зависит от величины водородного показателя pH , т.е. от кислотности среды (pH -индикаторы).

Как видно из таблицы 2, изменение окраски важнейших кислотно-основных индикаторов происходит внутри определенного узкого интервала значений pH растворов. Этот интервал зависит только от свойств данного индикатора, поэтому перемена окраски индикатора происходит, как правило, не строго в точке эквивалентности, а с известным отклонением от нее. То значение pH , при котором заканчивается титрование с данным индикатором, называется *показателем титрования* и обозначается pT . Величина pT соответствует одной из промежуточных окрасок индикатора и находится внутри области перехода.

Следует учитывать, что экспериментально наблюдаемая конечная точка титрования вследствие погрешностей измерений и наблюдений отличается от *истинной точки эквивалентности*, соответствующей стехиометрическим соотношениям реагирующих веществ. Очевидно, что от выбора индикатора зависит *индикаторная ошибка титрования*, величина которой может колебаться в широких пределах в зависимости от того, какой взят индикатор и какие кислота и основание реагируют между собой. Так, в случае титрования кислоты основанием при $pT < 7$ (при 298 К) имеет место недотитрованность, а при $pT > 7$ – перетитрованность. Относительная систематическая погрешность кислотно-основного титрования для сильных кислот и оснований может быть рассчитана по формуле

$$\eta_c = \left| \frac{C_{OH^-} - C_{H^+}}{C_0} \right| \cdot 100\%, \quad (3)$$

где C_{OH^-} , C_{H^+} и C_0 – молярные концентрации ионов OH^- , H^+ и титруемого вещества соответственно.

Порядок выполнения задания:

Выполнить опыты в соответствии с заданием.

Опыт 1. Приготовление раствора заданной молярной и нормальной концентрации из раствора с известной процентной концентрацией

Требуется приготовить 100 мл 0,1 М (0,1 н) раствора серной кислоты из ее 10%-го раствора.

1. Рассчитайте, пользуясь формулами из таблицы 1, какой объем кислоты необходимо взять для приготовления раствора серной кислоты указанной концентрации.

2. Отмерьте рассчитанный объем мерным цилиндром емкостью 10 или 25 мл.

3. В мерную колбу емкостью 100 мл примерно на $\frac{3}{4}$ ее объема налейте дистиллированную воду. Перемешивая жидкость круговыми движениями колбы, понемногу через воронку перелейте в нее всю кислоту из мерного цилиндра.

4. Сполосните воронку водой, выньте ее и дождитесь охлаждения колбы до комнатной температуры.

5. Добавляя дистиллированную воду, доведите уровень жидкости в колбе до метки. Последние порции воды добавляйте по каплям пипеткой.

6. Плотно закрыв колбу пробкой, перемешайте раствор, переворачивая несколько раз колбу вверх дном.

Приготовленный 0,1 н раствор серной кислоты используйте в опыте 2.

Опыт 2. Определение концентрации серной кислоты методом титрования

Определение концентрации серной кислоты методом титрования осуществляется стандартным (титрованным) раствором щелочи (NaOH). Титриметрической реакцией является реакция нейтрализации раствора кислоты раствором щелочи. Конечную точку титрования устанавливают по изменению окраски кислотно-основного индикатора (фенолфталеина или метилового оранжевого).

1. Приготовьте 100 мл раствора серной кислоты заданной преподавателем концентрации (0,002 н.; 0,003 н.; 0,004 н.; 0,005 н.) из исходного 0,1 н. раствора H_2SO_4 . Для этого:

1.1 Рассчитайте объем (мл) исходного 0,1 н. раствора серной кислоты, необходимый для приготовления 100 мл раствора H_2SO_4 заданной преподавателем концентрации.

Пример расчета: Какой объем 0,1 н. раствора серной кислоты необходимо отмерить для приготовления 100 мл 0,003 н. раствора?

Решение. Т.к. количество молей эквивалентов H_2SO_4 в исходном и приготовленном растворах одинаково, то, в соответствии с законом эквивалентов (формула (8)), объем исходного раствора $V_1 = \frac{C_{\text{эkv}2} \cdot V_2}{C_{\text{эkv}1}} = \frac{0,003 \cdot 100}{0,1} = 3 \text{ мл}$.

1.2 Перенесите рассчитанный объем 0,1 н. раствора серной кислоты в мерную колбу объемом 100 мл. Приливая дистиллированную воду, доведите объем раствора в колбе до 100 мл.

2. Определите объем титранта (0,1 н. раствора NaOH), израсходованного на титрование полученного в п.1 раствора H_2SO_4 . Для этого:

2.1 Добавьте в колбу с приготовленным раствором серной кислоты 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Отметьте окраску раствора.

2.2 Заполните бюретку 0,1 н. раствора NaOH и доведите уровень жидкости в бюретке до нулевой отметки (при определении уровня жидкости в бюретке глаз наблюдателя и нижний край мениска жидкости должны находиться на одной горизонтальной плоскости).

2.3 Проведите титрование раствора кислоты, добавляя небольшими порциями раствор щелочи в колбу с кислотой. Раствор кислоты при этом непрерывно перемешивайте, держа горло колбы правой рукой. Кран (или зажим) бюретки открывайте левой рукой.

2.4 Конец титрования определите по появлению едва заметной, не исчезающей в течение 30 с, малиновой окраски фенолфталеина. (Окраску раствора удобнее наблюдать на белом фоне, поэтому подложите под колбу листок белой бумаги). Отметьте и запишите объем титранта (NaOH) в бюретке, пошедший на титрование $V_{\text{щ}}$.

2.5 Добавьте еще одну каплю раствора щелочи. Если окраска раствора стала более заметной, значит, конечная точка титрования определена правильно.

3. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора кислоты $C_{\text{эkv к}}$ по формуле

$$C_{\text{эkv к}} = \frac{C_{\text{эkv щ}} \cdot V_{\text{щ}}}{V_{\text{к}}}, \quad (4)$$

где $V_{\text{к}}$ – объем раствора серной кислоты, $V_{\text{к}} = 100$ мл, $C_{\text{эkv щ}}$ – концентрация титранта (щелочи); $C_{\text{эkv щ}} = 0,1$ моль-эkv/л; $V_{\text{щ}}$ – объем титранта, пошедший на титрование.

4. Сравните заданное значение концентрации раствора кислоты $C_{\text{эkv к}}^3$ и определенное методом титрования значение концентрации приготовленного раствора $C_{\text{эkv к}}$ и рассчитайте суммарную погрешность титрования и приготовления раствора по формуле

$$\eta_c = \left| \frac{C_{\text{ЭКВ К}}^3 - C_{\text{ЭКВ К}}}{C_{\text{ЭКВ К}}^3} \right| \cdot 100\% . \quad (5)$$

5. Повторите действия п.п. 2 – 4, заменив фенолфталеин другим индикатором – метиловым оранжевым. Конец титрования определите по соответствующему изменению окраски индикатора (см. табл.2).

6. Напишите уравнение титриметрической реакции в молекулярной форме. Результаты измерений и расчетов занесите в таблицу 3.

Результаты измерений и расчетов

Таблица 3

Индикатор	$V_{\text{к}}$, мл	$C_{\text{ЭКВ К}}^3$, моль-экв/л	$C_{\text{ЭКВ Ц}}^3$, моль-экв/л	$V_{\text{ц}}$, мл	$C_{\text{ЭКВ К}}^3$, моль-экв/л	η_c
Фенолфталеин						
Метиловый оранжевый						

7. Объясните, чем вызваны расхождения в величинах концентрации одного и того же раствора, оттитрованного в присутствии разных индикаторов. При каких значениях pH раствора происходит изменение окраски использованных индикаторов? Какова относительная систематическая погрешность η_c титрования заданного раствора в каждом случае?

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Как определяется нормальная концентрация? Дайте понятие и приведите математическую формулу для расчета нормальной концентрации.
2. В чем заключается принцип титрования? Напишите выражение основной расчетной формулы определения концентрации методом титрования.
3. Дайте понятие водородного показателя pH.
4. Какие соединения называют индикаторами? На каком свойстве индикаторов основано их применение?
5. Что такое показатель титрования pH? Каково его значение для индикаторов метилового оранжевого и фенолфталеина?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
5. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
6. Глубоков Ю.М. Аналитическая химия: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Глубоков, В.А. Головачева, Ю.А. Ефимова и др.; под ред. А.А. Ищенко. – 12-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2017 – 464 с.
7. Саенко О.Е. Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений / О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2017. – 287 с.

8. Гладков, Ю.М., Головачева В.А., Ефимова Ю.А. Аналитическая химия: учебник для студентов сред.проф. образования / Ю.М. Гладков, В.А. Головачева, Ю.А. Ефимова и др. – М.: Академия, 2004. – 320 с.
9. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.

Дополнительная литература:

1. Крешков А.П., Ярославцев А.А. Курс аналитической химии. Количественный анализ. – М.: Химия, 1989г.
2. Аналитическая химия: химические методы анализа / Е.Г. Власова; под ред. О.М. Петрухина, Л.Б. Кузнецовой. – М.: Лаборатория знаний, 2017. – 464 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Практическая работа № 5.

Решение задач по теме: «Константа диссоциации. Водородный и гидроксильный показатель. Константа гидролиза»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.7. Растворы электролитов

Цель занятия: Используя ионное произведение воды и константу диссоциации научиться решать задачи по определению рН среды растворов.

Оснащение: таблица «периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», справочные таблицы, калькулятор, письменные принадлежности.

Задание:

Вариант 1.

1. Вычислить ионную силу раствора и активность ионов в растворе сульфата натрия. (Концентрация раствора 0,02 М; плотность раствора принять равной 1 г/мл)
2. Вычислить значения констант диссоциации кислот K_a и pK_a , если известно, что в растворе $HCOOH$ ($\omega=2,7\%$, $\rho=1,006$ г/мл), $\alpha = 1,75\%$
3. Вычислить значения рН и рОН растворов, в которых концентрация ионов водорода равна: $5,4 \cdot 10^{-6}$ моль/л.
4. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза соли Na_2CO_3 . Оценить рН водных растворов ($pH > 7$, $pH < 7$).
5. Вычислить константу гидролиза солей (по первой ступени) (K_h , pK_h): $HCOONa$, $FeCl_2$.
6. Рассчитать степень гидролиза в растворе $(NH_4)S$ (концентрацию соли принять равной $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л)

Вариант №2

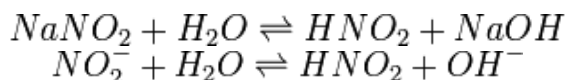
1. Вычислить ионную силу раствора и активность ионов в растворе хлорида кальция. (Концентрация раствора 0,17 М; плотность раствора принять равной 1 г/мл)

2. Вычислить значения констант диссоциации кислот K_a и pK_a , если известно, что в 0,2 н растворе HCN, $\alpha = 0,0063 \%$
3. Вычислить значения pH и pOH растворов, в которых концентрация ионов водорода равна: $7,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л
4. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза соли NH_4Cl . Оценить pH водных растворов ($pH > 7$, $pH < 7$).
5. Вычислить константу гидролиза солей (по первой ступени) (K_h , pK_h): KNO_2 , $FeCl_2$
6. Рассчитать растворимость $BaSO_4$ и концентрацию ионов в насыщенном растворе. ($K_s = 1 \cdot 10^{-10}$)

Основные теоретические положения.

Константа гидролиза — константа равновесия гидролитической реакции. Так константа гидролиза соли равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции гидролиза к равновесной концентрации соли с учетом стехиометрических коэффициентов.

В качестве примера ниже приводится вывод уравнения константы гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:



Уравнение константы равновесия для данной реакции имеет вид:

$$\frac{[OH^-][HNO_2]}{[NO_2^-][H_2O]} = K \quad \text{или} \quad \frac{[OH^-][HNO_2]}{[NO_2^-]} = K[H_2O]$$

Так как концентрация молекул воды в растворе постоянна, то произведение двух постоянных $K[H_2O]$ можно заменить одной новой — константой гидролиза:

$$\frac{[OH^-][HNO_2]}{[NO_2^-]} = K[H_2O] = K_\Gamma$$

Численное значение константы гидролиза получим, используя ионное произведение воды K_{H_2O} и константу диссоциации азотистой кислоты K_{HNO_2} :

$$[H^+][OH^-] = K_{H_2O}$$

$$[OH^-] = K_{H_2O}/[H^+]$$

подставим в уравнение константы гидролиза:

$$\frac{K_{H_2O}[HNO_2]}{[H^+][NO_2^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HNO_2}} = K_\Gamma$$

В общем случае для соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:

$$K_\Gamma = \frac{K_{H_2O}}{K_a},$$

где K_a — константа диссоциации слабой кислоты, образующейся при гидролизе.

Для соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием:

$$K_\Gamma = \frac{K_{H_2O}}{K_b},$$

Где K_b — константа диссоциации слабого основания, образующегося при гидролизе.

Для соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием:

$$K_\Gamma = \frac{K_{H_2O}}{K_a K_b}$$

Под *степенью гидролиза* понимается отношение количества (концентрации) соли, подвергающейся гидролизу, к общему количеству (концентрации) растворенной соли. Обозначается α (или $h_{гидр}$).

$$\alpha = (c_{\text{гидр}}/c_{\text{общ}}) \cdot 100 \%,$$

где $c_{\text{гидр}}$ — число молей гидролизованной соли,

$c_{\text{общ}}$ — общее число молей растворённой соли.

Степень гидролиза соли тем выше, чем слабее кислота или основание, её образующие. Является количественной характеристикой гидролиза.

Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Что показывает водородный показатель – рН? Как его определяют?
2. Для оценки концентрации водородных ионов широко используются кислотно-основные индикаторы — органические вещества-красители, цвет которых зависит от рН среды. Какие вещества называются индикаторами? Какие индикаторы вы знаете?
3. Как изменяется окраска индикаторов в кислой и щелочной средах?
4. Что называется гидролизом солей? В чём его сущность?
5. Какие типы солей подвергаются гидролизу, какие соли не подвергаются гидролизу? Назовите типы гидролиза.
6. Для каких солей возможен необратимый гидролиз?
7. Какие малодиссоциирующие соединения могут образоваться при гидролизе солей?
7. Какие факторы и как влияют на степень гидролиза?
8. Как используя константу диссоциации определить реакцию среды растворов солей при необратимом гидролизе?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
5. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
7. Михалев Л.А., Пассет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии: Учебное пособие для техникумов, 1995г.- 276 с.
8. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
9. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 5.
«Свойства растворов сильных и слабых электролитов»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.7. Растворы электролитов

Цель занятия: исследование свойств растворов сильных и слабых электролитов. Изучение реакций в растворах электролитов и приобретение навыков составления уравнений этих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Приборы, оборудование и реактивы:

Спиртовка; пробирки; пипетки на 2 мл; 2н раствор соляной кислоты HCl; 2н раствор гидроксида натрия NaOH; 2н и 0,1н растворы уксусной кислоты CH₃COOH; 2н и 0,1н растворы аммиака NH₄OH; концентрированный и разбавленный растворы серной кислоты H₂SO₄; 0,5н раствор хлорида кальция CaCl₂; 0,5н раствор соды Na₂CO₃; 2н раствор ацетата натрия CH₃COONa, 0,5н раствора хлорида аммония NH₄Cl, 0,5н раствор хлорида железа FeCl₃, 0,5н раствор хлорида бария BaCl₂; цинк; кристаллические хлорид аммония NH₄Cl и ацетат натрия CH₃COONa; индикаторы (лакмус, метилоранжевый, фенолфталеин).

Основные теоретические положения:

Электролитами называют вещества, расплавы или водные растворы которых подвергаются *электролитической диссоциации*, т. е. распадаются на ионы – положительно (катионы) и отрицательно (анионы) заряженные частицы.

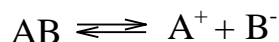
В водном растворе вокруг ионов электролита в результате притягивания молекул воды своими отрицательными полюсами (атомы кислорода) к положительным ионам, а положительными полюсами (атомы водорода) к отрицательным ионам возникает гидратная оболочка, являющаяся основной причиной диссоциации электролита. Молекулы воды во много раз ослабляют притяжение ионов электролита друг к другу, связи между катионами и анионами разрываются, и происходит разъединение гидратированных ионов.

Количественной характеристикой равновесия процесса электролитической диссоциации является степень диссоциации (α) – отношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул электролита в растворе, выражаемое либо в долях единицы, либо в процентах.

Сильными считаются электролиты, которые в разбавленных растворах находятся преимущественно в виде ионов, *слабыми* – такие, которые в разбавленных растворах находятся преимущественно в виде молекул.

Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, температуры и от концентрации раствора. Более универсальной характеристикой электролита является его константа диссоциации (K) – константа равновесия процесса диссоциации, которая не зависит от концентрации.

Для процесса диссоциации некоторого электролита



константа диссоциации будет равна отношению равновесных концентраций образовавшихся ионов к равновесной концентрации молекулярной формы электролита:

$$K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]} \quad (1)$$

При составлении *ионно-молекулярных уравнений реакций* (реакций с участием не только молекул, но и ионов) следует руководствоваться следующими правилами:

- химические формулы сильных электролитов записываются в ионной форме, т.е. в виде ионов, образующихся в результате их диссоциации;
- в молекулярном виде следует записывать формулы слабых электролитов, неэлектролитов (простые вещества, оксиды, газообразные вещества), трудно- и малорастворимых веществ (Приложение 2).

Для составления ионно-молекулярного уравнения необходимо:

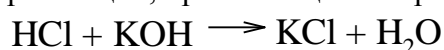
- записать молекулярное уравнение реакции;
- составить полное ионно-молекулярное уравнение, для чего формулу каждого из участников реакции записать в молекулярной или ионной форме в соответствии с указанными выше правилами;
- составить краткое ионно-молекулярное уравнение, исключив из полного уравнения одинаковые ионы, т.е. те ионы, которые присутствуют в обеих частях уравнения в неизменном виде, а, следовательно, не участвуют в реакции.

Формулы веществ, трудно- или малорастворимых, а также летучих соединений принято помечать вертикальной стрелкой («↓» для веществ, выпадающих в осадок, или «↑» для веществ, улетучивающихся из сферы реакции).

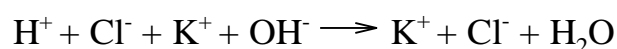
Примеры составления ионно-молекулярных уравнений реакций

Реакции, идущие с образованием слабого электролита

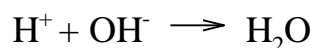
1. Реакции нейтрализации, протекающие с образованием слабого электролита – воды:



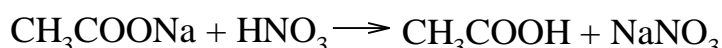
Полное ионно-молекулярное уравнение (формулы сильных электролитов, растворимых в воде, – соляной кислоты, гидроксида калия и хлорида калия – представлены в ионной форме, формула слабого электролита – воды – записана в молекулярной форме):



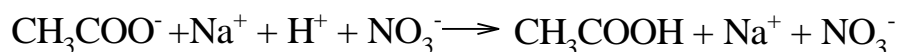
Краткое ионно-молекулярное уравнение (сокращены одинаковые ионы: катионы калия и хлорид-анионы):



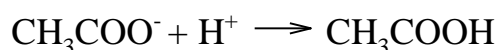
2. Реакции, идущие с образованием слабых кислот или оснований:



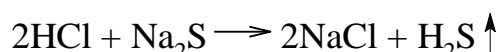
Полное ионно-молекулярное уравнение (формулы сильных электролитов, растворимых в воде, – ацетата натрия, азотной кислоты и нитрата натрия – записаны в ионном виде, формула слабой уксусной кислоты представлена в молекулярной форме):



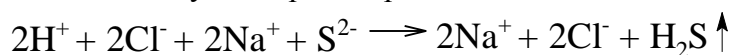
Краткое ионно-молекулярное уравнение (сокращены одинаковые ионы: катионы натрия и нитрат-анионы):



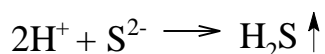
Реакции, идущие с образованием газообразного продукта



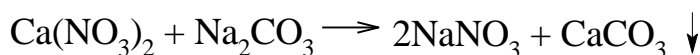
Полное ионно-молекулярное уравнение (формулы сильных электролитов, растворимых в воде, – хлороводородной кислоты и хлорида натрия – представлены в ионном виде, формула слабой легколетучей сероводородной кислоты – в молекулярной форме):



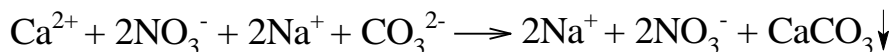
Краткое ионно-молекулярное уравнение (сокращены катионы натрия и хлорид-анионы):



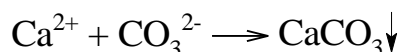
Реакции, идущие с образованием трудно- и малорастворимых соединений



Полное ионно-молекулярное уравнение (все участники реакции относятся к классу солей – сильных электролитов, однако карбонат кальция является труднорастворимым веществом, поэтому формула этой соли записана в молекулярной форме, тогда как формулы всех остальных солей – в ионной):



Краткое ионно-молекулярное уравнение (сокращены катионы натрия и нитрат-анионы):



Порядок выполнения задания:

Выполнить опыты в соответствии с заданием преподавателя.

Опыт 1. Определение величины рН по окраске индикаторов

1. Налейте в три пробирки по 2 мл дистиллированной воды и прибавьте в каждую из них по 1–2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого или фенолфталеина. Отметьте в таблице 1 цвет каждого индикатора в нейтральной среде.

2. Налейте в три пробирки по 2 мл 2н раствора соляной кислоты HCl и прибавьте в каждую из них по 1–2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого или фенолфталеина. Отметьте в таблице 1 цвет каждого индикатора в кислой среде.

3. Налейте в три пробирки по 2 мл 2 н раствора гидроксида натрия NaOH и прибавьте в каждую из них по 1–2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого или фенолфталеина. Отметьте в таблице 1 цвет каждого индикатора в щелочной среде.

Таблица 1 – Окраска индикаторов в зависимости от рН среды

Среда	Окраска индикатора		
	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин
Нейтральная			
Кислая			
Щелочная			

Опыт 2. Сравнение относительной силы кислот и оснований

2.1 Сравнение относительной силы соляной и уксусной кислот

Налейте в одну пробирку примерно на треть ее высоты раствор 2 н соляной кислоты HCl, в другую – столько же раствора 2 н уксусной кислоты CH₃COOH. В обе пробирки поместите по кусочку цинка (по возможности одинакового размера).

Какой газ выделяется в пробирках? Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном виде. В какой пробирке процесс идет более энергично? От концентрации каких ионов в растворе зависит скорость выделения данного газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов выше? Сравните ваши выводы с табличными данными, характеризующими степень диссоциации соляной и уксусной кислот (Приложение 3).

2.2 Сравнение относительной силы гидроксидов натрия и аммония

Налейте в две пробирки по 2 мл 0,5 н раствора хлорида кальция. В одну из них добавьте 2 мл 2 н раствора гидроксида натрия, а в другую – такой же объем 2 н раствора аммиака (гидроксида аммония).

Что наблюдается? Сделайте вывод о различии в относительной силе гидроксидов. Сравните ваши выводы с табличными данными, характеризующими степень диссоциации (Приложение 3).

Опыт 3. Направление протекания реакций в растворах электролитов

3.1 Образование малорастворимых веществ

В две пробирки внесите небольшое количество (по 2 – 3 капли) следующих растворов: в первую – раствор 0,5 н хлорида железа FeCl_3 , во вторую – 0,5 н хлорида бария BaCl_2 . В первую пробирку добавьте немного 2н раствора гидроксида натрия NaOH , во вторую – разбавленную серную кислоту.

Наблюдайте образование осадков, отметьте их цвет. Напишите молекулярные и ионные уравнения этих реакций. В каком направлении протекают эти реакции?

3.2 Образование газообразных веществ

Поместите в две пробирки по 5 – 7 капель 0,5н раствора соды Na_2CO_3 .

Проверьте наличие в растворе иона CO_3^{2-} , для чего в одну пробирку добавьте несколько капель 0,5н раствора хлорида кальция CaCl_2 . Какое вещество выпало в осадок? Напишите ионное уравнение реакции.

Добавьте во вторую пробирку несколько капель разбавленной серной кислоты и наблюдайте выделение газа. Подогрейте слегка пробирку, дождитесь конца выделения газа и добавьте несколько капель 0,5 н раствора хлорида кальция CaCl_2 . Почему не выпадает осадок CaCO_3 ? Напишите ионное уравнение реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

3.3 Образование слабых кислот и оснований

Поместите в две пробирки по 5 – 7 капель: в первую – 2 н раствора ацетата натрия CH_3COONa , во вторую – 0,5 н раствора хлорида аммония NH_4Cl .

Добавьте в первую пробирку несколько капель разбавленной серной кислоты, перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте. Определите по запаху, что реакция протекала в сторону образования слабой уксусной кислоты. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций.

Во вторую пробирку добавьте 2 н раствор гидроксида натрия NaOH и подогрейте раствор. Определите по запаху образование аммиака. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции образования слабого основания NH_4OH , и уравнение его распада на аммиак и воду.

3.4 Реакции нейтрализации

Поместите в две пробирки по 5 – 7 капель 2 н раствора гидроксида натрия NaOH и добавьте по одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в красный цвет?

В одну пробирку добавляйте по каплям 2 н раствор соляной кислоты, во вторую – 2 н раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора. Чем объясняется исчезновение гидроксид-ионов при добавлении кислоты? В каком случае обесцвечивание наступило быстрее и почему?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций нейтрализации щелочи соляной и уксусной кислотами. Почему равновесие ионного процесса смещается в сторону образования воды при наличии в левой части равенства малодиссоциированных молекул уксусной кислоты?

Опыт 4. Зависимость степени электролитической диссоциации от концентрации электролита

Налейте в сухую пробирку, не пользуясь пипеткой, на высоту 1 см концентрированной H_2SO_4 , поместите в нее кусочек цинка. Что наблюдается?

Проверьте, как реагирует с цинком разбавленная кислота. Для этого содержимое пробирки осторожно перенесите в другую пробирку, заполненную примерно на одну треть ее высоты водой (нельзя лить воду в кислоту!) Что наблюдается? Сделайте вывод о зависимости электролитической диссоциации от концентрации электролита в растворе.

Опыт 5. Химическое равновесие в растворах электролитов

5.1 Смещение равновесия в растворе гидроксида аммония

В две пробирки внесите по 5-7 капель 0,1н раствора аммиака, добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Как окрашивается фенолфталеин под влиянием гидроксид-ионов OH^- , имеющихся в растворе? Составьте уравнение обратимой диссоциации гидроксида.

Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, в другую добавьте небольшое количество кристаллического хлорида аммония NH_4Cl . Перемешайте раствор стеклянной палочкой и сравните цвет полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке. На увеличение или уменьшение концентрации ионов OH^- указывает изменение окраски раствора?

Составьте уравнение диссоциации хлорида аммония. Применяв принцип Ле Шателье, объясните, как смещается равновесие процесса диссоциации гидроксида аммония при добавлении хлорида аммония. Напишите выражение константы диссоциации гидроксида аммония.

5.2 Смещение равновесия в растворе уксусной кислоты

В две пробирки внесите по 5 – 7 капель 0,1н раствора уксусной кислоты, добавьте 1 – 2 капли метилового оранжевого. Под влиянием каких ионов индикатор окрасился в розовый цвет? Составьте уравнение обратимой диссоциации слабой кислоты.

Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, в другую микрошпателью добавьте небольшую порцию кристаллического ацетата натрия. Перемешайте раствор стеклянной палочкой и сравните окраску индикатора в двух пробирках. Какой стала среда в растворе?

Составьте уравнение диссоциации ацетата натрия. Применяв принцип Ле Шателье, объясните, как смещается равновесие процесса диссоциации уксусной кислоты при добавлении ацетата натрия. Напишите выражение константы диссоциации уксусной кислоты.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие вещества называются электролитами?
2. Почему растворы и расплавы электролитов являются проводниками электрического тока?
3. Что такое электролитическая диссоциация?
4. Каков механизм электролитической диссоциации?
5. Что называют степенью диссоциации электролита? Константой диссоциации электролита? От чего они зависят?
6. В чем заключается основное отличие сильных электролитов от слабых?
7. Напишите уравнения диссоциации следующих электролитов: KNO_3 , $CuSO_4$, HCN , $NaOH$, H_2S , HNO_2 , NH_4OH . Составьте выражения для констант диссоциации этих электролитов.
8. Какие химические уравнения называются молекулярными? Полными ионно-молекулярными? Краткими ионно-молекулярными?

9. По каким правилам составляют ионно-молекулярные уравнения реакций?
10. В каких случаях реакция обмена между электролитами возможна?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
5. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
7. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
8. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 6.

«Гидролиз солей»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.7. Растворы электролитов

Цель занятия: изучить условия протекания процессов гидролиза солей и влияние факторов, обуславливающих смещение ионного равновесия при гидролизе.

Приборы, оборудование и реактивы:

Мерные цилиндры объемом 100 мл; колбы на 100 мл; пипетки на 1 мл; сухие соли (хлорид калия KCl, хлорид алюминия AlCl₃, карбонат натрия Na₂CO₃, карбонат аммония (NH₄)₂CO₃; хлорид олова SnCl₂); вода дистиллированная; 0,1 М раствор соляной кислоты HCl; индикаторы (универсальный индикатор, фенолфталеин, метилоранжевый), спиртовка.

Основные теоретические положения:

Гидролизом соли называется обменная реакция взаимодействия соли с водой, приводящая к смещению равновесия диссоциации воды и, как правило, к изменению кислотности среды.

Гидролизу могут подвергаться только те соли, ионы которых способны связывать H⁺ или OH⁻ ионы воды в малодиссоциированные соединения, т.е. соли, образованные слабыми кислотами и (или) слабыми основаниями. Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, гидролизу не подвергаются.

В результате гидролиза солей образуется либо кислота (кислая соль) и основание, либо основание (основная соль) и кислота. Следовательно, процесс гидролиза соли можно рассматривать как процесс, обратный реакции нейтрализации. Так как реакции нейтрализации обычно идут практически до конца, то равновесие реакции гидролиза

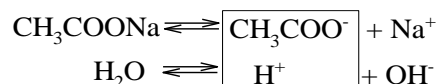
смещено в сторону реагирующих веществ. Концентрация продуктов гидролиза соли, как правило, мала.

Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой

Реакция среды при гидролизе соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, – щелочная ($\text{pH} > 7$).

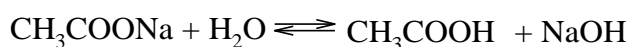
Гидролиз ацетата натрия CH_3COONa

В водном растворе:

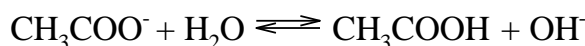
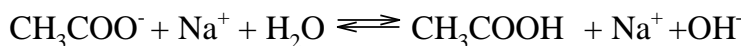


Ионы CH_3COO^- и H^+ связываются, образуя слабую малодиссоциированную уксусную кислоту и вызывая смещение равновесия диссоциации воды вправо, в сторону увеличения концентрации OH^- .

Уравнение реакции гидролиза ацетата натрия:



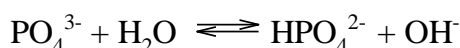
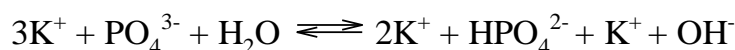
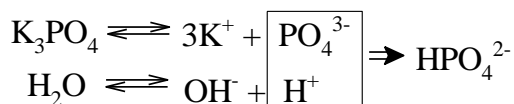
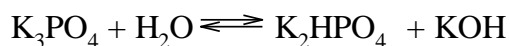
В ионной форме:



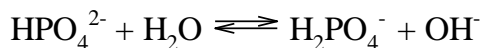
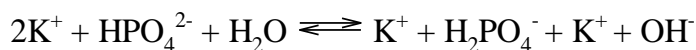
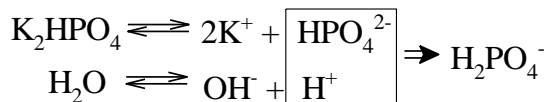
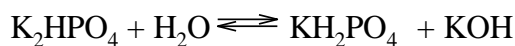
Гидролиз фосфата калия K_3PO_4

Эта соль образована сильным основанием и трехосновной слабой кислотой. Гидролиз солей, образованных многоосновными слабыми кислотами, проходит ступенчато:

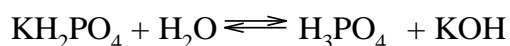
I ступень:

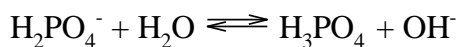
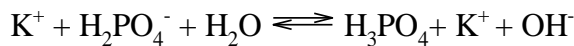
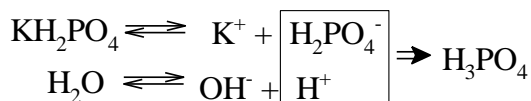


II ступень:



III ступень:





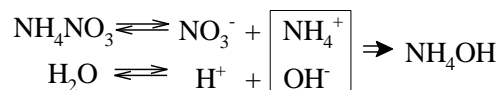
Наиболее полно гидролиз протекает по I ступени и практически не протекает по второй и третьей. В растворе при обычных условиях обнаруживаются лишь продукты гидролиза по I ступени. Лишь при условиях, особо благоприятствующих гидролизу, можно обнаружить продукты II и III ступеней гидролиза.

Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой

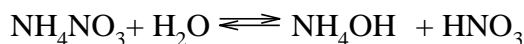
Реакция среды при гидролизе соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, – кислая (pH < 7).

Гидролиз нитрата аммония NH₄NO₃

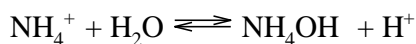
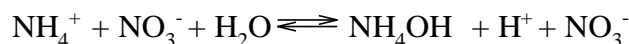
Нитрат аммония диссоциирует на ионы NO₃⁻ и ионы NH₄⁺. Ионы NH₄⁺ связывают ионы OH⁻ воды, вызывая смещение равновесия диссоциации воды в сторону увеличения концентрации H⁺-ионов в растворе.



Уравнение гидролиза в молекулярной форме:



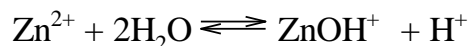
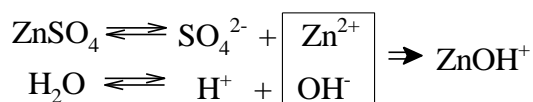
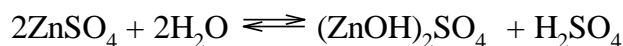
В ионной форме:



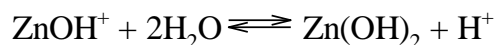
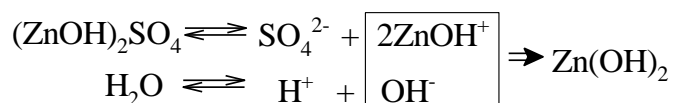
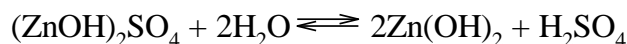
Гидролиз сульфата цинка ZnSO₄

Сульфат цинка образован сильной кислотой и слабым двухкислотным основанием. Гидролиз этой соли может протекать по 2 ступеням, хотя при обычных условиях практически ограничивается лишь I ступенью.

I ступень:



II ступень:



Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой

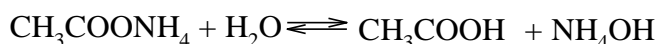
Подобные соли легче других подвергаются гидролизу, так как ионы этих солей одновременно связываются обоими ионами воды с образованием двух слабых электролитов.

Реакция среды в растворах таких солей зависит от относительной силы кислоты и основания, т.е. водные растворы таких солей могут иметь нейтральную, кислую или щелочную реакцию в зависимости от констант диссоциации образующихся кислот и оснований.

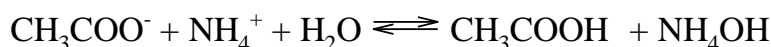
Гидролиз ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

Соль $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ образована слабым основанием NH_4OH и слабой кислотой CH_3COOH одинаковой силы. $K_{\text{дис.}}\text{NH}_4\text{OH} = 1.8 \cdot 10^{-5}$; $K_{\text{дис.}}\text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

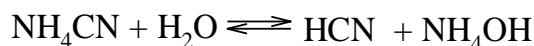
Реакция гидролиза в молекулярной форме:



В ионно-молекулярной форме:



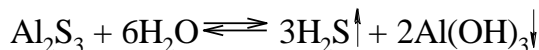
Поскольку концентрация ацетат-ионов и ионов аммония в растворе одинаковы, а константы диссоциации кислоты и основания равны, то реакция среды будет нейтральной ($\text{pH}=7$). В результате реакции гидролиза цианида аммония NH_4CN ($K_{\text{дис.}}\text{HCN} = 7.2 \cdot 10^{-10}$; $K_{\text{дис.}}\text{NH}_4\text{OH} = 1.8 \cdot 10^{-5}$).



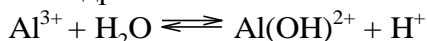
среда будет слабощелочной ($\text{pH}>7$).

Гидролиз соли, образованной слабым многокислотным основанием и слабой многоосновной кислотой, например, Al_2S_3 .

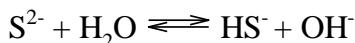
Уравнение реакции гидролиза этой соли:



Ион алюминия связывает ион гидроксила



а сульфид-ион связывает ионы водорода:



В результате в растворе нет накопления ни ионов H^+ , ни ионов OH^- , гидролиз протекает до полного разложения соли с образованием продуктов $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S .

Степень гидролиза

Количественно процесс гидролиза можно характеризовать степенью гидролиза h (%).

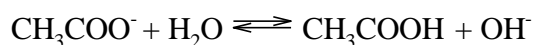
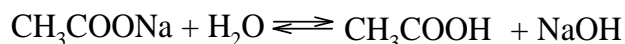
$$\alpha_h (\%) = \frac{\text{число гидролизованных молекул соли}}{\text{общее число растворенных молекул соли}} \cdot 100\%$$

Основные факторы, влияющие на степень гидролиза соли:

- природа соли (чем более слабым электролитом образована данная соль, тем в большей степени она подвержена гидролизу);
- концентрация соли (по мере уменьшения концентрации соли ее гидролиз усиливается, так как гидролиз соли лимитирован ничтожным количеством H^+ и OH^- -ионов, образующихся при диссоциации воды. Чем больше ионов воды приходится на долю ионов соли, тем полнее идет гидролиз);
- температура (с увеличением температуры диссоциация воды несколько возрастает, что благоприятствует протеканию гидролиза);
- добавление кислоты, щелочи или других солей (влияние добавления в раствор соли кислоты, основания или другой соли можно определить исходя из принципа Ле-Шателье. В

том случае, когда добавляемые электролиты связывают продукты гидролиза соли, гидролиз соли усиливается. Если же добавляемый электролит увеличивает концентрацию продуктов гидролиза или связывает исходные вещества, то гидролиз соли уменьшается).

Например:



Прибавление к этому раствору щелочи, т.е. ионов OH^- , или другой соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, смещает равновесие гидролиза в сторону реагирующих веществ, а добавление кислоты, т.е. ионов H^+ , или соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием, смещает равновесие гидролиза в сторону продуктов реакции.

Порядок выполнения задания:

Выполнить опыты в соответствии с заданием преподавателя.

Опыт 1. Различные случаи гидролиза солей

а) соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой

В два мерных цилиндра налейте дистиллированной воды. В каждый цилиндр добавьте по одному микрошпателью соли хлорида калия KCl . Затем в первый цилиндр добавьте несколько капель фенолфталеина, а во второй – несколько капель раствора метилоранжевого. Отметьте окраску растворов в цилиндрах. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

б) соли, образованные катионами слабого основания и анионами сильной кислоты.

В два мерных цилиндра налейте дистиллированной воды. В каждый цилиндр добавьте по одному микрошпателью соли хлорида алюминия AlCl_3 . Затем в первый цилиндр добавьте несколько капель универсального индикатора, а во второй – несколько капель раствора метилоранжевого. Отметьте окраску растворов в цилиндрах. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

в) соли, образованные катионами сильного основания и анионами слабой кислоты.

В два мерных цилиндра налейте дистиллированной воды. В каждый цилиндр добавьте по одному микрошпателью соли карбоната натрия Na_2CO_3 . Затем в первый цилиндр добавьте несколько капель универсального индикатора, а во второй – несколько капель фенолфталеина. Отметьте окраску растворов в цилиндрах. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

г) соли, образованные катионами слабого основания и анионами слабой кислоты.

В два мерных цилиндра налейте дистиллированной воды. В каждый цилиндр добавьте по одному микрошпателью соли карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Затем в первый цилиндр добавьте несколько капель универсального индикатора, а во второй – несколько капель фенолфталеина. Отметьте окраску растворов в цилиндрах. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

Сделайте выводы о кислотности (щелочности) среды: $\text{pH} > 7$; $\text{pH} < 7$ или $\text{pH} = 7$.. Составьте уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Изменение pH растворов при гидролизе различных солей

Таблица 1

Растворенная соль	KCl	AlCl_3	Na_2CO_3	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
Цвет индикатора:				
фенолфталеин				
метилоранжевый				
универсальный				
pH				

Уравнения реакций:

- в молекулярном виде;
- в ионном виде.

Вывод:

Опыт 2. Совместный гидролиз солей. Смещение равновесия гидролиза

В два мерных цилиндра налейте дистиллированной воды. В первый цилиндр добавьте по одному микрошпателю соли хлорида алюминия $AlCl_3$, а во второй - добавьте по одному микрошпателю соли карбоната натрия Na_2CO_3 . Полученный раствор карбоната натрия добавьте к раствору хлорида алюминия. В результате сливания двух вышеуказанных растворов происходит образование соли, полученной из слабых оснований и кислоты. Эта соль подвергается полному гидролизу.

Напишите молекулярные и ионные уравнения. Сделайте вывод.

Опыт 3. Влияние различных факторов на степень гидролиза солей

3.1. Влияние концентрации раствора на степень гидролиза соли

В мерный цилиндр налейте дистиллированной воды, добавьте по одному микрошпателю соли хлорида олова $SnCl_2$. Полученный раствор разделите на две части. В первый цилиндр добавьте воды, а во второй раствор соляной кислоты.

Объясните влияние разбавления на увеличение степени гидролиза. Для чего напишите выражение константы гидролиза хлорида олова по первой ступени (для ионного уравнения). Проанализируйте, вызовет ли это смещение равновесия гидролиза? В сторону увеличения или уменьшения? Будет ли влиять разбавление на степень гидролиза?

Напишите ионное уравнение первой ступени гидролиза хлорида олова.

3.2 Влияние температуры на степень гидролиза соли

Налейте в колбу до половины ее объема дистиллированной воды и внесите в нее 2 – 3 микрошпателя карбоната натрия Na_2CO_3 . Прибавьте 1 – 2 капли фенолфталеина. Какова окраска индикатора в растворе? Каково значение pH среды?

Первую колбу с раствором оставьте для сравнения, а вторую колбу с приготовленным раствором нагрейте. Как изменилась окраска раствора? Какой вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина?

Напишите ионное уравнение гидролиза этой соли. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза солей и дайте объяснение.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое гидролиз солей? Дайте определение.
2. Какие соли подвергаются гидролизу? Приведите примеры.
3. Как рассчитать константу гидролиза?
4. Какие факторы влияют на гидролиз солей и почему?
5. Как влияет нагревание раствора на протекание гидролиза?
6. Как влияет разбавление на протекание гидролиза?
7. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: $NaCN$, $ZnBr_2$, $Fe_2(SO_4)_3$, KNO_2 , K_2SO_3 , CH_3COONa , $Pb(NO_3)_2$, NH_4Cl , Na_2S , K_3PO_4 , NH_4NO_3 , K_2CO_3 , $CuCl_2$, KCN , $NiSO_4$, $(NH_4)_2SO_4$, $FeCl_3$, $Ba(NO_2)_2$, $AlBr_3$,

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
5. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
7. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
8. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Практическая работа № 6.

«Расчет ЭДС. Применение уравнения Нернста»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.9. Электрохимические системы

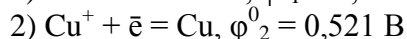
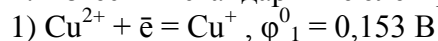
Цель занятия: ознакомление с электрохимическими системами; изучение влияния природы электрода на величину электродного потенциала; умение рассчитывать значения потенциалов по уравнению Нернста.

Оснащение: справочные таблицы, калькулятор, письменные принадлежности.

Задание:

Вариант 1

1. Известны стандартные электродные потенциалы для следующих процессов:



Рассчитать φ_3^0 для процесса $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$.

2. Вычислите значение стандартного электродного потенциала пары Cr^{3+}/Cr по справочным данным о потенциалах окислительно-восстановительного электрода Cr^{3+} , Cr^{2+}/Pt и пары Cr^{2+}/Cr .

3. Стандартные потенциалы электродов Hg^{2+}/Hg и $\text{Hg}_2^{2+}/2\text{Hg}$ при 25°C равны, соответственно, 0,860 и 0,796 В. Определите стандартный окислительно-восстановительный потенциал электрода $\text{Hg}_2^{2+}/2\text{Hg}^{2+}$.

Вариант 2

1. Рассчитайте значение стандартного электродного потенциала пары Tl^{3+}/Tl по данным справочных таблиц для пары Tl^{2+}/Tl и редокс-электрода Tl^{3+} , Tl^{2+}/Pt ($\varphi_{\text{Tl}^{2+}/\text{Tl}}^0 = -1,628 \text{ В}$, $\varphi_{\text{Tl}^{3+}, \text{Tl}^{2+}/\text{Pt}}^0 = -0,369 \text{ В}$).

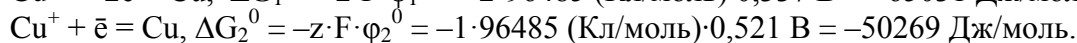
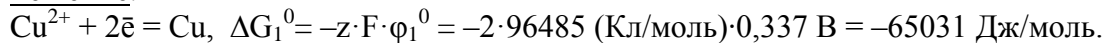
2. Вычислите стандартный электродный потенциал полуреакции восстановления $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn} + 4\text{H}_2\text{O}$, используя справочные данные о стандартных потенциалах редокс-системы H^+ , MnO_4^- , Mn^{2+}/Pt и пары Mn^{2+}/Mn .

3. Рассчитайте стандартный электродный потенциал пары Co^{3+}/Co по справочным данным о потенциалах редокс-электрода Co^{3+} , Co^{2+}/Pt и пары Co^{2+}/Co .

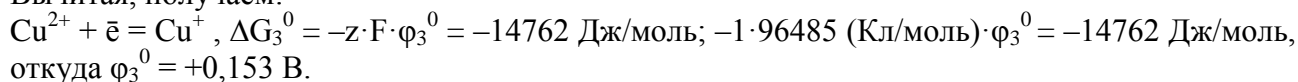
Примеры решения задач.

Пример 1. Рассчитать стандартный электродный потенциал пары $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$ по данным справочной таблицы для пар Cu^{2+}/Cu и Cu^+/Cu .

Решение.



Вычитая, получаем:



Пример 2. Вычислите значение электродного потенциала электрода, полученного погружением серебряной пластинки в 0,1 М раствор азотнокислого серебра при 298 К.

Решение. Реакция, протекающая на серебряном электроде, имеет вид: $\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}$. Стандартный электродный потенциал при 298 К равен 0,799 В. Электродный потенциал данного электрода можно найти по уравнению Нернста:

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 + RT/zF \ln \frac{a_{\text{Ag}^+}}{a_{\text{Ag}}}.$$

С учетом того, что активность твердого серебра (как и любого чистого твердого вещества) постоянна и может считаться равной единице, последнее уравнение можно преобразовать:

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 + RT/zF \ln a_{\text{Ag}^+}.$$

И далее, с учетом соотношения между активностью иона и его концентрацией:

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 + RT/zF \ln(c_{\text{Ag}^+} \cdot \gamma_{\pm})$$

Электролит, в который опущена серебряная пластинка, является сильным электролитом, кроме того концентрация этого электролита достаточно большая, поэтому нельзя не учитывать силы взаимодействия между ионами и между ионами и молекулами растворителя в этом электролите, т. е. средний ионный коэффициент активности нельзя принимать равным единице. Его нужно или рассчитать по теории Дебая–Хюккеля (в соответствующем концентрационном диапазоне) или найти в справочниках (Приложение 4). В 0,1 моль/л растворе AgNO_3 средний ионный коэффициент активности равен 0,734.

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,799 + 8,314 \cdot 298 / (1 \cdot 96485) \ln(0,1 \cdot 0,734) = 0,732 \text{ В.}$$

Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Что является причиной возникновения скачка потенциала на границе раздела фаз?
2. Что такое двойной электрический слой? Каковы причины его возникновения?
3. Если металлы опускать в растворы их солей, то на поверхности металла возникает или отрицательный, или положительный заряд. Каковы условия возникновения того или иного заряда? При каких условиях отсутствует заряд?
4. Каким способом можно регулировать величину заряда и изменять его знак?
5. Что такое электродный потенциал?
6. Что такое стандартный электродный потенциал?
7. Зависят ли стандартные электродные потенциалы от температуры? Если зависят, то можно ли рассчитать потенциал при температуре, отличной от стандартной?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
4. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
5. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп. - М.: Химия, 1988г. – 288с.
6. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): Учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2008. – 270 с.
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
8. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
9. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Дополнительная литература:

1. Беляев, А.П. Физическая и коллоидная химия: учебник / А.П. Беляев, Кучук В.И.; под ред. А.П. Беляева. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2018. – 752 с.
2. Физическая и коллоидная химия. Задачник: учебное пособие для вузов / А.П. Беляев, А.С. Чухно, Л.А. Бахолдина, В.В. Гришин; под ред. А.П. Беляева. – М.: НЭОТАР-Медиа, 2018. – 288с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 7.

Электролиз солей

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.9. Электрохимические системы

Цель занятия: изучение закономерностей электролиза водных растворов электролитов.

Оборудование и реактивы: U- образная трубка, угольный электрод, медный электрод, графитовый электрод; раствор хлорида меди, раствор иодида калия, раствор крахмала, раствор фенолфталеина, раствор сульфата натрия, раствор лакмуса, раствор метилового оранжевого, раствор сульфата меди.

Основные теоретические положения

При проведении электролиза используют инертные (графитовые, платиновые) или растворимые электроды. Металлический анод, погруженный в раствор своей соли, при электролизе будет растворяться.

При пропускании электрического тока через растворы или расплавы электролитов, положительно заряженные ионы (катионы) перемещаются в направлении катода,

отрицательно заряженные (анионы) – анода. На катоде происходит восстановление (приём электронов), на аноде – окисление (отдача электронов).

Следует помнить, что процесс электролиза протекает только при вполне определенной разности потенциалов, которая называется потенциалом разложения. Так, потенциал разложения сульфата цинка – 2,35 В, сульфата натрия – 2,21 В, нитрата натрия – 2,15 В. Поэтому электролиз этих соединений может протекать при напряжении источника тока не меньше указанных выше.

Изображая схемы процессов, протекающих при электролизе соединений, нужно учитывать тот факт, что разряжающая способность ионов зависит от величины электродного потенциала (см. приложение 5). Чем больше величина электродного потенциала катиона, тем легче он будет восстанавливаться до свободного состояния на катоде. Чем меньше величина электродного потенциала аниона, тем он легче окисляется на аноде.

Также нужно учитывать, что на величину электродного потенциала ионов и, следовательно, на порядок их разрядки на электродах существенное влияние оказывает **поляризация** электродов.

Поляризация – это смещение величины потенциала положительного электрода от равновесного в сторону меньших значений, а отрицательного электрода – в сторону больших значений. Причины, вызывающие поляризацию, различны: изменение концентрации ионов вблизи электродов (концентрационная поляризация), выделение продуктов электролиза на электродах, приводящее к образованию побочной гальванической цепи (химическая поляризация) и др.

На преодоление электродвижущей силы (ЭДС) гальванического элемента, возникающего в результате выделения на электродах продуктов электролиза, сопротивление электролита и др. факторов требуется дополнительное напряжение от внешнего источника тока, которое называется перенапряжением.

Перенапряжение – это величина, показывающая, насколько смещается электродный потенциал от равновесного значения на катоде и на аноде:

$$\eta_A = E_A - E^0 \quad (1)$$

$$\eta_K = E^0 - E_K \quad (2)$$

Здесь E_A , E_K – потенциалы анода и катода при прохождении тока, E^0 – стандартный электродный потенциал.

Перенапряжение на катоде обусловлено тем, что переход гидратированного иона из водного раствора на электрод связан с затратами энергии, и поэтому электродный потенциал выделения вещества на катоде смещается в отрицательную сторону; электродный потенциал выделения вещества на аноде смещается в результате перенапряжения в положительную сторону:

$$E_K = E^0 - \eta_K \quad (3)$$

$$E_A = E^0 + \eta_A \quad (4)$$

Анодное и катодное перенапряжение зависят от материала электродов (см. приложение 6), состояния их поверхности, природы разряжающихся ионов и т.д. Опытным путём установлено, что перенапряжение выделения металлов крайне незначительно, и в практических расчётах им можно пренебречь. Наиболее существенно перенапряжение выделения кислорода и водорода (приложение 6).

В соответствии с законами электрохимической кинетики при разряде катионов на катоде легче всего будут разряжаться те из них, которым отвечает наибольшее значение потенциала, а при разряде анионов на аноде – те, которым отвечает наименьшее значение потенциала. Однако эта последовательность часто нарушается из-за *перенапряжения* (особенно у анионов). Так, на графитовом аноде из имеющихся в растворе анионов хлора, гидроксид и сульфата первыми должны окисляться гидроксил-ионы с образованием свободного кислорода, что в первый момент и происходит (см. приложение 5). Однако в результате выделяющегося кислорода анод поляризуется, то есть электродный потенциал образования кислорода становится равным в соответствии с формулой (4) $E = 0,401 + 1,17 =$

1,571 В. Из сравнения электродных потенциалов хлорид- и сульфат-анионов с данным значением ясно, что в первую очередь будут окисляться ионы Cl^- .

Пример 1. Схема электролиза раствора хлорида меди (II) CuCl_2 .

Прежде всего, записывается процесс диссоциации электролита: $\text{CuCl}_2 \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$, $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$. При пропускании электрического тока происходит упорядочение движения ионов: на катод движутся ионы меди и водорода, на анод – хлорид- и гидроксил-ионы. С учетом величины перенапряжения выделения водорода и кислорода для графитовых электродов их электродные потенциалы соответственно $E(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 - 0,65 = -0,65$ В, $E(\text{O}_2/2\text{OH}^-) = 0,401 + 1,17 = 1,571$ В (см. приложения 5 и 6). Из сравнения этих данных с потенциалами меди и хлора приходим к выводу, что на катоде разряжается медь, на аноде – хлор. Уравнения электродных процессов: на катоде $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$, на аноде $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$. Суммарная реакция электролиза: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2 \uparrow$.

Пример 2. Схема электролиза раствора сульфата никеля.

Диссоциация: $\text{NiSO}_4 \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$, $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$. При пропускании электрического тока через раствор (электроды угольные) к катоду движутся ионы никеля и водорода, к аноду – гидроксил- и сульфат-ионы. С учетом величины перенапряжения выделения водорода и кислорода получим: $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25$ В $> E^0(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 - 0,65 = -0,65$ В, $E^0(\text{SO}_4^{2-}/\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) = 2,05$ В $> E^0(\text{O}_2/2\text{OH}^-) = 0,401 + 1,171 = 1,57$ В. Поэтому на катоде идет процесс восстановления никеля: $\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$, на аноде – выделения кислорода: $4\text{OH}^- - 4e = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Суммарная реакция электролиза: $2\text{NiSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Ni} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$.

Массу веществ, способных выделиться при электролизе, вычисляют на основании двух законов электролиза, сформулированных М. Фарадеем.

Первый закон М. Фарадея: количество выделившегося при электролизе вещества прямо пропорционально количеству пропущенного через электролит электричества.

Второй закон М. Фарадея: одинаковые количества электричества выделяют при электролизе на электродах эквивалентные массы различных веществ.

Таким образом из данных законов вытекает:

$$m_{\text{теор}} = \frac{\sum Q}{F}, \text{ так как } Q = I t, \text{ то} \\ m_{\text{теор}} = \frac{\sum I t}{F}.$$

Здесь $m_{\text{теор}}$ – масса выделяющегося вещества, г,

Q – количество электричества, Кл,

I – сила тока, А,

t – время электролиза, с,

F – число Фарадея (количество электричества, необходимое для выделения на электроде одного грамм-эквивалента любого вещества), равное 96500 Кл/моль,

\sum – электрохимический эквивалент (эквивалентная масса вещества), г/моль, вычисляемая как $\sum = A/V$, где A – атомная масса элемента, V – его валентность.

Для газообразных веществ, выделяющихся в процессе электролиза, с учётом их объёмов, выражение $m_{\text{теор}} / \sum$ можно заменить отношением V / V_{\sum} , где V – объём выделившегося газа, V_{\sum} – его эквивалентный объём (объём, который занимает 1 г-эквивалент вещества). Последний для водорода равен $22,4 : 2 = 11,2$ л/моль, для кислорода $22,4 : 4 = 5,6$ л/моль. Тогда закон Фарадея будет выглядеть как $V = V_{\sum} I t / F = V_{\sum} I t / 96500$.

Практически количество выделившегося на электроде вещества не соответствует вычисленному по закону Фарадея в результате различных потерь (побочных процессов, сопротивления проводников, электролита и т.д.). Для характеристики работы электролизеров вводится понятие **выхода по току χ** (выражается в %).

Для того, чтобы определить выход вещества по току, нужно количество фактически выделившегося на электроде вещества (или его практический выход) разделить на его количество, которое должно было бы выделиться теоретически: $\chi = (m_{\text{пр}} / m_{\text{теор}}) 100\%$

Порядок выполнения задания:

Опыт 1. Электролиз раствора хлорида меди.

В U-образную трубку налить раствор хлорида меди. Электролиз проводится с угольными или медными электродами. Пропустить через раствор ток определенной силы в течение 2-3 мин. Что наблюдается при этом? Дайте объяснение и схему электролиза.

Опыт 2. Электролиз водного раствора иодида калия.

В U-образную трубку налить раствор иодида калия KI. Электролиз проводится с угольными или медными электродами. В анодное колено добавить несколько капель раствора крахмала, в катодное – столько же фенолфталеина. Пропустить через раствор ток определенной силы в течение 2-3 мин. Что наблюдается при этом? Дайте объяснение и схему электролиза.

Опыт 3. Электролиз водного раствора сульфата натрия.

В U-образную трубку налить раствор сульфата натрия. В катодное колено трубки добавить несколько капель лакмуса или метилового оранжевого, в анодное – фенолфталеина. В оба колена трубки опустить тонкие угольные электроды и пропускать постоянный электрический ток (силу тока и время электролиза задаёт преподаватель). Наблюдать происходящие явления (изменение окраски индикаторов, выделение газов). С чем это связано? Составить электродные процессы с учётом электродных потенциалов и перенапряжения, указать продукты электролиза. Сделать вывод: электролиз какого вещества фактически протекает в данном случае?

Опыт 4. Электролиз раствора сульфата меди с нерастворимым анодом.

В электролизер налил раствор CuSO_4 и опустил графитовые электроды. Включил ток. Составить электродные процессы с учётом электродных потенциалов и перенапряжения, указать продукты электролиза. Сделать вывод: электролиз какого вещества фактически протекает в данном случае?

Вывод: Сделать выводы исходя из полученных материалов наблюдения.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Какой процесс называется электролизом?
2. Чем определяется, какой из возможных процессов окисления – восстановления будет протекать в первую очередь?
3. Промышленный способ получения каустика NaOH – электролиз раствора поваренной соли NaCl. Запишите схематически этот процесс.
4. Какие процессы протекают на электродах при электролизе раствора хлорида никеля (II), в случае: а) никелевого анода; б) угольного анода.
5. В какой последовательности выделяются на катоде металлы при электролизе раствора, содержащего ионы Zn^{2+} , Ag^+ , Sn^{2+} ?
6. При электролизе раствора сульфата никеля током 10 А в течение 5 часов (электроды угольные) на катоде выделилось 50 г никеля. Какой продукт образуется на аноде и в каком количестве? Вычислить выход никеля по току.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.

4. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
5. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп.- М.: Химия, 1988г. – 288с.
6. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): Учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярлова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2008. – 270 с.
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
8. Михалев Л.А., Пассет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии: Учебное пособие для техникумов, 1995г.- 276 с.
9. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
10. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Дополнительная литература:

1. Беляев, А.П. Физическая и коллоидная химия: учебник / А.П. Беляев, Кучук В.И.; под ред. А.П. Беляева. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2018. – 752 с.
2. Физическая и коллоидная химия. Задачник: учебное пособие для вузов / А.П. Беляев, А.С. Чухно, Л.А. Бахолдина, В.В. Гришин; под ред. А.П. Беляева. – М.: НЭОТАР-Медиа, 2018. – 288с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Практическая работа № 7.

Поверхностные явления коллоидных систем. Адсорбция.

Раздел 2 Коллоидные системы и ВМС

Тема 2.2. Поверхностные явления

Цель занятия: закрепление понятий адсорбция и ее различные виды; поверхностное натяжение жидкостей, адгезия, когезия, смачивание и растекание; умение решать задачи.

Оснащение: справочные таблицы, калькулятор, письменные принадлежности.

Задание:

Вариант 1

1. По коэффициенту растекания определите, будет ли растекаться сероуглерод CS_2 по воде, если работа когезии для сероуглерода равна $0,0628 \text{ Дж/м}^2$, а работа адгезии сероуглерода к воде равна $0,0558 \text{ Дж/м}^2$.
2. Теплота смачивания угля водой равна $24,685 \text{ кДж/кг}$, а бензолом $66,946 \text{ кДж/кг}$. Является ли данная поверхность гидрофильной?
3. Вычислите адсорбцию масляной кислоты на поверхности водного раствора с воздухом при 293 К и концентрации $0,5 \text{ моль/л}$, если зависимость поверхностного натяжения от концентрации выражается уравнением Шишковского: $\sigma = \sigma_0 - 16,7 \cdot 10^{-3} \ln(1 + 21,5C)$.

Вариант 2

1. Вычислите коэффициент растекания для хлороформа при 20°C. Поверхностное натяжение воды, хлороформа и межфазное натяжение соответственно равны: 0,0728, 0,0273 и 0,0277 Дж/м². Будет ли хлороформ растекаться по поверхности воды?
2. Определите поверхностное натяжение водного раствора NaCl, если после взбалтывания его с бензолом межфазное натяжение составляет 0,0454 Дж/м². Поверхностное натяжение бензола на границе с воздухом составляет 0,0288 Дж/м².
3. Вычислите постоянную В уравнения Шишковского и величину предельной адсорбции на границе раздела фаз раствора масляной кислоты – воздух при 17°C, если площадь, занимаемая одной молекулой кислоты на поверхности раздела равна 20,5·10⁻²⁰ м².

Примеры решения задач.

1. Вычислите поверхностное натяжение на границе раздела бензол - вода после взбалтывания бензола с водой и разделения фаз. Поверхностное натяжение бензола и воды на границе с воздухом соответственно равны 0,0288 и 0,0727 Дж/м².

Решение:

Вычислим поверхностное натяжение на границе раздела двух жидкостей по правилу Антонова:

$$\sigma_{ж1/ж2} = \sigma_{ж1/г} - \sigma_{ж2/г} = 0,0727 - 0,0288 = 0,0439 \text{ Дж/м}^2$$

2. При 293 К зависимость поверхностного натяжения от концентрации водного раствора пропилового спирта выражается уравнением Шишковского: $\sigma = \sigma_0 - 14,4 \cdot 10^{-3} \cdot \ln(1 + 6,6C)$. Определите адсорбцию пропилового спирта на поверхности раздела водный раствор – воздух при концентрации 0,25 моль/л.

Решение:

Из приведенного уравнения Шишковского следует, что:

$$A = 6,6, B = 14,4 \cdot 10^{-3}.$$

Подставим полученные константы в уравнение, связывающее величину гиббсовской адсорбции (Г) с константами уравнения Шишковского:

$$\Gamma = \frac{B}{RT} \cdot \frac{AC}{1+AC} = \frac{1,4 \cdot 10^{-3} \text{ Дж/м}^2}{8,314 \text{ Дж/(К·моль)} \cdot 293\text{К}} \cdot \frac{6,6 \text{ л/моль} \cdot 0,25 \text{ моль/л}}{1+6,6 \cdot 0,25} = 3,57 \cdot 10^{-7} \text{ моль/м}^2$$

Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое поверхностное натяжение жидкостей и факторы, влияющие на него?
2. Чем определяется поверхностная активность ПАВ. Правило Траубе, уравнение Шишковского.
3. Что такое межфазное поверхностное натяжение? От чего оно зависит? Правило Антонова.
4. Условие растекания жидкости по поверхности.
5. Что такое адсорбция, адсорбент, адсорбтив? Приведите примеры.
6. Мономолекулярная теория адсорбции Ленгмюра, теория Поляни, БЭТ.
7. Физическая и химическая адсорбция.
8. Факторы, влияющие на адсорбцию из растворов.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп. - М.: Химия, 1988г. – 288с.
3. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): Учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2008. – 270 с.

4. Беляев, А.П. Физическая и коллоидная химия: учебник / А.П. Беляев, Кучук В.И.; под ред. А.П. Беляева. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2018. – 752 с.
5. Физическая и коллоидная химия. Задачник: учебное пособие / А.П. Беляев, А.С. Чухно, Л.А. Бахолдина, В.В. Гришин; под ред. А.П. Беляева. – М.: НЭОТАР-Медиа, 2018. – 288с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 8. Адсорбция

Раздел 2 Коллоидные системы и ВМС Тема 2.2. Поверхностные явления

Цель занятия: изучение адсорбционной активности (способности) угля (избирательности адсорбции) из растворов; изучение влияния растворителя на адсорбционную активность угля.

Оборудование и реактивы: активированный уголь, окрашенные водные растворы электролитов, красителей и золь: CuSO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, фуксина, эозина, золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$, золя $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; спиртовой раствор фуксина; стаканы вместимостью 50 мл; пипетки вместимостью 10 мл; пробирки – 10 шт., воронка, стеклянные трубочки – 6 шт., груша резиновая, вата, фильтровальная бумага, фильтр бумажный

Ход выполнения работы:

1. Изучить адсорбцию электролитов, красителей и золь углем.

В пробирки наливают 3 мл разбавленных слабо-окрашенных растворов сернистой меди, двухромовокислого калия, фуксина, эозина и золь гидроксида железа и берлинской лазури. В каждую пробирку добавляют по 0,1 г активированного угля, многократно взбалтывают и фильтруют, засасывая часть раствора в стеклянную трубочку, нижний конец которой плотно закрыт комочком ваты. Отмечают окраску растворов и фильтратов. Результаты наблюдений вносят в табл. 1.

Таблица 1

Исследуемый раствор	Окраска		Наблюдаемое явление
	раствора	фильтрата	
CuSO_4			
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$			
Фуксин			
Эозин			
Золь $\text{Fe}(\text{OH})_3$			
Золь $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$			

2. Сделайте выводы.
3. Изучите влияние растворителя на адсорбцию.

В одну пробирку налейте 3 мл слабоокрашенного водного раствора фуксина, а в другую – 3 мл слабоокрашенного спиртового раствора фуксина, добавьте в обе пробирки по 0,1 г

активированного угля (порошка), взболтайте и фильтруйте через бумажный фильтр. Результаты наблюдений внесите в табл. 2.

Таблица 2

Исследуемый раствор фуксина	Окраска		Наблюдаемое явление
	раствора	фильтрата	
Спиртовый раствор			
Водный раствор			

4. Объясните различную адсорбционную способность фуксина на угле из водного и спиртового растворов. Почему из спиртового раствора фуксин не адсорбируется?

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определение понятий «свободная поверхностная энергия» и «поверхностное натяжение». В каких единицах они измеряются?
2. Какие вещества называются поверхностно-активными и поверхностно-инактивными?
3. Что называется поверхностным натяжением? Факторы, влияющие на поверхностное натяжение.
4. Как зависит поверхностное натяжение от природы вещества, образующего поверхность и почему?
5. Как и почему поверхностное натяжение зависит от температуры?
6. Что называется адсорбцией и как количественно ее характеризуют?
7. Напишите адсорбционное уравнение Гиббса и дайте определение предельной адсорбции. Как графически определить предельную адсорбцию?
8. Как рассчитать площадь, занимаемую молекулой в адсорбционном слое?
9. Поясните физический смысл констант в уравнении Шишковского.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп.- М.: Химия, 1988г. – 288с.
3. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): Учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2008. – 270 с.
4. Беляев, А.П. Физическая и коллоидная химия: учебник / А.П. Беляев, Кучук В.И.; под ред. А.П. Беляева. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2018. – 752 с.
5. Физическая и коллоидная химия. Задачник: учебное пособие / А.П. Беляев, А.С. Чухно, Л.А. Бахолдина, В.В. Гришин; под ред. А.П. Беляева. – М.: НЭОТАР-Медиа, 2018. – 288с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 9. Определение поверхностного натяжения жидкостей

Раздел 2 Коллоидные системы и ВМС

Тема 2.2. Поверхностные явления

Цель занятия: определение поверхностного натяжения растворов сталагмометрическим методом.

Реактивы и оборудование: водные растворы NaCl, олеат натрия $C_{18}H_{33}O_2Na$, этилового C_2H_5OH и амилового $C_5H_{11}OH$ спиртов, сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ (или глюкозы $C_6H_{12}O_6$) концентрации 2 моль/л; сталагмометр, резиновая груша, мерный цилиндр вместимостью 20 мл, химические стаканы или колбы вместимостью 100-150 мл – 6 шт., штатив с держателем, фильтровальная бумага.

Ход выполнения работы:

Известно большое число методов определения поверхностного натяжения жидкостей на границе жидкость – воздух. Метод счета капель (сталагмометрический) является наиболее простым и достаточно точным методом. Установка для измерения поверхностного натяжения сталагмометрическим методом представлена на рис. 1

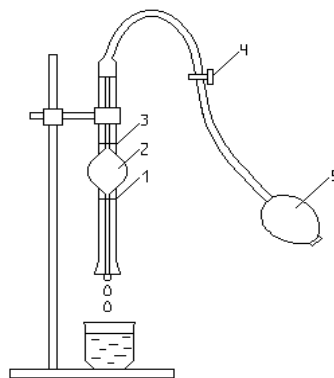


Рис. 1. Установка для измерения
поверхностного натяжения жидкости
сталагмометрическим методом

Сталагмометр представляет собой прямую или изогнутую стеклянную трубку, имеющую в средней части расширение (резервуар) 2, ниже и выше которого нанесены метки 1 и 3. Эти метки обозначают объем вытекающей жидкости. Нижний конец трубки является толстостенным капилляром, оканчивающимся широкой горизонтальной хорошо пришлифованной поверхностью для получения одинаковых капель. К верхнему концу трубки присоединяют резиновый шланг с грушей 5 и зажимом 4. С помощью зажима регулируют скорость образования и отрыва капли жидкости. Сталагмометр укрепляют на штативе строго горизонтально.

Сталагмометрический метод (греч. stalagma – капля) основан на зависимости между числом капель, получаемых из данного объема жидкости (при свободном ее падении в виде капель) и поверхностным натяжением. Чем меньше поверхностное натяжение истекающей из сталагмометра жидкости, тем меньший объем имеет капля, тем, следовательно, больше будет число капель n . Обычно придерживаются скорости истечения, обеспечивающей образование 1-3 капель в минуту. При правильно выбранном времени образования капель сталагмометрический метод дает точные значения поверхностного натяжения растворов ПАВ.

Поверхностное натяжение исследуемой жидкости вычисляют по формуле

$$\sigma_x = \sigma_0 \frac{n_0 \rho_x}{\rho_0 n_x} = K \frac{\rho_x}{n_x}, \quad (1)$$

где σ_0 и σ_x – поверхностное натяжение соответственно воды и исследуемой жидкости; n_0 и n_x , ρ_0 и ρ_x – число капель и плотности воды и исследуемой жидкости; K – постоянная сталагмометра; $K = \sigma_0 \frac{n_0}{\rho_0}$.

Для разбавленных растворов, плотность которых практически равна плотности чистого растворителя, поверхностное натяжение вычисляют по формуле

$$\sigma_x = \sigma_0 \frac{n_0}{n_x}. \quad (2)$$

Для выполнения работы тщательно вымытый и высушенный сталагмометр вставляют в штатив (рис. 1). На верхний конец сталагмометра надевают резиновый шланг с грушей 5 и зажимом 4. Опускают нижний конец сталагмометра в стакан с исследуемым раствором. С помощью груши набирают жидкость выше верхней метки, избегая образования пузырьков воздуха. Закрывают винтовой зажим 4. Поднимают сталагмометр над жидкостью и устанавливают его в штативе в строго вертикальном положении. Затем осторожно открывают зажим и жидкость по каплям начинает вытекать из капилляра сталагмометра. Капля должна отрываться примерно через 10 с. Когда уровень жидкости совпадает с верхней меткой 3, начинают счет капель. При совпадении уровня жидкости с нижней меткой 1 счет капель заканчивают. Определения повторяют три раза и вычисляют среднее арифметическое число капель.

Сначала опыт проводят с дистиллированной водой, для которой известно поверхностное натяжение σ_0 (справочная величина). Подставив подсчитанное число капель для воды в формулу

$$K = \sigma_0 \frac{n_0}{\rho_0},$$

находят постоянную сталагмометра. Точно так же подсчитывают число капель исследуемых растворов. Поверхностное натяжение растворов вычисляют по формуле (2).

Результаты измерений и расчетов заносят в табл. 1.

Таблица 1

Результаты эксперимента и расчета

Исследуемый раствор	При числе капель				Поверхностное натяжение σ , Дж/м ²	
	1	2	3	ср.	расчетное	теоретическое
Вода						
NaCl						
Олеат натрия						
Этиловый спирт						
Амиловый спирт						
Глюкоза						
Сахароза						

На основании результатов измерений и расчетов подразделить исследуемые растворы на поверхностно-активные, поверхностно-неактивные и поверхностно-инактивные.

Сделать вывод о поверхностном натяжении различных жидкостей.

Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определение понятий «свободная поверхностная энергия» и «поверхностное натяжение». В каких единицах они измеряются?

2. Какие вещества называются поверхностно-активными и поверхностно-инактивными?
3. Что называется поверхностным натяжением? Факторы, влияющие на поверхностное натяжение.
4. Как зависит поверхностное натяжение от природы вещества, образующего поверхность и почему?
5. На чем основано измерение поверхностного натяжения жидкостей методом максимального давления в пузырьке?
6. На чем основано измерение поверхностного натяжения сталагмометрическим методом?
7. Как и почему поверхностное натяжение зависит от температуры?
8. Что называется адсорбцией и как количественно ее характеризуют?
9. Напишите адсорбционное уравнение Гиббса и дайте определение предельной адсорбции. Как графически определить предельную адсорбцию?
10. Как рассчитать площадь, занимаемую молекулой в адсорбционном слое?
11. Поясните физический смысл констант в уравнении Шишковского.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп. - М.: Химия, 1988г. – 288с.
3. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): Учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2008. – 270 с.
4. Беляев, А.П. Физическая и коллоидная химия: учебник / А.П. Беляев, Кучук В.И.; под ред. А.П. Беляева. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2018. – 752 с.
5. Физическая и коллоидная химия. Задачник: учебное пособие / А.П. Беляев, А.С. Чухно, Л.А. Бахолдина, В.В. Гришин; под ред. А.П. Беляева. – М.: НЭОТАР-Медиа, 2018. – 288с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 10.

Получение коллоидных растворов и их очистка

Раздел 2 Коллоидные системы и ВМС

Тема 2.3. Дисперсные системы

Цель занятия: освоение методики получения золей различными методами, построение формул мицелл.

Оборудование и реактивы:

Реактивы: растворы реагентов концентраций: KMnO_4 – 0,05 моль/л, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – 0,02 моль/л, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – 0,04 моль/л, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – 0,1 моль/л, AlCl_3 – моль/л, CH_3COONa – 0,2 моль/л, Na_2HPO_4 – 0,1 моль/л, FeCl_3 – 0,2 моль/л.

Оборудование: штатив с пробирками, колбы вместимостью 100 мл, набор пипеток, воронки пробирочные, стеклянные палочки, фильтровальная бумага, электроплитки.

Основные теоретические положения.

Системы, состоящие из двух или более веществ, отделенных друг от друга границей раздела, называют дисперсными системами. В такой системе различают дисперсную среду – сплошную среду, в которой распределены частицы вещества, и дисперсную фазу – совокупность этих частиц.

В основу классификации дисперсных систем положено агрегатное состояние фаз дисперсных систем, размеры и форма раздробленной фазы, интенсивность межфазного взаимодействия, молекулярность, структура.

По степени дисперсности они подразделяются на четыре типа:

– грубодисперсные – грубые взвеси, суспензии, эмульсии, порошки с размером частиц $\geq 10^{-5}$ м;

– микрогетерогенные $10^{-5} - 10^{-7}$ м;

– коллоидно-дисперсные золи с размером частиц $10^{-7} - 10^{-9}$ м;

– молекулярные или ионные растворы с размером частиц менее 10^{-9} м.

Дисперсные системы по межфазному взаимодействию среды и фаз делятся на лиофобные и лиофильные.

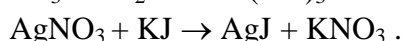
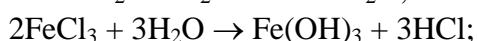
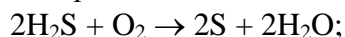
В лиофобных системах дисперсная фаза слабо взаимодействует с дисперсной средой (суспензии, эмульсии), в лиофильных системах – интенсивно (растворы полимеров, поверхностно-активных веществ).

Частицы дисперсной фазы, структурно связанные в дисперсной системе, образуют гели, а несвязанные – золи.

Дисперсные системы получают двумя путями: 1) физической и химической конденсацией ионов или молекул в агрегаты; 2) диспергированием вещества до частиц коллоидных размеров.

Физическая конденсация может осуществляться при охлаждении паров или путем понижения растворимости веществ при замене растворителя.

Химическая конденсация происходит в результате химических реакций, сопровождающихся образованием труднорастворимых в дисперсионной среде соединений. Примерами могут служить следующие реакции:

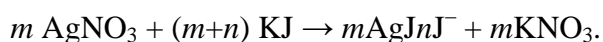


Из методов диспергирования особое значение имеет пептизация как физико-химический метод образования золь из “свежих” (рыхлых) осадков. Пептизаторы, растворами которых обрабатывают осадки, способствуют образованию двойного слоя ионов на поверхности частиц осадка, сообщая золю агрегативную устойчивость.

Различают пептизацию адсорбционную, диссолюционную и пептизацию промыванием осадка. При адсорбционной пептизации к осадку добавляют ПАВ или готовый электролит-пептизатор, неиндифферентные ионы которого избирательно адсорбируются на поверхности частиц потенциалообразующего слоя. При диссолюционной пептизации пептизатор образуется в ходе химической реакции между молекулами поверхностных слоев частиц осадка и добавленным реагентом.

Частицы дисперсной фазы в золях обладают сложной структурой, зависящей от условий их получения и природы стабилизатора. Такие частицы называются мицеллами.

Например, частицы гидрозоля иодистого серебра, которые получают приливанием раствора нитрата серебра к раствору иодистого калия (избыток KJ – стабилизатор). Реакция протекает по уравнению



Мицелла имеет следующую структуру:



Частица дисперсной фазы с окружающим ее диффузионным слоем называется мицеллой;

m – число молекул AgJ в агрегате;

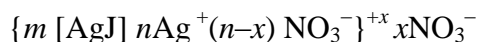
n – число избыточных ионов J⁻, прочно адсорбированных на поверхности агрегата (как правило, $m > n$), называемых потенциалообразующими;

x – количество ионов, входящих в диффузионный слой;

$(n-x)$ – количество противоионов K⁺ в адсорбционном слое.

Количество таких ионов калия $(n-x)$ меньше количества адсорбированных ионов иода (n), вследствие чего коллоидная частица имеет отрицательный заряд $(-x)$.

Если получать золь иодистого серебра при некотором избытке нитрата серебра (AgNO₃), то частицы золя иодистого серебра приобретают положительный заряд (в отличие от предыдущего случая):



Знак заряда коллоидных частиц золей можно определить методом капилляризации.

Метод капилляризации применим для окрашенных золей. В основе этого метода лежит зависимость адсорбируемого золя от знака заряда поверхности адсорбента (фильтровальной бумаги). При смачивании фильтровальной бумаги водой, она поднимается по капиллярам бумаги. При этом стенки капилляров заряжаются отрицательно, а граничащая с ними вода – положительно.

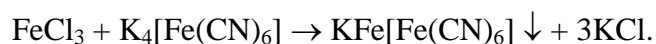
Ход выполнения работы.

1. Получение золя диоксида марганца. Соль марганца восстанавливают тиосульфатом натрия:



В колбу вместимостью 50 мл помещают 1 мл раствора KMnO₄ концентрации 0,05 моль/л и 19 мл воды. В разбавленный раствор добавляют по каплям (5-6 капель) при взбалтывании раствор Na₂S₂O₃ концентрации 0,02 моль/л. Образуется золь темно-красного цвета.

2. Получение золя гексацианоферрата (II)-железа (III) калия (берлинской лазури) с отрицательно заряженными частицами:



К 20 мл воды добавляют 2-3 капли насыщенного на холоду раствора FeCl₃, а затем при взбалтывании – 1 каплю раствора K₄[Fe(CN)₆] концентрации 0,04 моль/л. Образуется золь сине-зеленого цвета.

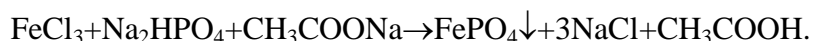
3. Получение золя гексацианоферрата (II)-железа (III) калия (берлинской лазури) с положительно заряженными частицами:

К 20 мл воды добавляют 0,5 мл раствора K₄[Fe(CN)₆] концентрации 0,04 моль/л, а затем при взбалтывании – 2 капли раствора FeCl₃ концентрации 1/5 насыщенного. Образуется золь синего цвета.

4. Получение золя гидроксида железа:

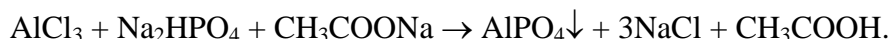
К 20 мл кипящей воды прибавляют 1-2 капли насыщенного раствора FeCl_3 . Образуется золь вишнево-красного цвета.

5. Получение золя фосфата железа:



К 10 мл воды добавляют 20 капель насыщенного раствора FeCl_3 и 10 капель раствора CH_3COONa концентрации 0,02 моль/л. К этому раствору добавляют по каплям при взбалтывании раствор Na_2HPO_4 концентрации 0,1 моль/л, до появления нерастворимых хлопьев фосфата железа. Образуется золь зеленовато-белесого цвета.

6. Получение золя фосфата алюминия:



К 10 мл воды добавляют 20 капель раствора AlCl_3 концентрации 0,2 моль/л и 10 капель раствора CH_3COONa концентрации 0,02 моль/л. К полученному раствору добавляют по каплям при взбалтывании раствор Na_2HPO_4 концентрации 0,10 моль/л до тех пор, пока появляющиеся хлопья фосфата алюминия не станут растворяться с трудом.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие системы называются дисперсными?
2. Как подразделяются дисперсные системы в зависимости от размера частиц?
3. Какие дисперсные системы относятся к лиофильным и лиофобным?
4. Как можно отличить коллоидные растворы от истинных?
5. Какими путями можно получить дисперсные системы?
6. Какими способами можно провести диспергирование твердых и жидких веществ?
7. Перечислите конденсационные методы получения коллоидных растворов.
8. Что называется мицеллой и каково ее строение?
9. Какими методами можно определить знак заряда золя?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп. - М.: Химия, 1988г. – 288с.
3. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): Учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2008. – 270 с.
4. Беляев, А.П. Физическая и коллоидная химия: учебник / А.П. Беляев, Кучук В.И.; под ред. А.П. Беляева. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2018. – 752 с.
5. Физическая и коллоидная химия. Задачник: учебное пособие / А.П. Беляев, А.С. Чухно, Л.А. Бахолдина, В.В. Гришин; под ред. А.П. Беляева. – М.: НЭОТАР-Медиа, 2018. – 288с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 11.

Определение порога коагуляции коллоидных растворов визуальным методом.

Раздел 2 Коллоидные системы и ВМС

Тема 2.3. Дисперсные системы

Цель занятия: определение порога коагуляции зольей различными электролитами.

Оборудование и реактивы:

- а) 2М раствор KCl, 0,05М раствор K₂SO₄; 0,005М раствор K₃[Fe(CN)₆]; золь гидроокиси железа, дистиллированная вода; пробирки
б) 2М раствор KCl; 0,02М раствор MgCl₂ (BaCl₂); 0,002М раствор AlCl₃; золь берлинской лазури, дистиллированная вода; пробирки
в) 2М раствор KCl; 0,02М раствор MgCl₂ (BaCl₂); 0,002М раствор AlCl₃; золь двуокиси марганца, дистиллированная вода; пробирки.

Содержание и ход выполнения работы.

а) Определение порога коагуляции золь гидроокиси железа.

Для работы применяют двумолярный раствор KCl, 0,05 молярный раствор K₂SO₄, 0,005 молярный раствор K₃[Fe(CN)₆]. В 12 чистых пробирок (по 4 пробирки для каждого электролита) наливают по 5 мл золь гидроокиси железа и указанное в таблице 1 количество миллилитров дистиллированной воды и раствора электролита, после чего содержимое каждой пробирки немедленно хорошо перемешивают и через 30 минут отмечают, в каких пробирках произошла явная коагуляция. (При помутнении поставить в таблице знак "+").

Таблица 2

№ пробирки	Золь гидроокиси железа, мл	Дистиллированная вода, мл	Раствор электролита, мл	Коагуляция через 30 минут
1	5	4,5	0,5	
2	5	4,0	1,0	
3	5	3,0	2,0	
4	5	1,0	4,0	

Таким образом, в каждой пробирке концентрация зольей одинакова (1:1), а концентрация электролита в каждой следующей пробирке больше, чем в предыдущей, в два раза. Если ни в одной из пробирок коагуляции нет, то повторяют опыт, применяя в 2-5 раз более концентрированный раствор электролита. Порог коагуляции вычисляют по формуле:

$$C_{пор} = 100 C V \text{ (ммоль/л)},$$

где C - молярная концентрация;

V - наименьшее число миллилитров раствора электролита, достаточное для коагуляции зольей.

Например, если коагуляция зольей 0,05 М раствором K₂SO₄ произошла только в третьей и четвертой пробирках, то порог коагуляции равен миллимолярной концентрации K₂SO₄ в третьей пробирке, а именно,

$$C_{пор} = 100 \cdot 0,05 \cdot 2 = 10 \text{ ммоль/л зольей}$$

Для получения более точных результатов повторяют определение, применяя промежуточные количества электролита между теми, которые в первой серии вызывали и не вызывали коагуляцию зольей (см. таблицу 2). В каждую пробирку с зольем 5 мл, помимо указанного количества электролита, приливает недостающее до 5 мл количество дистиллированной воды. Значение порога коагуляции записывают в таблицу 3.

б) Определение порога коагуляции золя берлинской лазури и золя двуокиси марганца.

Определение порогов коагуляции изучаемых золь производят так же, как и для золя гидроокиси железа (см. п. а) В качестве электролитов используют 2 М р-р KCl, 0,02 М р-р MgCl₂ (BaCl₂) и 0,002 М р-р AlCl₃.

Точное определение порога коагуляции

Таблица 2

Первая серия опытов	Вторая серия опытов			
Наименьший объем электролита, вызвавший коагуляцию, мл	Количество раствора электролита в пробирке, мл			
0,5	0,1	0,2	0,3	0,4
1,0	0,6	0,7	0,8	0,9
2,0	1,2	1,4	1,6	1,8
4,0	2,1	2,8	3,2	3,6

Таблица 3

Электролит, молярная концентрация	Коагулирующий ион	Порог коагуляции
KCl, 2 М		
K ₂ SO ₄ , 0,05 М		
K ₃ [Fe(CN) ₆], 0,05 М		

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте понятие дисперсных систем.
2. Что такое истинные растворы? Коллоидные растворы? В чем их отличие?
3. Перечислите основные методы получения и очистки коллоидных растворов? На чем они основаны?
4. Что является структурной единицей золя? Из чего она состоит?
5. Что такое коагуляция золь? В чем причина этого явления? Что называют порогом коагуляции золь?
6. Какие вещества используются для стабилизации золь? Каким показателем характеризуется их стабилизирующая способность?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп.- М.: Химия, 1988г. – 288с.
3. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): Учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2008. – 270 с.
4. Беляев, А.П. Физическая и коллоидная химия: учебник / А.П. Беляев, Кучук В.И.; под ред. А.П. Беляева. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2018. – 752 с.
5. Физическая и коллоидная химия. Задачник: учебное пособие / А.П. Беляев, А.С. Чухно, Л.А. Бахолдина, В.В. Гришин; под ред. А.П. Беляева. – М.: НЭОТАР-Медиа, 2018. – 288с.
6. Лабораторные работы и задачи по коллоидной химии / под ред. Ю.Г.Фролова, А.С. Гродского. – М.: Химия, 1986. – 216 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования

- знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
- электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
 - виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Практическая работа № 8.

Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем. Устойчивость дисперсных систем

Раздел 2 Коллоидные системы и ВМС

Тема 2.4. Дисперсные и коллоидные системы

Цель занятия: закрепление понимания молекулярно-кинетических свойств дисперсных систем, умение решать задачи.

Оснащение: таблица «периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», справочные таблицы, калькулятор, письменные принадлежности.

Задание:

Вариант 1

- Вычислите радиус частицы золя золота, если за 60 с она переместилась на $1,065 \cdot 10^{-5}$ м при температуре 20°C и вязкости среды $\eta = 1 \cdot 10^{-3}$ Н·с/м².
- Рассчитайте концентрации электролитов, вызвавших коагуляцию 10,0 мл золя сульфида мышьяка As_2S_3 , если при приливании нижеуказанных объемов растворов электролитов (V), их порог коагуляции γ следующий:

Электролит	KNO_3	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
V, мл	12,5	0,9	0,8
γ , моль/л	5,0	0,09	0,008

Определите знак заряда коллоидной частицы. Напишите формулу мицеллы золя сульфида мышьяка As_2S_3 , полученного пропусканием сероводорода через разбавленный раствор оксида мышьяка As_2O_3 .

Вариант 2

- Коэффициент диффузии тростникового сахара в воде при 291 К составляет $3,9 \cdot 10^{-5}$ м²/сутки. Вязкость воды равна $1,06 \cdot 10^{-3}$ Н·с/м². Вычислите радиус молекулы (в м) и молярную массу органического вещества. Плотность тростникового сахара составляет $1,587 \cdot 10^3$ кг/м³. Полученное значение молярной массы сравните с теоретическим ($M = 342$ г/ моль).
- Рассчитайте пороги коагуляции, определите знак заряда коллоидной частицы и напишите формулу мицеллы золя гидроксида алюминия, полученного сливанием растворов хлорида алюминия и гидроксида натрия, если для коагуляции 10,0 мл золя был израсходован следующий объем электролитов, указанной концентрации:

Электролит	KNO_3	Na_2CrO_4	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
V, мл	10,0	1,0	0,8
C, моль/л	2,5	0,5	0,05

Примеры решения задач:

- Коэффициент диффузии арабинозы в воде при 291 К составляет $5,4 \cdot 10^{-5}$ м²/сутки. Вязкость воды равна $1,06 \cdot 10^{-3}$ Н·с/м². Вычислите радиус молекулы (в м) и молярную массу органического вещества. Плотность арабинозы составляет $1,618 \cdot 10^3$ кг/м³. Полученное значение молярной массы сравните с теоретическим значением ($M = 150$ г/ моль).

Решение:

1. Выразим коэффициент диффузии в м²/с:

$$1 \text{ сутки} = 24 \text{ ч} = 86400 \text{ с}$$

$$D = 5,4 \cdot 10^{-5} \text{ м}^2 / \text{сутки} : 86400 \text{ с} / \text{сутки} = 6,25 \cdot 10^{-10} \text{ м}^2 / \text{с}$$

2. Вычислим радиус молекулы арабинозы по уравнению:

$$r = \frac{RT}{6\pi \cdot N_A \cdot \eta \cdot D} = \frac{8,314 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль} \cdot 291 \text{ К}}{6 \cdot 3,14 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 1,06 \cdot 10^{-3} \text{ Н} \cdot \text{с/м}^2 \cdot 6,25 \cdot 10^{-10} \text{ м}^2 / \text{с}} = 3,22 \cdot 10^{-10} \text{ м}$$

3. Рассчитаем молярную массу арабинозы по уравнению (14.5):

$$M = \frac{4}{3} \pi r^3 \cdot N_A \cdot \rho = \frac{4}{3} \cdot 3,14 \cdot (3,22 \cdot 10^{-10} \text{ м})^3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 1,618 \cdot \frac{10^3 \text{ кг}}{\text{м}^3} = \frac{0,316 \text{ кг}}{\text{моль}} = 136 \text{ г/моль}$$

Вычисленное значение молярной массы арабинозы близко к теоретическому значению.

2. Чтобы вызвать коагуляцию 10,0 мл гидрозоля Fe(OH)₃, полученного гидролизом хлорида железа (III), прилили растворы следующих электролитов:

Электролит	NaNO ₃	Na ₂ SO ₄	Na ₃ PO ₄
V, мл	8,0	12	1,0
C, моль/л	1,0	0,01	0,01

Рассчитайте пороги коагуляции, определите знак заряда коллоидной частицы и напишите формулу мицеллы, если стабилизатором золя является электролит FeOCl.

Решение:

1. Рассчитаем порог коагуляции каждого электролита:

$$\gamma_{\text{NaNO}_3} = \frac{V \cdot C}{W} = \frac{8,0 \text{ мл} \cdot 1,0 \text{ моль/л}}{10,0 \text{ мл}} = 0,8 \text{ моль/л}$$

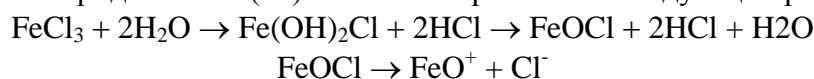
$$\gamma_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{V \cdot C}{W} = \frac{12,0 \text{ мл} \cdot 0,01 \text{ моль/л}}{10,0 \text{ мл}} = 0,012 \text{ моль/л}$$

$$\gamma_{\text{Na}_3\text{PO}_4} = \frac{V \cdot C}{W} = \frac{1,0 \text{ мл} \cdot 0,01 \text{ моль/л}}{10,0 \text{ мл}} = 0,001 \text{ моль/л}$$

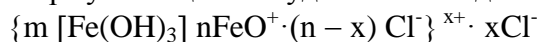
2. Определим знак заряда частиц золя:

Так как катионы всех электролитов - коагуляторов одновалентны, а их пороги коагуляции разные, что не соответствует правилу Шульце - Гарди, следовательно, коагуляцию золя вызывают не катионы, а анионы электролитов. В данном случае получается: чем выше заряд аниона, тем меньше порог коагуляции (справедливо правило Шульце - Гарди). Следовательно, согласно «правилу знака заряда», заряд коллоидной частицы положительный.

3. Запишем формулу мицеллы золя гидроксида железа, стабилизированного FeOCl. При гидролизе хлорида железа (III) возможно протекание следующих реакций:



Формула мицеллы будет иметь вид:



Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Каковы особенности молекулярно-кинетических свойств коллоидных систем?
2. Назовите основные методы определения размеров коллоидных частиц, основанные на их молекулярно-кинетических свойствах.
3. Какова связь между коэффициентом диффузии и средним смещением частиц в броуновском движении?
4. В чем особенности поведения коллоидных систем по отношению к истинным растворам?

5. Опишите строение мицеллы.
6. Что такое коагуляция и какие факторы ее вызывают?
7. Какие виды устойчивости характерны для гидрофобных золей?
8. Какими факторами обусловлены различные виды устойчивости?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Лукьянов А.Б. Физическая и коллоидная химия: учебник для техникумов. 2-е изд., перераб. и доп. - М.: Химия, 1988г. – 288с.
3. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): Учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2008. – 270 с.
4. Беляев, А.П. Физическая и коллоидная химия: учебник / А.П. Беляев, Кучук В.И.; под ред. А.П. Беляева. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2018. – 752 с.
5. Физическая и коллоидная химия. Задачник: учебное пособие / А.П. Беляев, А.С. Чухно, Л.А. Бахолдина, В.В. Гришин; под ред. А.П. Беляева. – М.: НЭОТАР-Медиа, 2018. – 288с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 12.

Качественные реакции катионов I, II, III аналитических групп

Раздел 3. Основы аналитической химии

Тема 3.2. Качественный анализ

Цель занятия: приобрести навыки в проведении специфических реакций на катионы I, II, III аналитических групп.

Реактивы и оборудование:

А) Натрий гидротартрат, гексонитрокобальтат натрия (III), гексанитрокупратат натрия (II), гексагидроксостибата калия (V), $Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8$, NaOH, реактив Несслера ($K_2[HgI_4] + KOH$), соли калия, серная кислота, вода дистиллированная, соли натрия, соли аммония, лакмусовая бумага, растворы солей серебра, свинца, ртути (I), хлороводородной кислоты, калия йодида, HNO_3 , калия хромата, уксусной кислоты. Пробирки, пипетки, химические стаканы, пробиркодержатели, газовая горелка, водяная баня, стеклянные палочки, предметное стекло, микроскоп, нихромовая петля, фарфоровая лодочка, центрифуга.

Б) Натрий гидротартрат, гексонитрокобальтат (III), гексанитрокупрата натрия (II), гексагидроксостибата калия (V), $Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8$, NaOH, реактива Несслера ($K_2[HgI_4] + KOH$), соли калия, серная кислота, вода дистиллированная, соли натрия, соли аммония, лакмусовая бумага, растворы солей серебра, свинца, ртути (I), хлороводородной кислоты, калия йодида, HNO_3 , калия хромата, уксусной кислоты. Пробирки, пипетки, химические стаканы, пробиркодержатели, газовая горелка, водяная баня, стеклянные палочки, предметное стекло, микроскоп, нихромовая петля, фарфоровая лодочка, центрифуга.

В) Соли бария, стронция, кальция, серная кислота, этанол, гипсовая вода (насыщенный раствор CaSO_4), вода дистиллированная, калия хромат, уксусная кислота, оксалат аммония. Пробирки, пипетки, химические стаканы, пробиркодержатели, газовая горелка, водяная баня, стеклянные палочки, предметное стекло, микроскоп, нихромовая петля, фарфоровая лодочка, центрифуга.

Задание:

1. Выполнить специфические реакции катионов первой, второй и третьей аналитических групп;
2. Представить описание специфических реакций катионов, которое должно включать:
 - а) уравнения реакций в молекулярной и молекулярно-ионной формах;
 - б) условия проведения реакций;
 - в) результаты наблюдения (аналитические эффекты реакций).Все результаты отразить в таблице.

Порядок выполнения задания:

1. Выполнить специфические реакции катионов первой аналитической группы.

1.1. РЕАКЦИИ КАТИОНОВ КАЛИЯ

А) Действие раствора гидротартрата натрия $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$

К 3-4 каплям раствора соли калия прибавляют 3-4 капли раствора $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ и протирают внутренние стенки пробирки стеклянной палочкой. Укажите цвет осадка. Образовавшийся осадок взбалтывают и с помощью пипетки переносят в три пробирки. Исследуют отношение осадка к минеральным кислотам, щелочам и горячей дистиллированной воде.

Б) Действие раствора гексанитрокобальтата натрия (III) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

К 2-3 каплям раствора соли калия прибавляют 2 капли раствора $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, Укажите цвет образовавшегося осадка.

В) Микрокристаллоскопическая реакция

На предметное стекло наносят 1 каплю раствора соли калия и выпаривают досуха на водяной бане. После охлаждения к сухому остатку прибавляют 1 каплю раствора $\text{Na}_3\text{Pb}[\text{Cu}(\text{NO}_3)_6]$ и образовавшиеся кристаллы рассматривают под микроскопом.

Отметьте цвет и форму кристаллов.

Г) Реакция окрашивания пламени солями калия

Очищенной и раскаленной нихромовой петлей захватывают летучую соль калия и вносят в бесцветную часть пламени газовой горелки.

Окраску пламени солей калия в присутствии солей натрия рассматривают через синее стекло. Укажите цвет пламени.

1.2. РЕАКЦИИ КАТИОНОВ НАТРИЯ

А) Действие раствора гексагидроксостибата калия (V) $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$

К 3-4 каплям раствора соли натрия прибавляют 3-4 капли раствора $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ и протирают внутренние стенки пробирки стеклянной палочкой. Укажите цвет образовавшегося осадка. Осадок взбалтывают и с помощью пипетки переносят в две пробирки. Исследуют отношение осадка к раствору натрия гидроксида и горячей дистиллированной воде.

Испытывают отношение реагента $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ к 2М раствору HCl .

К 2-3 каплям раствора $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ прибавляют 2 капли 2М раствора HCl . Укажите цвет и структуру образовавшегося осадка, сделайте вывод об условиях обнаружения катионов Na^+ с $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$.

Б) Микрокристаллоскопическая реакция.

На предметное стекло наносят 1 каплю раствора соли натрия и осторожно выпаривают почти досуха на водяной бане. После охлаждения рядом с сухим остатком наносят 1 каплю

раствора $Zn(UO_2)_3(CH_3COO)$ и соединяют их стеклянной палочкой. Образовавшиеся кристаллы рассматривают под микроскопом. Укажите цвет и форму кристаллов.

В) Реакция окрашивания пламени солями натрия.

Очищенной и раскаленной нихромовой петлей захватывают летучую соль натрия и вносят в бесцветную часть пламени газовой горелки.

Укажите цвет пламени.

1.3. РЕАКЦИИ ИОНОВ АММОНИЯ

А) Действие щелочей

К 3-4 каплям раствора соли аммония прибавляют 3-4 капли 2М раствора NaOH или KOH, нагревают на водяной бане. К отверстию пробирки подносят влажную красную лакмусовую бумажку, не касаясь стенки пробирки. Укажите изменение цвета бумажки.

Б) Действие реактива Несслера ($K_2[HgI_4] + KOH$)

К 2-3 каплям разбавленного раствора соли аммония прибавляют 2-3 капли реактива Несслера. Укажите цвет осадка или раствора.

В) Отношение солей аммония к нагреванию

В фарфоровую лодочку помещают несколько кристаллов аммония хлорида и нагревают в пламени газовой горелки. Укажите аналитический эффект.

2. Выполнить специфические реакции катионов второй аналитической группы.

2.1 Действие группового реагента: 2М раствора хлороводородной кислоты.

К 2-3 каплям растворов солей серебра, свинца, ртути (I) добавляют по 2-3 капли 2М раствора хлороводородной кислоты.

Укажите цвет образовавшихся осадков. Исследуют отношение образовавшихся осадков к раствору аммиака и избытку хлороводородной кислоты.

2.2 Действие растворов щелочей.

К 2-3 каплям растворов солей серебра, свинца, ртути (I) прибавляют по 2-3 капли раствора натрия или калия гидроксидов.

Укажите цвет образовавшихся осадков. Образовавшиеся осадки делят на три части и исследуют их отношение к раствору аммиака, разведенной азотной кислоте и избытку растворов гидроксидов натрия или калия.

2.3 Действие раствора калия йодида.

К 2-3 каплям растворов солей серебра, свинца, ртути (I) прибавляют по 2-3 капли раствора калия йодида. Укажите цвет образовавшихся осадков.

Осадок свинца йодида делят на две части. К первой прибавляют 3-4 капли разведенной уксусной кислоты, ко второй - 10 капель дистиллированной воды. Пробирки нагревают, а потом охлаждают. Укажите наблюдаемые эффекты.

2.4 Действие раствора калия хромата.

К 2-3 каплям растворов солей серебра, свинца, ртути (I) прибавляют по 2-3 капли хромата калия.

Укажите цвет образовавшихся осадков. Осадок свинца хромата делят на две части и исследуют его отношение к 2М растворам HNO_3 и NaOH.

2.5 Действие сульфатов на катион свинца.

К 2-3 каплям раствора соли свинца прибавляют 2-3 капли 1М раствора серной кислоты. Укажите цвет образовавшегося осадка.

Осадок делят на две части и исследуют его отношение к 2М раствору NaOH и 30%-ному раствору CH_3COONH_4 .

3. Выполнить специфические реакции катионов третьей аналитической группы.

3.1 Действие 1 М раствора серной кислоты.

К 2-3 каплям растворов солей кальция, бария, стронция прибавляют последовательно по 2-3 капли 1 М раствора серной кислоты и по 3-5 капель этилового спирта. Укажите цвет образовавшихся осадков и объясните, почему сульфаты катионов III аналитической группы осаждаются по-разному. Испытывают отношение осадков к действию растворов минеральной и уксусной кислот.

3.2 Действие гипсовой воды (насыщенного раствора CaSO₄)

К 2-3 каплям раствора соли стронция прибавляют 3-4 капли гипсовой воды. Укажите цвет образовавшегося осадка. Испытывают отношение осадка к действию растворов минеральной и уксусной кислот.

3.3 Действие раствора калия хромата

К 2-3 каплям растворов соли бария и кальция прибавляют 2-3 капли раствора калия хромата. Укажите цвет образовавшихся осадков. Испытывают отношение осадков к действию растворов минеральной и уксусной кислот.

3.4 Действие оксалата аммония на соли кальция

В пробирку вносят 3 капли раствора хлорида кальция прибавляют каплю уксусной кислоты и 3 капли раствора оксалата аммония. Укажите цвет образовавшегося осадка.

3.5 Реакция окрашивания пламени солями бария, стронция, кальция

Очищенной раскаленной нихромовой петлей захватывают летучую соль соответствующего катиона и вносят в бесцветное пламя газовой горелки. Отмечают цвет пламени.

4. Представить описание специфических реакций катионов первой, второй и третьей аналитических групп, которое должно включать:

а) уравнения реакций в полной молекулярной (ПМУ) и сокращенной ионной (СИУ) формах;

б) условия проведения реакций;

в) результаты наблюдения (аналитические эффекты реакций).

На основании полученных результатов заполнить таблицу 1.1

Таблица 1

О.И.	Реагент	Уравнение реакции в ПМУ и СИУ	Наблюдения	Выводы. Условия
Катионы I группы				
K⁺	NaHC ₄ H ₄ O ₆			
	Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]			
	Na ₃ Pb[Cu(NO ₃) ₆]			
	окраска пламени			
Na⁺	K[Sb(OH) ₆]			
	Zn(UO ₂) ₃ (CH ₃ CO			
	окраска пламени			
NH₄⁺	NaOH или KOH			
	(K ₂ [HgI ₄] + KOH)			
	нагревание			
Катионы II группы				
групповой реактив	HCl			

Ag ⁺	NaOH или KOH			
	KI			
	K ₂ CrO ₄			
Pb ²⁺	NaOH или KOH			
	KI			
	K ₂ CrO ₄			
	H ₂ SO ₄			
Hg ₂ ²⁺	NaOH или KOH			
	KI			
	K ₂ CrO ₄			
Катионы III группы				
Групповой реактив	H ₂ SO ₄			
Ba ²⁺	K ₂ CrO ₄			
	окрас пламени			
Sr ²⁺	CaSO ₄			
	окрас пламени			
Ca ²⁺	(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄			
	K ₂ CrO ₄			

5. Сделать общий вывод по работе.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

- 1) Почему NH₄⁺ рассматривают с группой s-элементов?
- 2) Какое применение находят соли K⁺, Na⁺, NH₄⁺?
- 3) Какими реакциями обнаруживают K⁺, Na⁺, NH₄⁺?
- 4) Чем обусловлено отсутствие группового реагента на катионы I группы?
- 5) Какие катионы I группы проявляют наибольшее сходство друг с другом? Какие общие химические реакции характерны для них?
- 6) В какой среде и почему следует вести осаждение гидротартрата калия? Каково отношение его к уксусной кислоте?
- 7) Какие специфические реакции используют для обнаружения катионов Ag⁺, Pb²⁺, Hg₂²⁺?
- 8) Какие катионы входят во вторую аналитическую группу катионов? Объясните действие группового реактива.
- 9) Какими реакциями обнаруживают Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺?
- 10) Как можно обнаружить при совместном присутствии Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺?
- 11) Можно ли обнаружить Ba²⁺ в присутствии Ca²⁺ и Sr²⁺ реакцией с серной кислотой?
- 12) Можно ли обнаружить Ba²⁺ в присутствии Ca²⁺ и Sr²⁺ реакцией с K₂Cr₂O₇?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений / О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2017. – 287 с.
3. Глубоков Ю.М. Аналитическая химия: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования/ Ю.М. Глубоков, В.А. Головачева, Ю.А. Ефимова и др.; под ред. А.А. Ищенко. – 12-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2017 – 464с.

4. Золотов Ю.А. Основы аналитической химии: практическое руководство / Ю.А. Золотов; под ред. Ю.А. Золотова. – М.: Высшая школа, 2001. – 463 с.
5. Селезнев, К.А. Аналитическая химия. / К.А. Селезнев. – М.: Высш. школа, 1973. – 248 с.
6. Аналитическая химия: химические методы анализа / Е.Г. Власова; под ред. О.М. Петрухина, Л.Б. Кузнецовой. – М.: Лаборатория знаний, 2017. – 464 с.

Лабораторная работа № 13.

Качественные реакции катионов IV, V, VI аналитических групп

Раздел 3. Основы аналитической химии

Тема 3.2. Качественный анализ

Цель занятия: Приобрести навыки в проведении специфических реакций на катионы IV, V, VI аналитических групп.

Реактивы и оборудование:

IV группа. Растворы солей Al^{3+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} , Sn^{2+} , $Sn(IV)$, $As(III)$, $As(V)$, серная кислота, натрия арсенита, пероксида водорода, амиловый спирт, $Co(NO_3)_2$, натрия ацетата, ализарин, дитизон, гексацианоферрата (II), вода дистиллированная, хлороводородная кислота, калия хромата, уксусная кислота. Пробирки, пипетки, химические стаканы, пробиркодержатели, газовая горелка, водяная баня, стеклянные палочки, предметное стекло, нихромовая петля, фарфоровая лодочка, центрифуга, фильтровальная бумага.

V группа. Растворы солей Mg^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Bi^{3+} гранула цинка, аммония персульфата, гексагидроксостаннита натрия (II), тиоцианата аммония, гексацианоферрата калия (II), гексацианоферрата калия (III), NH_4Cl , гидрофосфата натрия, вода дистиллированная, хлороводородная кислота, HNO_3 . Пробирки, пипетки, химические стаканы, пробиркодержатели, газовая горелка, водяная баня, стеклянные палочки, предметное стекло, нихромовая петля, фарфоровая лодочка.

VI группа. Растворы солей Cu^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , серная кислота, вода дистиллированная, натрия фторид, амиловый спирт, реактив Чугаева, сульфат кобальта, роданид аммония, $SnCl_2$, калия йодида, $Na_2S_2O_3$, раствора аммиака. хлороводородная кислота натрий карбонат, уксусная кислота, лакмусовая бумага, натрий гидротартрат, гесанитрокобальтат натрия, карбонат калия, цинкуранилацетат, серная кислота, этанол, гипсовая вода (насыщенный раствора $CaSO_4$), калия хромата, оксалат аммония, этиловый спирт, натрия арсенита, пероксида водорода, амиловый спирт, $Co(NO_3)_2$, натрия ацетата, ализарин, дитизон, гексацианоферрата (II), (V), гранула цинка, аммония персульфата, натрия гексагидроксостаннита (II) аммония тиоцианата, гексацианоферрата калия (II), калия гексацианоферрата (III), NH_4Cl , натрия гидрофосфата. HNO_3 натрия фторид, реактив Чугаева, сульфат кобальта, роданид аммония, $SnCl_2$, калия йодида, $Na_2S_2O_3$, раствора аммиака. Пробирки, пипетки, химические стаканы, пробиркодержатели, газовая горелка, водяная баня, стеклянные палочки, фарфоровая лодочка, фильтровальная бумага, центрифуга, микроскоп.

Смеси, содержащие соединения ртути (II), полученные при выполнении реакций, сливают в специальные склянки.

Задание:

1. Выполнить специфические реакции катионов четвертой, пятой и шестой аналитических групп;
2. Представить описание специфических и характерных реакций катионов четвертой, пятой и шестой аналитических групп, которые должны включать:
 - а) уравнения реакций в молекулярной и молекулярно-ионной формах;

- б) условия проведения реакций;
- в) результаты наблюдений (аналитический эффект реакции).

Порядок выполнения задания:

1. Выполнить специфические реакции катионов четвертой аналитической группы.

1.1 Действие раствора NaOH

К 3-4 каплям растворов солей Al^{3+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} , Sn^{2+} , $Sn(IV)$, $As(III)$, $As(V)$ прибавляют по 3-4 капли раствора натрия гидроксида. Укажите цвет образовавшихся осадков. Исследуют отношение осадков к действию избытка растворов натрия гидроксида и минеральной кислоты.

1.2 Восстановление As (III) и As (V) до AsH_3

(Соединения мышьяка - сильный яд!)

В пробирку помещают гранулу металлического цинка, прибавляют 10-15 капель раствора хлороводородной кислоты, 5 капель раствора натрия арсенита. Пробирку закрывают сухой полоской фильтровальной бумаги, предварительно пропитанной хлоридом ртути (II). Укажите аналитический эффект.

1.3 Окисление солей Sn^{2+} солями Hg^{2+}

К 2-3 каплям раствора соли олова (II) прибавляют 2-3 капли раствора соли ртути (II). Укажите аналитический эффект.

1.4 Окисление ионов Cr^{3+} пероксидом водорода

К 2-3 каплям раствора соли хрома (III) прибавляют 5-6 капель 2M раствора натрия гидроксида, 2-3 капли 3 %-ного раствора пероксида водорода и нагревают несколько минут на водяной бане до перехода зеленой окраски раствора в желтую.

1.5 Образование надхромовой кислоты

К 2-3 каплям раствора хромата калия, подкисляют 2 каплями минеральной кислоты, прибавляют 4-5 капель амилового спирта и 1 каплю пероксида водорода. Укажите аналитический эффект.

1.6 Действие раствора гексацианоферрата калия (II) $K_4[Fe(CN)_6]$ на раствор соли цинка

К 2-3 каплям соли цинка прибавляют 2 капли раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. Укажите аналитический эффект. Исследуют растворимость полученного осадка в разведенной HCl.

1.7 Действие дитизона на раствор соли цинка

К 8 каплям раствора соли цинка прибавляют 5 капель аммиачного буферного раствора и 5 капель раствора дитизона. Укажите аналитический эффект.

1.8 Действие ализарина на раствор соли алюминия.

К 2-3 каплям раствора соли алюминия прибавляют 10 капель раствора аммиака, 2 капли ализарина. После появления фиолетовой окраски в исследуемый раствор прибавляют по каплям CH_3COOH до перехода фиолетовой окраски в красную.

1.9 Действие раствора натрия ацетата на раствор соли алюминия

К 2-3 каплям раствора соли алюминия прибавляют 2-3 капли раствора натрия ацетата и нагревают на водяной бане. Укажите аналитический эффект.

1.10 Образование кобальта алюмината

К 2-3 каплям раствора соли алюминия прибавляют 2 капли раствора аммиака. Осадок $Al(OH)_3$ отфильтровывают, осторожно высушивают, смачивают разведенным раствором $Co(NO_3)_2$, высушивают и прокалывают в пламени газовой горелки. Укажите цвет осадка.

2. Выполнить специфические реакции катионов пятой аналитической группы.

2.1 Действие раствора натрия гидроксида NaOH

К 6–8 каплям растворов солей Mg^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Bi^{3+} прибавляют по 5–6 капель 2М раствора гидроксида натрия. Укажите цвет образовавшихся осадков. Каждый осадок разделяют на три части и исследуют его отношение к избытку щелочи, минеральной кислоты, насыщенного раствора аммония хлорида.

2.2 Реакции катионов магния

2.2.1 Действие раствора натрия гидрофосфата Na_2HPO_4

К 1–2 каплям раствора магния хлорида прибавляют по 2 капли раствора NH_4Cl , 2М раствора аммиака и 1 каплю раствора Na_2HPO_4 .

Укажите цвет образовавшегося осадка.

2.3 Реакции катионов железа (II)

2.3.1 Действие раствора калия гексацианоферрата (III) $K_3[Fe(CN)_6]$

К 2–3 каплям раствора соли железа (II) прибавляют 2 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. Укажите цвет образовавшегося осадка.

Испытывают отношение осадка к действию минеральной кислоты и щелочи.

2.4 Реакции катионов железа (III)

2.4.1 Действие раствора калия гексацианоферрата (II) $K_4[Fe(CN)_6]$

К 2–3 каплям раствора соли железа (III) прибавляют раствор $K_4[Fe(CN)_6]$. Укажите цвет образовавшегося осадка.

Испытывают отношение осадка к действию минеральной кислоты и щелочи.

2.4.2 Действие раствора аммония тиоцианата NH_4NCS

К 2–3 каплям раствора солей железа (III) прибавляют 1 каплю раствора NH_4NCS . Укажите аналитический эффект.

К окрашенному раствору прибавляют несколько кристаллов NaF. Укажите наблюдаемый эффект.

2.5 Реакции катионов марганца

2.5.1 Окисление Mn^{2+} до MnO^- с помощью раствора аммония персульфата

К 4–5 каплям 2М раствора азотной кислоты прибавляют 2 капли нитрата серебра, несколько кристаллов персульфата аммония и нагревают до (50–60) °С. В нагретую смесь прибавляют с помощью стеклянной палочки 1 каплю разбавленного раствора соли марганца (II) и перемешивают. Укажите аналитический эффект.

2.6 Реакции катионов висмута

2.6.1 Действие свежеприготовленного натрия гексагидроксостаннита (II) $Na_4[Sn(OH)_6]$

К 3 каплям раствора соли раствора олова (II) прибавляют раствор гидроксида натрия до образования осадка и его растворения. К полученному раствору прибавляют 1–2 капли раствора соли висмута. Укажите цвет образовавшегося осадка.

3. Выполнить специфические реакции катионов шестой аналитической группы.

3.1 Действие растворов щелочей

К 2–3 каплям растворов солей Cu^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} прибавляют по 2–3 капли раствора NaOH. Укажите цвет образовавшихся осадков.

Испытывают отношение полученных осадков к избытку растворов NaOH и HCl.

3.2 Действие раствора аммиака

К 2–3 каплям растворов солей Cu^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} прибавляют по 2–3 капли концентрированного раствора аммиака, а потом его избыток. Укажите аналитический эффект.

3.3 Реакции катионов меди

3.3.1 Действие натрия тиосульфата

К 2–3 каплям растворов солей Cu^{2+} прибавляют несколько кристаллов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и нагревают до (60–80) °С. Укажите цвет образовавшегося осадка.

3.3.2 Реакция окрашивания пламени

Внести в пламя горелки несколько кристаллов соли меди. Сделать вывод об окраске пламени.

3.4 Реакции катионов ртути (II)

Соли ртути ядовиты!

3.4.1 Действие раствора калия йодида

К 2–3 каплям раствора соли ртути (II) прибавляют 1–2 капли раствора калия йодида, а потом его избыток. Укажите аналитический эффект

3.4.2 Действие раствора хлорида олова (II)

К 2–3 каплям раствора соли ртути (II) прибавляют по каплям раствор SnCl_2 , наблюдая за изменениями, которые происходят при добавлении каждой капли.

3.5 Реакции катионов кобальта

3.5.1 Действие роданида аммония

На фильтровальную бумагу нанести каплю роданида аммония и каплю раствора сульфата кобальта. Бумагу подержать над парами аммиака и подсушить. Укажите аналитический эффект.

3.6 Реакции катионов никеля

3.6.1 Действие реактива Чугаева (диметилглиоксима)

К 2–3 каплям раствора соли никеля прибавляют 5 капель аммиачного буферного раствора и 2–3 капли реактива Чугаева.

4. Полученные результаты отразить в таблице 1.

Таблица 1

О.И.	Реагент	Уравнение реакции в ПМУ и СИУ	Наблюдения	Выводы. Условия
Катионы IV аналитической группы				
Групповой реактив	NaOH			
As (III) As (V)	Zn, HCl, HgCl ₂			
Sn ²⁺	HgCl ₂			

Cr ²⁺	NaOH, H ₂ O ₂ H ₂ O ₂			
Cr ²⁺	C ₅ H ₁₁ OH, H ₂ O ₂			
Zn ²⁺	K ₄ [Fe(CN) ₆]			
	дитизон			
Al ³⁺	ализарин			
	CH ₃ COONa			
	NH ₄ OH, Co(NO ₃) ₂			
Катионы V аналитической группы				
Групповой реактив	NaOH			
Mg ²⁺	NH ₄ Cl, Na ₂ HPO ₄			
Fe ²⁺	K ₃ [Fe(CN) ₆]			
Fe ²⁺	K ₄ [Fe(CN) ₆]			
	NH ₄ NCS			
Mn ²⁺	AgNO ₃ ,			
Bi ²⁺	Na ₄ [Sn(OH)]			
Катионы VI аналитической группы				
Групповой реактив	NH ₄ OH			
Cu ²⁺ Hg ²⁺ Co ²⁺ Ni ²⁺	NaOH			
Cu ²⁺	Na ₂ S ₂ O ₃			
	Окрас			
Hg ²⁺	KI			
	SnCl ₂			
Co ²⁺	NH ₄ NCS			
Ni ²⁺	Реактив Чугаева			

5. Сделать выводы.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Какими реакциями обнаруживают Al³⁺, Cr³⁺, Zn²⁺, Sn²⁺, Sn⁴⁺, As³⁺, As⁵⁺?
2. Почему при действии аммония сульфида на растворы солей алюминия и хрома (III) образуются осадки Al(OH)₃ и Cr(OH)₃?
 1. Как отделить а) Mg²⁺ от Mn²⁺, б) Fe³⁺ от Bi³⁺?
 2. Как обнаружить Mg²⁺ в присутствии Fe³⁺; Mn²⁺ в присутствии Fe²⁺?
 3. Предложите схему систематического анализа смеси катионов: Fe²⁺, Fe³⁺, Mn²⁺.

- Какие реакции характерны для Co^{2+} и Ni^{2+} ?
- При помощи какой реакции можно обнаружить катион Hg^{2+} в присутствии катионов всех аналитических групп? Составьте соответствующие уравнения химической реакции.
- При помощи какой реакции можно обнаружить катион Cd^{2+} в присутствии катионов всех аналитических групп? Составьте соответствующие уравнения химической реакции.
- Предложите схему систематического анализа смеси катионов: $\text{Cu}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cd}^{2+}$.

Рекомендуемая литература:

- Конспект лекций.
- Саенко О.Е. Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений / О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2017. – 287 с.
- Глубоков Ю.М. Аналитическая химия: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования/ Ю.М. Глубоков, В.А. Головачева, Ю.А. Ефимова и др.; под ред. А.А. Ищенко. – 12-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2017 – 464с.
- Золотов Ю.А. Основы аналитической химии: практическое руководство / Ю.А. Золотов; под ред. Ю.А. Золотова. – М.: Высшая школа, 2001. – 463 с.
- Селезнев, К.А. Аналитическая химия. / К.А. Селезнев. – М.: Высш. школа, 1973. – 248 с.
- Аналитическая химия: химические методы анализа / Е.Г. Власова; под ред. О.М. Петрухина, Л.Б. Кузнецовой. – М.: Лаборатория знаний, 2017. – 464 с.

Лабораторная работа № 14.

Качественные реакции анионов I, II, III аналитических групп

Раздел 3. Основы аналитической химии

Тема 3.2. Качественный анализ

Цель занятия: Приобрести навыки в проведении специфических реакций на анионы I, II и III аналитических групп.

Реактивы и оборудование:

Соли $\text{SO}_4^{2-}, \text{SO}_3^{2-}, \text{CO}_3^{2-}, \text{PO}_4^{3-}, \text{CrO}_4^{2-}$, азотная кислота, вода дистиллированная, хлорид бария, нитрат серебра, раствор аммиака, раствор йода, хлорная вода, хлороформ, аммония карбонат, растворов солей хлорид-, бромид-, йодид- и сульфид-ионы, HNO_3 , этиловый спирт, натрия ацетат, аммония хлорид, калия перманганат, NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^- ионы, FeSO_4 . Пробирки, пипетки, химические стаканы, водяная баня.

Задание:

- Выполнить специфические реакции анионов первой аналитической группы;
- Представить описание специфических и характерных реакций анионов первой аналитической группы: $\text{SO}_4^{2-}, \text{SO}_3^{2-}, \text{CO}_3^{2-}, \text{PO}_4^{3-}, \text{CrO}_4^{2-}$, которое должно включать:
 - уравнения реакций в молекулярной и молекулярно-ионной формах;
 - условия проведения реакций;
 - результаты наблюдений (аналитический эффект реакции).
- Выполнить специфические реакции анионов второй аналитической группы;
- Представить описание специфических и характерных реакций анионов второй аналитической группы: Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , которое должно включать:
 - уравнения реакций в молекулярной и молекулярно-ионной формах;
 - условия проведения реакций;
 - результаты наблюдений (аналитический эффект реакции).
- Выполнить специфические реакции анионов третьей аналитической группы;

6. Представить описание специфических и характерных реакций анионов третьей аналитической группы: NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^- , которое должно включать:
- уравнения реакций в молекулярной и молекулярно-ионной формах;
 - условия проведения реакций;
 - результаты наблюдений (аналитический эффект реакции).

Порядок выполнения задания:

1. Выполнить специфические реакции анионов первой аналитической группы.

1.1 Действие раствора хлорида бария

К 2–3 каплям раствора солей, содержащих анионы I аналитической группы, прибавляют по 2–3 капли 0,5М раствора BaCl_2 .

Укажите цвет образовавшихся осадков.

1.2 Действие раствора серебра нитрата

К 2–3 каплям раствора солей, содержащих анионы I аналитической группы, прибавляют 2–3 капли раствора нитрата серебра.

Укажите цвет образовавшихся осадков.

2. Полученные результаты отразить в таблице 1

Таблица 1

О.И.	Реагент	Уравнение реакции в ПМУ и СИУ	Наблюдения	Выводы. Условия
SO_4^{2-}	BaCl_2 .			
SO_3^{2-}				
CO_3^{2-}				
PO_4^{3-} , CrO_4^{2-}				
SO_4^{2-}		AgNO_3		
SO_3^{2-}				
CO_3^{2-}				
PO_4^{3-} , CrO_4^{2-}				
CrO_4^{2-}				

3. Выполнить специфические реакции анионов второй аналитической группы.

3.1 Реакции с групповым реагентом - действие раствора серебра нитрата

К 2–3 каплям растворов солей, содержащих хлорид-, бромид-, йодид- и сульфид-ионы, прибавляют по 2–3 капли раствора AgNO_3 , подкисленного 2М раствором HNO_3 . Укажите аналитический эффект. Испытывают отношение образовавшихся осадков к 12 %-ному раствору аммония карбоната и 2М раствору аммиака.

3.2 Реакции бромид-ионов

3.2.1 Действие хлорной воды

К 2–3 каплям раствора бромидов натрия прибавляют 2–3 капли 1М раствора серной кислоты, 5 капель хлороформа и приливают по каплям при постоянном встряхивании свежеприготовленную хлорную воду. Укажите аналитический эффект.

3.3 Реакции иодид-ионов

3.3.1 Действие хлорной воды

К 2–3 каплям раствора иодида калия прибавляют 2–3 капли 1М раствора серной кислоты, 5 капель хлороформа и приливают по каплям при постоянном встряхивании свежеприготовленную хлорную воду. Укажите аналитический эффект (окрашивание хлороформного слоя).

3.3.2 Действие нитрит-ионов

К 2–3 каплям раствора иодида калия прибавляют 2 капли 1М раствора серной кислоты, 5 капель хлороформа и 3–4 капли раствора натрия нитрита. Укажите аналитический эффект.

3.4 Реакции сульфид-ионов

3.4.1 Действие раствора йода

К 2–3 каплям раствора йода прибавляют 5–6 капель раствора аммония сульфида. Укажите аналитический эффект.

4. Полученные результаты отразить в таблице 2

Таблица 2

О.И.	Реагент	Уравнение реакции в ПМУ и СИУ	Наблюдения	Выводы. Условия
Cl ⁻	AgNO ₃ .			
Br ⁻				
I ⁻				
S ²⁻				
Br ⁻	H ₂ SO ₄ , CHCl ₃ , хлорная вода			
I ⁻	H ₂ SO ₄ , CHCl ₃ , хлорная вода			
	H ₂ SO ₄ , CHCl ₃ , NaNO ₂			
S ²⁻	(NH ₄) ₂ S			

5. Выполнить специфические реакции анионов третьей аналитической группы.

5.1 Реакции нитрат-ионов

5.1.1 Действие раствора железа (II) сульфата

К 3–5 каплям нитрата натрия прибавляют 3–4 кристаллика FeSO₄, перемешивают и осторожно по стенке пробирки прибавляют 2–3 капли концентрированной серной кислоты. Укажите аналитический эффект.

5.2 Реакции нитрит-ионов

5.2.1 Действие кислот

К 5–6 каплям раствора нитрита натрия прибавляют 3–4 капли 1М раствора серной кислоты. Укажите аналитический эффект.

5.2.2 Действие калия перманганата

К 2–3 каплям разбавленного раствора перманганата калия, подкисленного 2–3 каплями 1М раствора серной кислоты, прибавляют при встряхивании 2–5 капель раствора нитрита натрия. Укажите аналитический эффект.

5.2.3 Действие аммония хлорида

К 3–5 каплям нитрита натрия прибавляют несколько кристаллов аммония хлорида и нагревают на водяной бане. Укажите аналитический эффект.

5.3 Реакции ацетат-ионов

5.3.1 Реакция образования этилацетата

В пробирке смешивают несколько кристаллов ацетата натрия с 3–4 каплями концентрированной серной кислоты и 5–8 каплями этилового спирта. Смесь нагревают в течение 1–2 минут на водяной бане и выливают в стакан с холодной водой.

Укажите аналитический эффект.

5.3.2 Реакция с хлоридом железа

Смешать 10 капель ацетата натрия с 4 каплями хлорида железа и 10 капель воды, смесь подогреть. Укажите аналитический эффект.

6. Полученные результаты отразить в таблице 3

Таблица 3

О.И.	Реагент	Уравнение реакции в ПМУ и СИУ	Наблюдения	Выводы. Условия
NO^{3-}	FeSO_4			
NO^{2-}	H_2SO_4			
	KMnO_4			
	NH_4Cl			
CH_3COO^-	H_2SO_4 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$			
	FeCl_3			

7. Сделайте выводы.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. На чем основана аналитическая классификация анионов?
2. Какие анионы проявляют свойства окислителей? Составьте соответствующие уравнения реакций.
3. Какие анионы образуют с катионом серебра осадки, нерастворимые в кислоте?
4. Что происходит при действии HCl на осадки солей бария с анионами первой группы?
5. Какими реакциями можно обнаружить SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ при их совместном присутствии?
6. Как можно обнаружить Cl^- , Br^- , I^- при их совместном присутствии?
7. Как можно обнаружить анионы NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^- ?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений / О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2017. – 287 с.
3. Глубоков Ю.М. Аналитическая химия: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования/ Ю.М. Глубоков, В.А. Головачева, Ю.А. Ефимова и др.; под ред. А.А. Ищенко. – 12-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2017 – 464с.
4. Золотов Ю.А. Основы аналитической химии: практическое руководство / Ю.А. Золотов; под ред. Ю.А. Золотова. – М.: Высшая школа, 2001. – 463 с.
5. Селезнев, К.А. Аналитическая химия. / К.А. Селезнев. – М.: Высш. школа, 1973. – 248 с.
6. Аналитическая химия: химические методы анализа / Е.Г. Власова; под ред. О.М. Петрухина, Л.Б. Кузнецовой. – М.: Лаборатория знаний, 2017. – 464 с.

Практическая работа № 9.

Расчеты, применяемые в гравиметрическом и титриметрическом методах анализа

Раздел 3. Основы аналитической химии

Тема 3.3. Классический количественный анализ

Цель занятия:

3. Научиться производить расчеты, необходимые для обработки полученных результатов в ходе гравиметрического анализа

4. Научиться производить расчеты, необходимые для титриметрического анализа, уметь применять закон эквивалентов.

Оснащение: карточки с заданиями, раздаточный материал, таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», справочные таблицы, калькулятор, письменные принадлежности.

Задание:

1. Произвести соответствующие расчеты, решить самостоятельно задачи по теме.

Вариант 1.

1. Вычислить фактор пересчета:

Вариант	Определяемое вещество	Гравиметрическая форма
1	S	BaSO ₄
2	Al	Al ₂ O ₃
3	Ag ₂ O	AgCl
4	FeO	Fe ₂ O ₃
5	CaC ₂ O ₄	CaSO ₄

2. Из навески минерала, содержащего серу, массой 1,1850 г после соответствующей обработки получили 0,1321 г BaSO₄. Вычислить массу и массовую долю (%) серы в навеске.

3. Какой объем воды надо добавить к 1 л 0,5300 М HCl, чтобы получить 0,5000 М раствор.

4. Вычислить концентрации в соответствии с данными таблицы:

№ п/п	Дано	Вычислить
1	T(H ₂ SO ₄)=0,02446	C(1/2H ₂ SO ₄)
2	T(HCl/KOH)=0.01353	C(HCl)
3	C(NaOH)=0.1021	T(NaOH/SO ₃)

Вариант 2

1. Вычислить фактор пересчета:

Вариант	Определяемое вещество	Гравиметрическая форма
1	K	K ₂ PtCl ₆
2	MgO	Mg ₂ P ₂ O ₇
3	Pb ₃ O ₄	PbSO ₄
4	H ₃ PO ₄	Mg ₂ P ₂ O ₇
5	NH ₃	(NH ₄) ₂ PtCl ₆

2. Из навески минерала, содержащего серу, массой 1,1850 г после соответствующей обработки получили 0,1321 г BaSO₄. Вычислить массу и массовую долю (%) серы в навеске.

3. Какой объем воды надо добавить к 1 л 0,5500 М HCl, чтобы получить 0,5000 М раствор.

4. Вычислить концентрации в соответствии с данными таблицы:

№ п/п	Дано	Вычислить
1	$C(1/2H_2SO_4)$	$T(H_2SO_4/CaO)$
2	$C(NaOH)=0.09981$	$T(NaOH)$
3	$T(NaOH/HCl)=0.002914$	$C(NaOH)$

Решение типовых задач.

Пример 1. Вычислить фактор пересчета для определения магния, если после осаждения его получена гравиметрическая форма $Mg_2P_2O_7$.

Решение:

$$F = \frac{2M(Mg)}{M(Mg_2P_2O_7)} = \frac{2 \cdot 24.312}{222.567} = 0.2185$$

Ответ: $F = 0,2185$

Пример 2. Из навески серного колчедана массой 0,1500 г получили осадок $BaSO_4$ массой 0,5155 г. Вычислить массовую долю серы в колчедане?

Решение: $\omega(S) = m(BaSO_4) \cdot F \cdot \frac{100}{m_{см}}$,

где $\omega(S)$ – массовая доля серы, содержащейся в колчедане, %;

$m(BaSO_4)$ – масса гравиметрической формы, г

F – фактор пересчета;

$m_{см}$ – масса колчедана, г

$$F = \frac{M(S)}{M(BaSO_4)} = \frac{32.066}{233.39} = 0.1374$$

$$\omega(S) = 0,5155 \cdot 0,1374 \cdot \frac{100}{0,1500} = 47,22\%$$

Ответ: $\omega(S) = 47,22\%$

Форма контроля – оценка за выполнение практической работы.

Вопросы для самоконтроля:

1. Каковы разновидности гравиметрического метода анализа?
2. Назовите преимущества и недостатки гравиметрического метода.
3. Что такое осаждаемая форма и каким требованиям она должна удовлетворять?
4. Что такое гравиметрическая форма и каковы, предъявляемые к ней требования?
5. Каковы основные операции гравиметрического метода?
6. Назовите способы перевода навески из исследуемого вещества в раствор.
7. Что такое гравиметрический фактор (фактор пересчета F)?
8. Как производится расчет определяемого элемента в анализируемой пробе?
9. Дайте классификацию титриметрических методов анализа.
10. Что такое титриметрия? В чем заключается принцип титрования?
11. Закон эквивалентов. Расчеты в титриметрическом анализе.

12. Что называется концентрацией раствора? Перечислите основные способы выражения концентрации растворенного вещества в растворе.
13. Опишите и подтвердите примерами различные способы приготовления стандартного раствора.
14. На чем основано фиксирование точки эквивалентности в титриметрическом анализе?
15. Что такое индикатор? Как правильно подобрать индикатор?
16. Как рассчитать содержание кислоты или щелочи в растворе?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений / О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2017. – 287 с.
3. Глубоков Ю.М. Аналитическая химия: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования/ Ю.М. Глубоков, В.А. Головачева, Ю.А. Ефимова и др.; под ред. А.А. Ищенко. – 12-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2017 – 464с.
4. Золотов Ю.А. Основы аналитической химии: практическое руководство / Ю.А. Золотов; под ред. Ю.А. Золотова. – М.: Высшая школа, 2001. – 463 с.
5. Селезнев, К.А. Аналитическая химия. / К.А. Селезнев. – М.: Высш. школа, 1973. – 248 с.
6. Аналитическая химия: химические методы анализа / Е.Г. Власова; под ред. О.М. Петрухина, Л.Б. Кузнецовой. – М.: Лаборатория знаний, 2017. – 464 с.
7. Крешков А.П., Ярославцев А.А. Курс аналитической химии. Количественный анализ. – М.: Химия, 1989г.
8. Деркач, С.Р. Практикум по аналитической химии : учеб. пособие, В 2 ч. Ч. 1. Классические методы количественного анализа / С.Р. Деркач. –Мурманск: Изд-во МГТУ, 2007. – 124 с.

Практическая работа № 10.

Знакомство с устройством фотоэлектроколориметра

Раздел 3. Основы аналитической химии

Тема 3.4. Основные методы физико-химического анализа

Цель занятия:

1. Ознакомиться с комплексом исследований, определяющих возможность фотометрических измерений и освоить методику фотометрических определений на фотоэлектроколориметрах.

Оснащение: наглядные пособия, реактивы и оборудование.

Реактивы и оборудование: Фотоколориметр КФК-2 или другой марки; колба мерная объемом 100мл - 3 шт.; колба мерная объемом 50мл - 5 шт.; цилиндр мерный объемом 20 мл - 1 шт.; пипетка градуированная; капельная пипетка - 1 шт.; химический стакан - 1 шт.; кислота азотная плотностью 1,4; раствор смеси KCNS (или NH₄CNS) и H₂SO₄, 10%.

Задание:

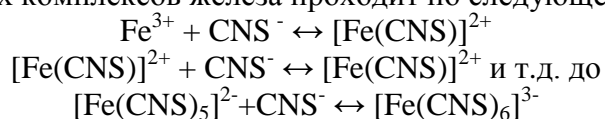
1. Изучить сущность фотометрического определения железа и принцип работы одно- и двухлучевого фотоэлектроколориметра.
2. Провести определение содержания железа в контрольном растворе по методу градуировочного графика.

Сущность метода

Метод заключается в определении содержания определяемого вещества путём сравнения интенсивности окраски его раствора с интенсивностью окраски стандартного раствора с помощью фотоэлектроколориметра, что значительно повышает точность анализа, что значительно повышает точность анализа по сравнению с визуальным колориметрированием.

Фотоколориметрическое определение железа основано на образовании окрашенных комплексных соединений железа (III) с CNS-ионом. Окрашивание раствора, содержащего ион Fe^{3+} , проводят путём добавления к нему раствора тиоцианата (роданида) калия или аммония.

При этом раствор окрашивается в красный цвет. Ион железа (III) с тиоцианат-ионами в зависимости от их концентрации образует несколько комплексных соединений. В растворе могут существовать тиоцианатные комплексы с координационным числом от 1 до 6. Реакция образования окрашенных комплексов железа проходит по следующей схеме:



При повышении концентрации тиоцианат-ионов в растворе интенсивность окраски комплекса увеличивается. Поэтому при анализе к обоим сравниваемым растворам следует прибавлять совершенно одинаковый избыток реактива.

Соли железа (III), особенно, в разбавленных растворах, подверженных гидролизу, концентрация ионов железа в растворе при этом уменьшается, что приводит к ослаблению окраски раствора.

Во избежание этого гидролиз, подавляют добавлением азотной кислоты. Определению железа с тиоцианат-ионами мешают, прежде всего, те вещества, которые связывают в комплекс ион железа (III) или ион тиоцианата, а также восстановители, способные восстанавливать Fe^{3+} до Fe^{2+} , и большое количество окислителей, разрушающих тиоцианат-ион.

Определение содержания железа в исследуемом растворе можно провести по методу сравнения, стандартной добавки и градуировочного графика. Первые два метода требуют строгого выполнения основного закона фотометрии. Поэтому перед анализом следует проверить выполнимость этого закона для определения железа в виде тиоцианатного комплекса.

Нижний предел диапазона определяемых содержаний данного метода в отношении железа равен $5 \cdot 10^{-5}$ мг/мл.

Ход работы:

Получают в двух мерных колбах объемом 100 мл стандартный и испытуемый растворы железа (III). Полученные растворы доводят до метки водой и тщательно перемешивают.

Титр полученного стандартного раствора равен 0,05 мг/мл.

1. *Снятие и построение кривой светопоглощения тиоцианатного комплекса железа (выбор светофильтра).* В мерную колбу на 100 мл отбирают пипеткой 5мл стандартного раствора железа, добавляют 10 мл смеси KCNS и H_2SO_4 , 3 - 4 капли HNO_3 , доводят до метки водой, перемешивают и заполняют этим раствором кювету с толщиной поглощающего слоя $l = 10$ мм. Рабочие поверхности кювет должны перед каждым измерением тщательно протираться фильтровальной бумагой. При установке кювет в кюветодержатели прибора нельзя касаться пальцами рабочих участков кювет. В соответствии с инструкцией по эксплуатации прибора производят замеры величин светопоглощения A и коэффициента светопропускания T %, приготовленного выше раствора с каждым из имеющихся в приборе -

светофильтров № 3, 4, 5, 6, 7. Полученные данные сводят в таблицу и по ним строят график зависимости $A=f(\lambda)$ и $T=f(\lambda)$ (рис. 17.1).

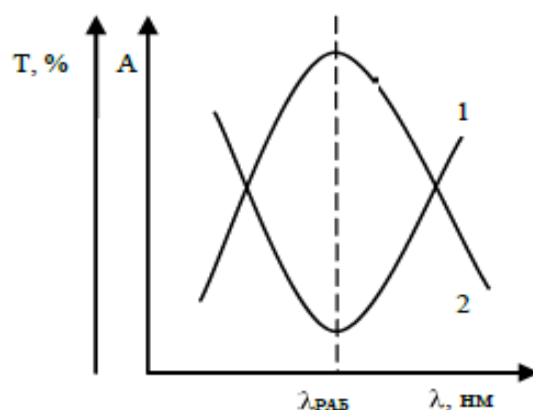


Рис.17.1 Зависимость светопоглощения A и коэффициента светопропускания T от длины волны λ : 1- $T=f(\lambda)$; 2- $A=f(\lambda)$

По построенному графику подбирают светофильтр, которому соответствует максимум A и минимум T .

Далее все остальные измерения на приборе производят только с этим выбранным свето-фильтром!

Для построения графика зависимости светопоглощения от концентрации железа, в четыре мерные колбы объемом 50 мл отмерить градуированной пипеткой 1,0 мл; 2,0 мл; 3,0 мл; 4 мл стандартного раствора железа.

В каждую колбу добавить 4-5 капель азотной кислоты и 10 мл смеси тиоционата с серной кислотой. Растворы в колбах довести до метки водой и тщательно перемешать. Затем измерить светопоглощение каждого из полученных растворов A_1, A_2, A_3, A_4 (соответственно) в кюветах с толщиной поглощающего слоя 10 мм с выбранным светофильтром.

Полученные данные занести в таблицу и по ним построить график (рис.17.2) в координатах $A= f(V(Fe))$, который полностью соответствует графику $A= f(C(Fe))$, поскольку $C(Fe)$ в растворах стандартной серии, пропорциональна взятым для их приготовления объемам исходного стандартного раствора железа, то ось концентрации можно проградуировать в мл.

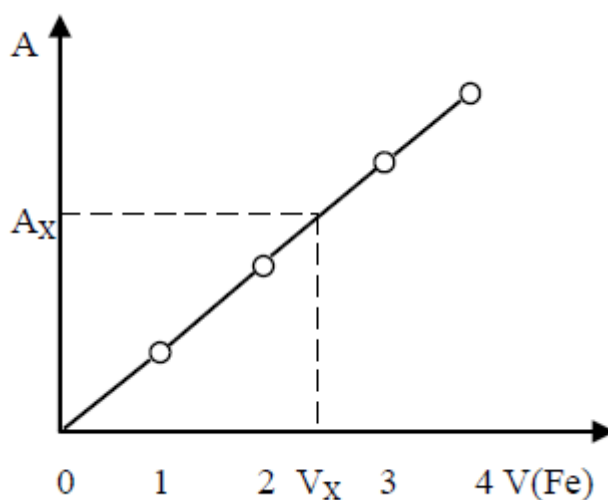


Рис.17.2 График зависимости светопоглощения (A) от объема (концентрации) стандартного раствора железа.

2. *Метод градуировочного графика.* В этом методе используют градуировочный график зависимости $A = f(c)$ – рис. 17.2. По графику устанавливают, какому объему стандартного раствора железа V_x соответствует оптическая плотность A_x исследуемого раствора.

Расчет содержания железа (мг) в исследуемом растворе проводят по формуле:

$$m(Fe) = T_{cm} \cdot V_x \cdot \frac{V_{м.к.}}{V_{пип.}}$$

где V_x - объем стандартного раствора, найденный по градуировочному графику и соответствующий измеренной величине A_x , мл; $V_{пип.}$ - объем пипетки, аликвоты исследуемого раствора, взятой для анализа, мл.

Сделать выводы по практической работе.

Форма контроля – оценка за выполнение практического задания.

Вопросы для самоконтроля:

1. Чем отличаются физико-химические методы анализа от химических?
2. Что такое колориметрический метод анализа?
3. Как записывается и что выражает закон Бугера-Ламберта-Бера?
4. Что такое визуальный и фотоэлектрический методы колориметрического анализа?
5. Каков принцип фотоэлектроколориметра?
6. Что такое оптическая плотность раствора? Как ее выражают?
7. В чем состоит метод стандартных серий?
8. В каких координатах строят калибровочный график?
9. Как по калибровочному графику можно определить концентрацию исследуемого раствора?
10. Существует два метода колориметрии: визуальный и фотоэлектрический. Какой из них точнее?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Аналитическая химия: учебник для средних специальных учебных заведений / О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2017. – 287 с.
3. Глубоков Ю.М. Аналитическая химия: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования/ Ю.М. Глубоков, В.А. Головачева, Ю.А. Ефимова и др.; под ред. А.А. Ищенко. – 12-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2017 – 464с.
4. Золотов Ю.А. Основы аналитической химии: практическое руководство / Ю.А. Золотов; под ред. Ю.А. Золотова. – М.: Высшая школа, 2001. – 463 с.
5. Крешков А.П., Ярославцев А.А. Курс аналитической химии. Количественный анализ. – М.: Химия, 1989г.

Плотности водных растворов некоторых веществ при 20°C

NaCl		H ₂ SO ₄		HCl		CH ₃ COOH	
ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л
0,01	1005,3	0,003	1000,0	0,004	1000,0	0,04	1004,1
0,02	1012,5	0,032	1020,0	0,024	1010,0	0,08	1009,8
0,04	1026,8	0,062	1040,0	0,044	1020,0	0,12	1015,4
0,06	1041,3	0,091	1060,0	0,064	1030,0	0,16	1020,8
0,08	1055,9	0,120	1080,0	0,085	1040,0	0,20	1026,1
0,10	1070,7	0,147	1100,0	0,105	1050,0	0,24	1031,2
0,12	1085,7	0,174	1120,0	0,125	1060,0	0,28	1036,0
0,14	1100,9	0,201	1140,0	0,145	1070,0	0,32	1040,5
0,16	1116,2	0,227	1160,0	0,165	1080,0	0,36	1044,8
0,18	1131,9	0,252	1180,0	0,184	1090,0	0,40	1048,8
0,20	1147,8	0,277	1200,0	0,204	1100,0	0,44	1052,5
0,22	1164,0	0,302	1220,0	0,223	1110,0	0,48	1055,9
0,24	1180,4	0,326	1240,0	0,243	1120,0	0,52	1059,0
0,26	1197,2	0,350	1260,0	0,262	1130,0	0,56	1061,8

Растворимость кислот, оснований и солей в воде

	H ⁺	NH ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Mn ²⁺	Hg ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Bi ³⁺
OH ⁻		P	P	P	P	–	H	M	M	P	H	H	H	H	H	–	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	M	P	P	P	M	H	H	M	M	M	P	M	M	–	M	H	M	M	H
Cl ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	–
Br ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	P	P	P	P	–
I ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	–	P	P	M	H	H	P	–	P	P	–
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P	P	P	–	P	–	–
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	–	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	–	–	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	–	H	H	H	H	–	–	–	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	P	P	H	P	–	P	P	P	P	–
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	–	H	–	H	H	–	H	–	–	–	H
SiO ₃ ²⁻	H	–	P	P	P	–	H	H	H	H	–	H	–	H	H	–	H	H	H	–	–
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	P	M	M	H	H	H	–	H	H	H	–	–	–	P	H
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

Условные обозначения: P – растворимое в воде вещество (от 1 г на 100 г воды); M – малорастворимое (от 0,01 г на 100 г воды); H – практически нерастворимое (до 0,01 г на 100 г воды); «–» – вещество не существует или гидролизуется полностью.

Степень диссоциации α некоторых электролитов в 0,1 М растворе при 25 °С

Сильный электролит	α , %	Слабый электролит	α , %
HNO ₃	93	H ₂ SO ₃	33**
HCl	93	H ₃ PO ₄	24**
H ₂ SO ₄	59*	HF	7,8
NaOH	91	HNO ₂	6,4
KOH	89	HCOOH	4,2
KCl	86	NH ₄ OH	1,3
Ba(OH) ₂	77	CH ₃ COOH	1,3
CaCl ₂	75	H ₂ S	0,08**
K ₂ SO ₄	72	HCN	0,009

Условные обозначения: * Относительно малая величина α связана с тем, что по второй ступени в 0,1 М растворе H₂SO₄ диссоциирована не полностью; ** – Приведенные значения α относятся к первой ступени диссоциации

СТАНДАРТНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ РЯДА ЭЛЕКТРОДНЫХ РЕАКЦИЙ
В ВОДНОЙ СРЕДЕ ПРИ 25 °С

Электрод	Электродная р-ция	E^0 , В
Li ⁺ ; Li	Li ⁺ + e = Li	- 3,045
K ⁺ ; K	K ⁺ + e = K	- 2,925
Ba ²⁺ ; Ba	Ba ²⁺ + 2e = Ba	- 2,92
Na ⁺ ; Na	Na ⁺ + e = Na	- 2,714
Mg ²⁺ ; Mg	Mg ²⁺ + 2e = Mg	- 2,356
Al ³⁺ ; Al	Al ³⁺ + 3e = Al	- 1,67
Ti ²⁺ ; Ti	Ti ²⁺ + 2e = Ti	- 1,63
Mn ²⁺ ; Mn	Mn ²⁺ + 2e = Mn	- 1,18
OH ⁻ , H ₂ ; Pt	2H ₂ O + 2e = 2OH ⁻ + H ₂ (газ)	- 0,828
Zn ²⁺ ; Zn	Zn ²⁺ + 2e = Zn	- 0,763
I ⁻ , TI; TI	TI + e = TI + I ⁻	- 0,74
Br ⁻ , TIBr; TI	TIBr + e = TI + Br ⁻	- 0,658
Cl ⁻ , TICl; TI	TICl + e = TI + Cl ⁻	- 0,557
Fe ²⁺ ; Fe	Fe ²⁺ + 2e = Fe	- 0,440
Cr ³⁺ , Cr ²⁺ ; Pt	Cr ³⁺ + e = Cr ²⁺	- 0,424
Cd ²⁺ ; Cd	Cd ²⁺ + 2e = Cd	- 0,402
SO ₄ ²⁻ , PbSO ₄ ; Pb	PbSO ₄ + 2e = Pb + SO ₄ ²⁻	- 0,351
Tl ⁺ ; Tl	Tl ⁺ + e = Tl	- 0,336
Ni ²⁺ ; Ni	Ni ²⁺ + 2e = Ni	- 0,257
H ⁺ , CO ₂ , HCOOH; Pt	CO ₂ + 2H ⁺ + 2e = HCOOH	- 0,16
I ⁻ , AgI; Ag	AgI + e = Ag + I ⁻	- 0,152
Pb ²⁺ ; Pb	Pb ²⁺ + 2e = Pb	- 0,125
H ⁺ , H ₂ ; Pt	2H ⁺ + 2e = H ₂ (газ)	0,000
UO ₂ ²⁺ , UO ₂ ⁺ ; Pt	UO ₂ ²⁺ + e = UO ₂ ⁺	0,05
H ⁺ , HCOOH, CH ₂ O; Pt	HCOOH + 2H ⁺ + 2e = CH ₂ O + H ₂ O	0,056
Br ⁻ , AgBr; Ag	AgBr + e = Ag + Br ⁻	0,071
Cu ²⁺ , Cu ⁺ ; Pt	Cu ²⁺ + e = Cu ⁺	0,159
Cl ⁻ , AgCl; Ag	AgCl + e = Ag + Cl ⁻	0,222
H ⁺ , CH ₂ O, CH ₃ OH; Pt	CH ₂ O + 2H ⁺ + 2e = CH ₃ OH	0,232
H ⁺ , UO ₂ ³⁺ , U ⁴⁺ ; Pt	UO ₂ ³⁺ + 4H ⁺ + 2e = U ⁴⁺ + 2H ₂ O	0,27
Cu ²⁺ ; Cu	Cu ²⁺ + 2e = Cu	0,340
Fe(CN) ₆ ³⁻ , Fe(CN) ₆ ⁴⁻ ; Pt	Fe(CN) ₆ ³⁻ + e = Fe(CN) ₆ ⁴⁻	0,361
Cu ⁺ ; Cu	Cu ⁺ + e = Cu	0,520
I ₂ , I ⁻ ; Pt	I ₂ + 2e = 2I ⁻	0,535
I ₃ ⁻ , I ⁻ ; Pt	I ₃ ⁻ + 2e = 3I ⁻	0,536
H ⁺ , CH ₃ OH, CH ₄ ; Pt	CH ₃ OH + 2H ⁺ + 2e = CH ₄ + H ₂ O	0,59
SO ₄ ²⁻ , Hg ₂ SO ₄ ; Hg	Hg ₂ SO ₄ + 2e = 2Hg + SO ₄ ²⁻	0,615
Fe ³⁺ , Fe ²⁺ ; Pt	Fe ³⁺ + e = Fe ²⁺	0,771
Hg ²⁺ ; Hg	Hg ²⁺ + 2e = 2Hg	0,796
Ag ⁺ ; Ag	Ag ⁺ + e = Ag	0,799
Hg ²⁺ , Hg ₂ ²⁺ ; Pt	2Hg ²⁺ + 2e = Hg ₂ ²⁺	0,911
Br ⁻ , Br ₂ ; Pt	Br ₂ + 2e = 2Br ⁻	1,065
H ⁺ , O ₂ ; Pt	4H ⁺ + O ₂ + 4e = 2H ₂ O	1,229
H ⁺ , MnO ₂ , Mn ²⁺ ; Pt	MnO ₂ + 4H ⁺ + 2e = Mn ²⁺ + 2H ₂ O	1,23
Tl ³⁺ , Tl ⁺ ; Pt	Tl ³⁺ + 2e = Tl ⁺	1,25
Cl ⁻ , Cl ₂ ; Pt	Cl ₂ + 2e = 2Cl ⁻	1,358
H ⁺ , Cr ₂ O ₇ ²⁻ , Cr ³⁺ ; Pt	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺ + 6e = 2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	1,36
H ⁺ , Pb ²⁺ , PbO ₂ ; Pt	PbO ₂ (а) + 4H ⁺ + 2e = Pb ²⁺ + 2H ₂ O	1,468
H ⁺ , MnO ₄ ⁻ , Mn ²⁺ ; Pt	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e = Mn ²⁺ + 4H ₂ O	1,51
Au ³⁺ ; Au	Au ³⁺ + 3e = Au	1,52
H ⁺ , SO ₄ ²⁻ , PbSO ₄ , PbO ₂ ; Pt	PbO ₂ (а) + SO ₄ ²⁻ + 4H ⁺ + 2e = = PbSO ₄ + 2H ₂ O	1,698
H ⁺ , MnO ₄ ⁻ , MnO ₂ ; Pt	MnO ₄ ⁻ + 4H ⁺ + 3e = MnO ₂ + 2H ₂ O	1,70
Ce ⁴⁺ , Ce ³⁺ ; Pt	Ce ⁴⁺ + e = Ce ³⁺	1,72
Au ⁺ ; Au	Au ⁺ + e = Au	1,83
H ⁺ , F ₂ ; Pt	F ₂ + 2H ⁺ + 2e = 2HF(aq)	3,053

Стандартные электродные потенциалы в водных растворах по водородной шкале

Электрод	Электродный процесс	E^0 , В	Электрод	Электродный процесс	E^0 , В
Si^+ / Si	$\text{Si}^+ + e^- = \text{Si}$	-3,045	$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- = \text{Pb}$	-0,126
K^+ / K	$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,925	$2\text{H}^+ / \text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0
$\text{Ba}^{2+} / \text{Ba}$	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	-2,900	$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,337
$\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	-2,870	Ag^+ / Ag	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	0,799
Na^+ / Na	$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$	-2,714	$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	0,854
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,370	$\text{Au}^{3+} / \text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	1,500
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,70	O_2 / OH^-	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- = 4\text{OH}^-$	0,401
$\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}$	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	-1,180	$2\text{J}^- / \text{J}_2$	$2\text{J}^- - 2e^- = \text{J}_2$	0,530
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$	-0,763	$\text{NO}_3^- / \text{N}_2\text{O}_4$	$4\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- + 2e^- =$ $=\text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,800
$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,740	$\text{NO}_3^- / \text{HNO}_2$	$3\text{H}^+ + \text{NO}_3^- + 2e^- =$ $=\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,940
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,440	$2\text{Br}^- / \text{Br}_2$	$2\text{Br}^- - 2e^- = \text{Br}_2$	1,070
$\text{Co}^{2+} / \text{Co}$	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,403	$2\text{Cl}^- / \text{Cl}_2$	$2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$	1,360
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$	-0,250	$2\text{SO}_4^{2-} / \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$2\text{SO}_4^{2-} - 2e^- = \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	2,050
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- = \text{Sn}$	-0,166	$2\text{F}^- / \text{F}_2$	$2\text{F}^- - 2e^- = \text{F}_2$	2,850

Величина перенапряжения выделения водорода и кислорода на электродах

Электрод	H ₂ , В	O ₂ , В
Pt (пористая)	0,03 – 0,04	0,3
Pd	≥ 0	0,4
Au	0,02 – 0,1	0,5
Fe	0,1 – 0,2	0,3
Pt (гладкая)	0,2 – 0,4	0,5 – 0,7
Ag	0,2 – 0,4	0,4
Ni	0,2 – 0,4	0,05
Cu	0,4 – 0,6	–
Cd	0,5 – 0,7	0,4
Zn	0,6 – 0,8	–
Hg	0,8 – 1,0	–
графит	0,65	1,17