

Белорусский государственный университет

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе и
образовательным инновациям


« 9 » декабря

2020 г.
Регистрационный № УД-9542/уч



Сложные химические равновесия и экстракционные процессы

**Учебная программа учреждения высшего образования
по учебной дисциплине для специальности:**

1-31 05 04 Фундаментальная химия

2020 г.

Учебная программа составлена на основе ОСВО 1-31 05 04-2013, учебного плана №G31-147/уч. от 30.05.2013 г.

СОСТАВИТЕЛЬ:

В.С. Кондрев, старший преподаватель кафедры аналитической химии химического факультета БГУ;

РЕЦЕНЗЕНТ:

А.Л. Козлова-Козыревская, заведующий кафедрой химии УО «Белорусский государственный педагогический университет им. М. Танка», кандидат химических наук, доцент

РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ:

Кафедрой аналитической химии химического факультета
(протокол № 4 от 10.11.2020);
Научно-методическим Советом БГУ
(протокол № 2 от 07.12.2020)

Зав. кафедрой аналитической химии



Заяц М.Ф.

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Одним из важнейших теоретических разделов аналитической химии является раздел ионных и экстракционных равновесий, правильный расчет которых позволяет сознательно управлять химическими процессами и создавать необходимые условия для количественного определения, выделения и очистки элементов или соединений, содержащихся в анализируемой смеси, прогнозировать поведение тех или иных соединений в биологических и природных объектах, а также уметь рассчитывать константы различных равновесий путем математической обработки результатов потенциометрических, спектрофотометрических и кондуктометрических измерений.

Особенностью настоящего специального курса является единообразие теоретического подхода к самым различным видам равновесий, основанное на широком использовании в расчетах условных констант и мольных долей, а также умение пренебрегать малым вкладом равновесных концентраций того или иного сорта частиц в общие концентрации. Они позволяют количественно оценить состояние рассматриваемых равновесий в реальных условиях и учесть влияние побочных конкурирующих реакций. Применение условных констант и мольных долей дает возможность быстро установить как суммарное количественное влияние тех или иных факторов на основное рассматриваемое равновесие, так и каждого из них в отдельности. Именно в этом проявляется основное методическое преимущество такого подхода, которое особенно ощутимо при проведении теоретического прогнозирования ионных и экстракционных равновесий.

Цель преподавания дисциплины:

- сформировать у будущего специалиста-химика такую систему теоретических знаний в области ионных равновесий, которая позволит ему в будущей профессиональной деятельности теоретически обосновывать оптимальный способ проведения аналитических определений.

Задачи изучения дисциплины:

- ознакомить студентов с теорией расчета ионных равновесий, основанной на использовании условных констант равновесий и молярных долей;
- ознакомить студентов с СКМ Mathematica, онлайн-программами для расчета равновесий и построения КЛД и показать их возможности для расчета равновесий в сложных многокомпонентных системах.

Место учебной дисциплины. Дисциплина «Сложные химические равновесия» относится к циклу специальных дисциплин компонента учреждения высшего образования.

Связь с другими учебными дисциплинами. С методической точки зрения, изучение данной дисциплины *целесообразно производить после* изучения курса *высшей математики (особенно тем «Дифференциальные и интегральные вычисления»)*, *неорганической и аналитической химии*. Также *изучение курса предваряет* получение знаний в области *физической химии, кинетики и электрохимии*.

Требования к компетенциям. Освоение учебной дисциплины «Сложные химические равновесия и экстракционные процессы» должно обеспечить формирование следующих академических, социально-личностных и профессиональных компетенций:

академические компетенции:

АК-1. Уметь применять базовые научно-теоретические знания для решения теоретических и практических задач.

АК-2. Владеть системным и сравнительным анализом.

АК-3. Владеть исследовательскими навыками.

АК-4. Уметь работать самостоятельно.

АК-5. Быть способным порождать новые идеи (обладать креативностью).

социально-личностные компетенции:

СЛК-6. Уметь работать в команде.

профессиональные компетенции:

ПК-1. Использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, анализировать перспективы и направления развития отдельных областей химической науки.

ПК-2. Принимать участие в научных исследованиях, связанных с совершенствованием и развитием химии и физико-химических методов исследования.

ПК-3. Формулировать цели и задачи научно-исследовательской деятельности, осуществлять ее планирование, принимать участие в подготовке отчетов и публикаций.

ПК-4. Применять методы прикладной квантовой химии, молекулярной динамики и математического моделирования для предсказания свойств химических систем и их поведения в химических процессах.

ПК-5. Формулировать и решать задачи, возникающие в процессе производственно-технологической деятельности.

ПК-6. На основе анализа показателей режимов, параметров схемы и технического состояния оборудования выявлять причины не оптимальности технологических процессов и разрабатывать пути их устранения.

ПК-7. В составе группы специалистов разрабатывать технологическую документацию, принимать участие в разработке стандартов и нормативов.

ПК-8. Осуществлять поиск, систематизацию и анализ информации по перспективам развития отрасли, инновационным технологиям, проектам и решениям.

ПК-9. Работать с научной, технической и патентной литературой, электронными базами данных. -ПК-10. Оценивать конкурентоспособность и экономическую эффективность разрабатываемых технологий.

ПК-11. Составлять договоры совместной деятельности по освоению новых технологий.

ПК-12. Готовить проекты лицензионных договоров о передаче прав на использование объектов интеллектуальной собственности.

ПК-13. Организовывать работу малых коллективов исполнителей для достижения поставленных целей.

ПК-19. Учитывать индивидуально-психологические и личностные особенности людей разных возрастов, стилей их жизнедеятельности, познавательной и профессиональной деятельности.

В результате изучения дисциплины студент должен **знать**:

- основные понятия и определения, используемые для описания гомогенных и гетерогенных систем с ионными и экстракционными равновесиями;
- основные математические приемы и приближения, используемые для вывода и решения уравнений, описывающих те или иные химические равновесия.

Уметь:

- рассчитывать точно и приближенно с помощью систем компьютерной математики (СКМ) рН растворов протолитов, а также молярные доли тех или иных ионов, участвующих в данном равновесии;
- рассчитывать точно и приближенно растворимость малорастворимых соединений (МРС) в чистом растворителе; в присутствии электролита, не имеющего общих с МРС ионов; в присутствии электролита, имеющего с МРС одноименный ион; при протекании побочных реакций (кислотной или основной ионизации, комплексообразования), в частности, когда имеется ион-осадитель, обладающий комплексообразующими свойствами;
- рассчитывать точно и приближенно равновесные концентрации комплексообразователя, лигандов, комплексов той или иной степени замещенности в системах с комплексными соединениями, в т.ч. если в такой системе имеют место побочные реакции;
- строить концентрационно-логарифмические диаграммы (КЛД) и проводить по ним вычисления;
- предсказывать возможность распределения кислот, оснований, амфолитов, а также математически и графически показывать вероятность разделения смеси веществ в различных экстракционных системах.

Владеть:

- навыками применения полученных знаний при расчете гомогенных равновесий в биологических объектах (кровь, слюна, моча, желудочный сок и т.д.);

- навыками расчета растворимости малорастворимых соединений (бетон, минералы) в природных водах различной кислотности и при разных парциальных давлениях газов;
- навыками планирования аналитического эксперимента, особенно при проведении спектрофотометрических определений.

Структура учебной дисциплины.

Преподавание данной дисциплины для студентов дневной формы обучения *проводится на 2 курсе в 4 семестре.*

Учебный курс рассчитан на *90 часов* (для очной формы получения образования), в том числе *48 аудиторных часов, из них: 10 часов лекций, 28 часов практических занятий, 10 часов УСП.*

Трудоемкость учебной дисциплины – 2,5 зач. ед.

Итоговой формой диагностики усвоения знаний является письменный экзамен.

СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА

Раздел 1. Введение.

- 1.1. Представление о химических реакциях. Химическое уравнение как уравнение математическое.
- 1.2. Представление о константах равновесия. Термодинамические, концентрационные (реальные), условные и смешанные константы равновесия. Активность, коэффициент активности. Методы расчета и экспериментального определения коэффициентов активности.
- 1.3. Линейные комбинации химических реакций, математические операции с константами равновесия.
- 1.4. Области преобладания того или иного сорта частиц, распределительные (РД) и концентрационно-логарифмические диаграммы (КЛД). Прямая и обратная задачи аналитической химии: нахождение равновесных концентраций частиц при известных начальных условиях, и наоборот.
- 1.5. Компьютерные программы и онлайн-редакторы решения прямой задачи аналитической химии.

Раздел 2. Равновесия с переносом протона (кисотно-основные).

- 2.1. Основные теории кислот и оснований (теория Аррениуса-Оствальда, Бренстеда-Лоури, Льюиса, Усановича, сольвосистем), их достоинства и недостатки. Количественное описание силы кислот и оснований в различных растворителях: константы кислотности, основности, протонирования, самодиссоциации, взаимосвязь между ними. Кислотность по Гаммету как попытка универсализировать определение сродства к протону.
- 2.2. Математическое описание кислотно-основных процессов: уравнения материального баланса по протону и по аниону, уравнение электронейтральности, среднее протонное число.
- 2.3. Универсальный метод расчета рН через составление систем уравнений. Типовые задачи, встречающиеся при расчете рН. Основные допущения и приближения, используемые в вычислениях.
- 2.4. Области преобладания ионов, распределительные и концентрационно-логарифмические диаграммы, предсказание возможности отдельного определения кислот или оснований в смеси на основе РД и КЛД.
- 2.5. Универсальный метод расчета рН через составление уравнения электронейтральности. Основные допущения и приближения, используемые в вычислениях.

Раздел 3. Равновесия с переносом электронной пары (равновесия комплексообразования).

- 3.1. Теория строения комплексных соединений А.Вернера, понятие о комплексообразователе, лиганде, координационном числе. Математическое описание процесса комплексообразования: ступенчатые и полные константы нестойкости и устойчивости, взаимосвязь между ними.
- 3.2. Области преобладания комплексов, распределительные и

концентрационно-логарифмические диаграммы, предсказание отдельного определения ионов на основе РД и КЛД в условиях эксперимента.

3.3. Типовой расчет равновесных концентраций частиц при условиях известных начальных концентраций комплексообразователя и лиганда и известных полных или ступенчатых константах устойчивости/нестойкости.

3.4. Расчеты равновесных концентраций частиц в условиях образования смешаннолигандных комплексов (конкуренция двух лигандов за один комплексообразователь) на примерах одноядерных комплексов.

3.5. Расчеты равновесных концентраций частиц при конкуренции двух комплексообразователей за один лиганд на примерах одноядерных комплексов. Образование гетерополиядерных комплексов.

3.6. Расчеты равновесных концентраций частиц при вступлении комплексообразователя и лиганда в побочные реакции. Двумерные и трехмерные диаграммы для таких случаев.

Раздел 4. Равновесия в системе «осадок-раствор» и «газ-раствор».

4.1. Математическое описание процесса растворения газа в жидкости. Константа Генри. Построение КЛД для газов, слабо растворимых в жидкости (сероводород, углекислый газ).

4.2. Растворимость малорастворимого соединения (МРС) в жидкости: произведение растворимости. Типовые случаи растворимости: растворимость в индифферентном растворителе, в присутствии стороннего электролита, в присутствии одноименного иона.

4.3. Графическое представление растворимости с помощью КЛД, двумерные и трехмерные графики растворимости.

4.4. Усложненные случаи растворимости: расчет растворимости при заданных значениях рН или $\lg[L]$ через условную константу. Расчет растворимости в условиях гидролиза ионов, входящих в состав МРС: предельные случаи.

4.5. Расчеты в условиях дробного и последовательного осаждения на простейших случаях (осаждение одного иона из двух, последовательное осаждение двух ионов в отсутствии и присутствии маскирования).

Раздел 5. Экстракционные равновесия.

5.1. Математическое описание экстракционных равновесий в системах I типа. Константа, коэффициент распределения, константа экстракции, степень извлечения, степень разделения двух компонентов в смеси.

5.2. Распределение слабых кислот в условиях отсутствия и присутствия ассоциации молекул кислоты в не- и малополярных растворителях.

5.3. Распределение слабых оснований в условиях отсутствия и присутствия ассоциации молекул основания в не- и малополярных растворителях.

5.4. Распределение амфолитов.

5.5. Представления об экстракции металлокомплексов и ионных ассоциатов, анионообменная экстракция.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Дневная форма получения образования

Номер раздела, темы, занятия	Название раздела, темы.	Количество аудиторных часов			Количество часов УСР	Формы контроля знаний
		лекции	практические занятия	семинарские занятия		
1	2	3	4	5	6	7
1.	Введение	2	4	0	2	
1.1.	Представление о химических реакциях. Химическое уравнение как уравнение математическое.	2	2		2	дискуссия. выполнение домашних практических заданий.
1.2.	Представление о константах равновесия. Термодинамические, концентрационные (реальные), условные и смешанные константы равновесия. Активность, коэффициент активности. Методы расчета и экспериментального определения коэффициентов активности.					
1.3.	Линейные комбинации химических реакций, математические операции с константами равновесия.					
1.4.	Области преобладания того или иного сорта частиц, распределительные (РД) и концентрационно-логарифмические диаграммы (КЛД). Прямая и обратная задачи аналитической химии: нахождение равновесных концентраций частиц при известных начальных условиях, и наоборот.					
1.5.	Компьютерные программы и онлайн-редакторы решения прямой задачи аналитической химии.					
2.	Равновесия с переносом протона (кислотно-основные)	2	8	0	2	
2.1.	Основные теории кислот и оснований (теория Аррениуса-Оствальда, Бренстеда-Лоури, Льюиса, Усановича, сольвосистем), их достоинства и	2				дискуссия. выполнение домашних

	недостатки. Количественное описание силы кислот и оснований в различных растворителях: константы кислотности, основности, протонирования, самодиссоциации, взаимосвязь между ними. Кислотность по Гаммету как попытка универсализировать определение сродства к протону.					практических заданий. выполнение практических заданий в аудитории выполнение контрольной работы (расчет рН в различных случаях)
2.2.	Математическое описание кислотно-основных процессов: уравнения материального баланса по протону и по аниону, уравнение электронейтральности, среднее протонное число.		2			
2.3.	Универсальный метод расчета рН через составление систем уравнений. Типовые задачи, встречающиеся при расчете рН. Основные допущения и приближения, используемые в вычислениях.					
2.4.	Области преобладания ионов, распределительные и концентрационно-логарифмические диаграммы, предсказание возможности раздельного определения кислот или оснований в смеси на основе РД и КЛД.		2			
2.5.	Универсальный метод расчета рН через составление уравнения электронейтральности. Основные допущения и приближения, используемые в вычислениях.		4		2	
3.	Равновесия с переносом электронной пары (равновесия комплексообразования)	2	8	0	2	
3.1.	Теория строения комплексных соединений А.Вернера, понятие о комплексообразователе, лиганде, координационном числе. Математическое описание процесса комплексообразования: ступенчатые и полные константы нестойкости и устойчивости, взаимосвязь между ними.	2				дискуссия. выполнение домашних практических заданий. выполнение практических заданий в аудитории выполнение контрольной работы (расчет равновесий комплексообразования).
3.2.	Области преобладания комплексов, распределительные и концентрационно-логарифмические диаграммы, предсказание раздельного определения ионов на основе РД и КЛД в условиях эксперимента.					
3.3.	Типовой расчет равновесных концентраций частиц при условиях известных начальных концентраций комплексообразователя и лиганда и известных полных или ступенчатых константах устойчивости/нестойкости.		2			

3.4.	Расчеты равновесных концентраций частиц в условиях образования смешаннолигандных комплексов (конкуренция двух лигандов за один комплексообразователь) на примерах одноядерных комплексов.		2			
3.5	Расчеты равновесных концентраций частиц при конкуренции двух комплексообразователей за один лиганд на примерах одноядерных комплексов. Образование гетерополиядерных комплексов.		2			
3.6.	Расчеты равновесных концентраций частиц при вступлении комплексообразователя и лиганда в побочные реакции. Двумерные и трехмерные диаграммы для таких случаев.		2		2	
4.	Равновесия в системах «газ-раствор» и «осадок-раствор»	2	8	0	2	
4.1.	Математическое описание процесса растворения газа в жидкости. Константа Генри. Построение КЛД для газов, слабо растворимых в жидкости (сероводород, углекислый газ).					дискуссия. выполнение домашних практических заданий. выполнение практических заданий в аудитории выполнение контрольной работы (расчет растворимости в различных случаях).
4.2.	Растворимость малорастворимого соединения (МРС) в жидкости: произведение растворимости. Типовые случаи растворимости: растворимость в индифферентном растворителе, в присутствии стороннего электролита, в присутствии одноименного иона.	2	2			
4.3.	Графическое представление растворимости с помощью КЛД, двумерные и трехмерные графики растворимости.		2			
4.4.	Усложненные случаи растворимости: расчет растворимости при заданных значениях рН или lg[L] через условную константу. Расчет растворимости в условиях гидролиза ионов, входящих в состав МРС: предельные случаи.		2			
4.5.	Расчеты в условиях дробного и последовательного осаждения на простейших случаях (осаждение одного иона из двух, последовательное осаждение двух ионов в отсутствие и присутствии маскирования).		2		2	
5.	Экстракционные равновесия	2	0	0	2	
5.1.	Математическое описание экстракционных равновесий в системах I типа. Константа, коэффициент распределения, константа экстракции, степень извлечения, степень разделения двух компонентов в смеси.	2			2	дискуссия. выполнение домашних практических заданий.
5.2.	Распределение слабых кислот в условиях отсутствия и присутствия ассоциации молекул кислоты в не- и малополярных растворителях.					

5.3.	Распределение слабых оснований в условиях отсутствия и присутствия ассоциации молекул основания в не- и малополярных растворителях.					
5.4.	Распределение амфолитов.					
5.5.	Представления об экстракции металлокомплексов и ионных ассоциатов, анионообменная экстракция.					
	Всего:	10	28	0	10	

ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Перечень основной литературы

1. Гулевич, А.Л. Сложные химические равновесия: учебное пособие / А.Л. Гулевич - Минск: изд-во БГУ, 2002. - 102 с.
2. Бугаевский, А.А. Приближенные оценки равновесного состава растворов. Ч. 1 / А.А. Бугаевский - Харьков: Милосердие, 1996. - 224 с.
3. Бугаевский, А.А. Приближенные оценки равновесного состава растворов. Ч. 2 / А.А. Бугаевский - Харьков: Фолио, 1996. - 229 с.
4. Гулевич, А.Л. Экстракционные методы разделения и концентрирования веществ: пособие для студентов хим. фак. спец. 1-31 05 01"Химия" (по направлениям) / А.Л. Гулевич, С.М. Лещев, Е.М. Рахманько - Минск: изд-во БГУ, 2009 - 159 с.
5. Янсон, Э.Ю. Теоретические основы аналитической химии: учебное пособие для химических факультетов университетов / Э.Ю. Янсон - 2-е изд., перераб. и доп. - М.: Высшая школа, 1987. - 304 с.

Перечень дополнительной литературы

1. Жебентяев, А.И. Аналитическая химия. Химические методы анализа: учебное пособие / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть - М.: Новое знание; Минск: Новое знание, 2010. - 542 с. (или других лет издания)
2. Комарь, Н.П. Химическая метрология. Гомогенные ионные равновесия / Н.П. Комарь - Харьков: Вища школа. Издательство при Харьковском университете, 1983. - 208 с.
3. Васильев, В.П. Аналитическая химия. В 2 ч. Ч. 1. Гравиметрический и титриметрический методы анализа: учебное пособие для химико-технологических спец. вузов / В.П. Васильев - М.: Высшая школа, 1989. - 320 с.
4. Хартли, Ф. Равновесия в растворах: перевод с английского / Ф. Хартли, К. Бёргес, Р. Оллок - М.: Мир, 1983. - 360 с.
5. Под ред. Ю.А. Золотова. Основы аналитической химии. Задачи и вопросы: учебное пособие для вузов / В.И. Фадеева, Ю.А. Барбалат, А.В. Гармаш и др.; под ред. Ю.А. Золотова - М.: Высшая школа, 2002 - 412 с.

Перечень рекомендуемых средств диагностики и методика формирования итоговой оценки

При формировании итоговой оценки используется рейтинговая оценка знаний студента, дающая возможность проследить и оценить динамику процесса достижения целей обучения. Рейтинговая оценка предусматривает использование весовых коэффициентов для текущего контроля знаний и текущей аттестации студентов по дисциплине.

Примерные весовые коэффициенты, определяющие вклад текущего контроля знаний и текущей аттестации в рейтинговую оценку:

- проверка домашних заданий – 20 %;
- ответы на практических занятиях – 20 %;
- выполнение контрольных работ – 60 %.

Рейтинговая оценка по дисциплине рассчитывается на основе оценки текущей успеваемости и экзаменационной оценки с учетом их весовых коэффициентов. Весовая оценка по текущей успеваемости составляет 30 %, экзаменационная оценка – 70 %.

Примерный перечень заданий для управляемой самостоятельной работы студентов

УСР 1. Раздел 1. Рассмотрение различных методов и подходов, позволяющих рассчитать и измерить коэффициент активности для разных сортов частиц.

УСР 2. Раздел 2. Рассмотрение отдельных усложненных случаев расчета рН.

УСР 3. Раздел 3. Рассмотрение отдельных усложненных случаев расчета равновесий комплексообразования.

УСР 4. Раздел 4. Рассмотрение отдельных усложненных случаев растворимости.

УСР 5. Раздел 5. Рассмотрение отдельных случаев экстракции незаряженных металлокомплексов и ионных ассоциатов. Основы анионообменной экстракции.

Примерная тематика практических занятий

ПЗ 1-2. Расчет коэффициентов активности в различных случаях.

ПЗ 3-6. Расчет рН в различных случаях.

ПЗ 7-9. Расчет равновесий комплексообразования.

ПЗ 10-12. Расчет растворимости в различных случаях.

Темы контрольных работ

КР 1. Расчет рН в различных случаях.

КР 2. Расчет равновесий комплексообразования.

КР 3. Расчет растворимости в различных случаях.

Описание инновационных подходов и методов к преподаванию учебной дисциплины

При организации образовательного процесса используются *практико-ориентированный подход*.

Практико-ориентированный подход предполагает:

- освоение содержания образования через решения практических задач;
- приобретение навыков эффективного выполнения разных видов профессиональной деятельности;
- ориентацию на генерирование идей, реализацию групповых студенческих проектов, развитие предпринимательской культуры;
- использованию процедур, способов оценивания, фиксирующих сформированность профессиональных компетенций.

Метод группового обучения представляет собой форму организации учебно-познавательной деятельности обучающихся, предполагающую функционирование разных типов малых групп, работающих как над общими, так и специфическими учебными заданиями.

Методические рекомендации по организации самостоятельной работы обучающихся

При самостоятельной работе студенты используют предоставленные им в электронной форме преподавателем и/или размещённые на образовательном портале учебную программу по дисциплине, тексты лекций, учебные пособия по дисциплине, методические указания к лабораторным занятиям, контрольные вопросы для подготовки к экзамену, а также сторонние информационные ресурсы, рекомендованные преподавателем. Контроль осуществляется в форме контрольных работ.

Примерный перечень вопросов к экзамену

Письменный экзамен представляет собой набор, состоящий из четырех задач, охватывающий каждый изученный раздел, кроме экстракционных равновесий (контроль знаний по этой теме проводился на семинарских занятиях):

Раздел 1. (примеры задач)

1. Рассчитайте константы кислотности катиона Cu^{2+} , если константы гидрокомплексообразования составляют $\lg\beta_1, \lg\beta_2, \lg\beta_3, \lg\beta_4$.
2. Рассчитайте константу равновесия взаимодействия Fe^{3+} с сульфосалициловой кислотой, если известны константы устойчивости комплекса с сульфосалицилат-ионом, а также $\text{pK}_{a2}, \text{pK}_{a3}$ сульфосалициловой кислоты.
3. Рассчитайте константу равновесия взаимодействия Ag^+ и NH_4^+ , если известна константа устойчивости диамминсеребра(I) и константа основности аммиака.
4. Рассчитайте константу равновесия взаимодействия хлорида свинца с водой, если известны величины ПР хлорида свинца и величина $\lg\beta$ образования моногидрокомплекса свинца.

Раздел 2. (примеры задач)

1. Рассчитайте pH 1,2%-ого водного раствора аконитина ($\text{C}_{34}\text{H}_{47}\text{NO}_{11}$). $\text{pK}_b(\text{аконитина}) = 5,88$.
2. Рассчитайте pH смеси 10^{-4} М раствора оксалата аммония и 10^{-3} М раствора ацетата кальция. $\text{pK}_{a1}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 1,27$, $\text{pK}_{a2}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 4,27$, $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$, $\text{pK}_b(\text{NH}_3) = 4,76$.
3. Постройте графические зависимости мольных долей всех форм камфорной кислоты от pH. $\text{pK}_{a1} = 4,57$, $\text{pK}_{a2} = 5,10$. Рассчитайте значение pH, при котором мольная доля гидрокамфорат-иона максимальна, а также рассчитайте значение молярной доли гидрокамфорат-иона при данном pH.
4. Постройте графические зависимости мольных долей всех форм стрихнина от pH. $\text{pK}_{b1} = 6,00$, $\text{pK}_{b2} = 11,70$. Рассчитайте значение pH, при котором мольная доля монопротонированного иона максимальна, а также рассчитайте значение молярной доли такого иона при данном pH.

Раздел 3 (примеры задач)

1. Постройте распределительную диаграмму ($\alpha - \text{pH}$) для гидрокомплексов бериллия. Образованием твердой фазы пренебречь. Также рассчитайте (с помощью уравнений), при каком pH молярная доля комплекса BeOH^+ будет максимальной.

$$lg\beta_1=8,60, lg\beta_2=14,35, lg\beta_3=18,74, lg\beta_4=18,57.$$

2. Рассчитайте равновесную концентрацию каждого сорта частиц, если к раствору, содержащему 0,02М сульфата меди и 0,04М сульфата цинка, прибавили равный объем 0,2М раствора аммиака. Изменением рН пренебречь.

$$Cu: lg\beta_1=3,99, lg\beta_2=7,33, lg\beta_3=10,06, lg\beta_4=12,03.$$

$$Zn: lg\beta_1=2,18, lg\beta_2=4,43, lg\beta_3=6,93, lg\beta_4=9,08.$$

3. Как изменится (рассчитать до и после) равновесная концентрация комплекса $Fe(SCN)_3$, если в раствор, содержащий по 0,05М Fe^{3+} и SCN^- , прибавить твердый фторид натрия до концентрации его в растворе 0,01 М?

$$SCN: lg\beta_1=3,03, lg\beta_2=4,33, lg\beta_3=4,63, lg\beta_4=4,53.$$

$$F: lg\beta_1=6,04, lg\beta_2=10,74, lg\beta_3=13,74, lg\beta_4=15,74.$$

4. ***Рассчитать равновесные концентрации частиц, получившихся при сливании 0,1М раствора нитрата серебра и 0,1М раствора аммиака.
 $pK_b(NH_3)=4,76$

$$NH_3: lg\beta_1=3,32, lg\beta_2=7,23. OH: lg\beta_1=2,30, lg\beta_2=4,0, lg\beta_3=5,2.$$

Раздел 4 (примеры задач)

1. Рассчитать растворимость оксалата никеля(II) в индифферентном растворителе. $PP^\circ = 1,3 \cdot 10^{-7}$.

2. Рассчитать растворимость оксалата никеля(II) в воде. Справочные данные: образование гидрокомплексов никеля(II): $lg\beta_1 = 4,14$, $lg\beta_2 = 9,0$, $lg\beta_3 = 12,0$. Диссоциация щавелевой кислоты: $pK_{a1} = 1,25$, $pK_{a2} = 4,27$.

3. Построить график зависимости растворимости гидроксида хрома(III) от рН. Справочные данные: $PP^\circ = 6,3 \cdot 10^{-31}$, образование гидрокомплексов: $lg\beta_1 = 10,0$, $lg\beta_2 = 18,3$, $lg\beta_3 = 24,0$, $lg\beta_4 = 28,6$. При каком рН растворимость гидроксида хрома (III) будет минимальна?

4. Построить график зависимости растворимости фосфата кальция от рН. Справочные данные: $PP^\circ = 2,0 \cdot 10^{-29}$, диссоциация фосфорной кислоты: $pK_{a1} = 2,15$, $pK_{a2} = 7,21$, $pK_{a3} = 12,30$.

- 5***. При каком диапазоне рН возможно существование осадка из пп. 1 и 2, если известно, что для исследования возможности получения осадка слили равные объемы $2 \cdot 10^{-3}$ М растворов хлорида никеля и щавелевокислого натрия?

ПРОТОКОЛ СОГЛАСОВАНИЯ УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЫ УВО

Название учебной дисциплины, с которой требуется согласование	Название кафедры	Предложения об изменениях в содержании учебной программы учреждения высшего образования по учебной дисциплине	Решение, принятое кафедрой, разработавшей учебную программу (с указанием даты и номера протокола)

**ДОПОЛНЕНИЯ И ИЗМЕНЕНИЯ К УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЕ ПО
ИЗУЧАЕМОЙ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ**

на ____ / ____ учебный год

№ п/п	Дополнения и изменения	Основание

Учебная программа пересмотрена и одобрена на заседании кафедры
_____ (протокол № _____ от _____ 202__ г.)

Заведующий кафедрой, кандидат
химических наук, доцент

М.Ф.Заяц

УТВЕРЖДАЮ

Декан химического факультета, доктор
химических наук, профессор

Д.В.Свиридов