

ГОУ ВПО «ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Химический факультет
Кафедра неорганической химии

УТВЕРЖДАЮ:

проректор по научно-методической
и учебной работе


« 22 » апреля 2020 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Моделирование равновесий в растворах

Направление подготовки:	04.03.01 Химия
Профиль подготовки:	—
Образовательная программа:	бакалавриат
Квалификация:	академический бакалавр
Форма обучения:	<u>очная</u> , очно-заочная, заочная

Донецк 2020

УТВЕРЖДАЮ

Декан химического факультета

А.В. Белый

« 16 » апреля 2020 г.

Программа учебной дисциплины «Моделирование равновесий растворов» составлена на основании Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования (ГОС ВПО) Донецкой Народной Республики (ДНР) по направлению подготовки 04.03.01 Химия, утвержденного приказом Министерства образования и науки ДНР № 454 от «20» апреля 2016 г.; порядка организации учебного процесса в образовательных организациях высшего профессионального образования Донецкой Народной Республики, утвержденного приказом Министерства образования и науки ДНР № 1171 от «10» ноября 2017 г.; учебного плана и основной образовательной программы высшего профессионального образования направления подготовки 04.03.01 Химия, разработанных в ГОУ ВПО «Донецкий национальный университет».

Разработчик:

Ассистент

К.А. Чебышев

Старший преподаватель, к.х.н.

Е.Ю. Пойманова

Программа учебной дисциплины утверждена на заседании кафедры неорганической химии

Протокол № 8 от «18» марта 2020 г.

Заведующий кафедрой

А.В. Игнатов

Программа учебной дисциплины одобрена учебно-методической комиссией химического факультета

Протокол № 3 от «15» апреля 2020 г.

Председатель учебно-методической комиссии факультета

Н.В. Яблочкова

1. ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ И МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В УЧЕБНОМ ПРОЦЕССЕ:

Учебная дисциплина «Моделирование равновесий в растворах» относится к вариативной части профессионального блока (дисциплина по выбору студента). Для изучения данной учебной дисциплины необходимы знания, умения и навыки, формируемые предшествующими и сопутствующими дисциплинами – Общая химия. Неорганическая химия. Основы неорганического синтеза. Физическая химия. Аналитическая химия. Органическая химия. Высшая математика. Общая и экспериментальная физика (молекулярная физика, термодинамика). Экология. Философия. Химия и технология редких и рассеянных элементов.

2. СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

Характеристика учебной дисциплины	очная форма обучения на базе		заочная форма обучения на базе		
	ОСО	СПО (ускор.)	ОСО	СПО (ускор.)	ВПО (ускор.)
Уровень высшего профессионального образования	Бакалавриат				
Образовательный уровень:	Бакалавр				
Направление подготовки	04.03.01 Химия				
Количество содержательных модулей (тем)	2				
Дисциплина базовой / вариативной части образовательной программы ¹	Профессиональный блок , вариативная часть Дисциплина по выбору студента				
Формы контроля	текущий, модульный контроль и итоговая аттестация (зачет).				
Показатели	очная форма обучения на базе		*заочная форма обучения на базе		
	ОСО	*СПО (ускор.)	ОСО	СПО (ускор.)	ВПО (ускор.)
Количество зачетных единиц (кредитов)	4				
Количество часов	144				
Год подготовки	4				
Семестр	7				
Количество часов	72				
- лекционных	36				
- практических, семинарских					
- лабораторных	36				
- самостоятельной работы	72				
в т.ч. индивидуальное задание					
Недельное количество часов, т.ч.					
аудиторных	2				
самостоятельной работы студента	2				

ОСО – общее среднее образование

СПО – среднее профессиональное образование

ВПО – высшее профессиональное образование

1- в соответствии с ООП (основной образовательной программой)

3. ОПИСАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Цели и задачи:

Цель - Основная цель преподавания студентами курса «Моделирование равновесий в растворах» - сформировать знания по моделированию процессов комплексообразования в растворах и протолитических равновесий. Знания помогут прогнозировать состояния ионов в растворах для дальнейшего планирования синтеза новых неорганических веществ. Овладение данным курсом необходимо для профессиональной деятельности специалиста-химика.

Задачи – Научить студентов использовать полученные знания квалифицированно осуществлять поиск химических моделей равновесий, устанавливающихся в растворах.

Требования к результатам освоения дисциплины: Процесс изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ГОС ВПО по данному направлению подготовки (профилю):

общекультурных компетенций (ОК):

способностью к самоорганизации самообразованию (ОК-7).

общепрофессиональных компетенций (ОПК):

способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач (ОПК-1);

владением навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций (ОПК-2);

способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности (ОПК-3);

способностью решать стандартные задачи профессиональной деятельности с использованием современных информационно-коммуникационных технологий с учетом основных требований информационной безопасности (ОПК-4);

способностью к поиску и первичной обработке научной и научно-технической (ОПК-5).

профессиональных компетенций (ПК):

научно-исследовательская деятельность:

способностью выполнять стандартные операции по предлагаемым методикам (ПК-1);

владением системой фундаментальных химических понятий (ПК-3);

способностью применять основные естественнонаучные законы и закономерности развития химической науки при анализе полученных результатов (ПК-4);

способностью получать и обрабатывать результаты научных экспериментов с помощью современных компьютерных технологий (ПК-5);

владением навыками представления полученных результатов в виде кратких отчетов и презентаций (ПК-6).

В результате изучения учебной дисциплины студент должен

Знать:

- Принципы изучения равновесий в растворах;
- Основы моделирования процессов в растворах;
- Протолитические равновесия в растворах кислот и оснований;
- Способы вычисления pH в растворах кислот и оснований

Уметь:

- Использовать математические пакеты программ для моделирования равновесий в растворах;
- Рассчитывать устойчивость комплексов координационных соединений в растворах;
- Рассчитывать pH растворов кислот и оснований

Владеть:

- навыками анализа протолитических равновесий в растворах кислот и оснований;
- принципами математического моделирования равновесий в растворах.

4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ И ФОРМЫ ОРГАНИЗАЦИИ УЧЕБНОГО ПРОЦЕССА

Курс дисциплины "Моделирование равновесий в растворах" предусматривает следующие формы организации учебного процесса:

- лекции,
- лабораторные занятия,
- самостоятельная работа студента.

Материал излагается с использованием словесных, объяснительно-иллюстративных, эвристических, проблемных и исследовательских методов преподавания. При проведении лекций для обсуждения материала широко используются мультимедийные презентации, анимации, а также раздаточные материалы. Во время лабораторных занятий создаются проблемные ситуации, рассматриваются задачи максимально приближенные к практике, для самостоятельной работы предлагаются творческие задания.

В учебном процессе широко применяются активные и интерактивные формы проведения занятий (демонстрации химических реакций, разбор закономерностей протекания химических процессов, дискуссия, полемика), внеаудиторная самостоятельная работа, балльно-рейтинговая система оценки успеваемости, личностно-ориентированное обучение, проблемное обучение, блочно-модульное обучение. Использование в учебном процессе практических видеоопытов по данному курсу; рассмотрение различных типов теоретических и практических задач, наглядно демонстрирующих связь химии с жизнью, химического эксперимента, тестов и контрольных работ.

Самостоятельная работа студентов предусматривает выполнение индивидуальных заданий, подготовку к лабораторным занятиям, изучение учебной и методической литературы. Студенты самостоятельно дорабатывают некоторые темы, которые изучались в курсе химии: газовые законы, классы неорганических соединений, способы получения оснований, кислот, гидроксидов, солей, изучают применение неорганических соединений, простые вещества и соединения в природе. Проводят изучение приборов и оборудования, проводят эксперимент, обрабатывают полученные результаты, анализируют полученные результаты.

Порядковый номер и тема	Краткое содержание темы
	<i>Содержательный модуль 1 Принципы моделирования равновесий в растворах</i>
Тема 1. Основные понятия, теоретические основы курса	Основные понятия, теоретические основы курса. Протонная теория кислот и оснований. Основные понятия протонной теории. Константы кислотности и основности. Автопротолиз растворителя. Гидролиз солей.
Тема 2. Математические методы расчета равновесий	Алгоритм приближенного решения. Уравнение материального баланса. Условие электронейтральности.
Тема 3. Вычисление рН растворов	Растворы сильных кислот. Растворы сильных оснований. Растворы слабых кислот, слабых оснований.
	<i>Содержательный модуль 2 Протолитические равновесия в растворах</i>
Тема 4. Многoprотонные кислоты	Протолитические равновесия в растворах многопротонных кислот
Тема 5. Многoprотонные основания	Протолитические равновесия в растворах многопротонных оснований
Тема 6. Растворы амфолитов	Протолитические равновесия в растворах амфолитов.
Тема 7. Буферные растворы	Буферные растворы. Расчет рН
Тема 8. Состав растворов кислот как функция рН	Состав растворов одно и многопротонных кислот как функция рН
Тема 9. Смеси кислот. Смеси оснований	Смеси сильных и слабых кислот в различной комбинации. Смеси оснований.
Тема 10. Диаграммы распределения	Распределительные диаграммы как функция от рН
Тема 11. Состояние ионов вольфрама (VI) в растворах	Состояние ионов вольфрама (VI) в растворах. Зависимость от кислотности среды, состава растворителя, концентрации исходного ортовольфрамата. Диаграммы распределения.

Тематический план

Содержательный модуль 1												
Названия содержательных модулей и тем	Количество часов											
	Очная форма						Заочная форма					
							на базе общего среднего образования					
	всего	в т.ч.					всего	в т.ч.				
		лекции	практические	лабораторные	самостоятельная работа	индивидуальная работа		лекции	практические	лабораторные	самостоятельная работа	индивидуальная работа
Тема 1. Основные понятия, теоретические основы курса	12	3	-	3	6	-						
Тема 2. Математические методы расчета равновесий	12	3	-	3	6	-						
Тема 3. Вычисление рН растворов	12	3	-	3	6	-						
Итого по 1 содержательному модулю	36	9	-	9	18	-						

Содержательный модуль 2												
Названия содержательных модулей и тем	Количество часов											
	Очная форма						Заочная форма					
							на базе общего среднего образования					
	всего	в т.ч.					всего	в т.ч.				
		лекции	практические	лабораторные	самостоятельная работа	индивидуальная работа		лекции	практические	лабораторные	самостоятельная работа	индивидуальная работа
Тема 4. Многoprотонные кислоты	12	3	-	3	6	-						
Тема 5. Многoprотонные основания	12	3	-	3	6	-						
Тема 6. Растворы амфолитов	12	3	-	3	6	-						
Тема 7. Буферные растворы	12	3	-	3	6	-						
Тема 8. Состав растворов кислот как	12	3	-	3	6	-						

функция pH												
Тема 9. Смеси кислот. Смеси оснований	12	3	-	3	6	-						
Тема 10. Диаграммы распределения	16	4	-	4	8	-						
Тема 11. Состояние ионов вольфрама (VI) в растворах	20	5	-	5	10	-						
Итого по 2 содержательному модулю	108	27	-	27	54							
Всего часов по дисциплине	144	36	-	36	72	-						

5. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ЛЕКЦИОННЫХ, ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ

Темы лекционных занятий

№ n/n	Название темы	Количество часов
1	Основные понятия, теоретические основы курса	3
2	Математические методы расчета равновесий	3
3	Вычисление pH растворов	3
4	Многoprотонные кислоты	3
5	Многoprотонные основания	3
6	Растворы амфолитов	3
7	Буферные растворы	3
8	Состав растворов кислот как функция pH	3
9	Смеси кислот. Смеси оснований	3
10	Диаграммы распределения	4
11	Состояние ионов вольфрама (VI) в растворах	5
	ВСЕГО	36

Темы лабораторных занятий

№ n/n	Название темы	Количество часов
1	Равновесия в подкисленных водных растворах ортовольфрамат-аниона	6
2	Равновесия в подкисленных водно-органических растворах ортовольфрамат-аниона	6
3	Равновесия в подкисленных водных растворах ортомolibдат-аниона	6
4	Равновесия в подкисленных водно-органических растворах ортомolibдат-аниона	6
5	Равновесия в подкисленных водных растворах ортованадат-аниона	6
6	Равновесия в подкисленных водно-органических растворах ортованадат-аниона	6
	ВСЕГО	36

6. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

Организация самостоятельной работы студентов

1. Основные теории кислот и оснований
2. Оценка силы электролита
3. Константы кислотности и основности

4. Самая сильная и самая слабая кислоты в водном растворе
5. Автопротолиз растворителя
6. Константа протолитического равновесия
7. Гидролиз солей
8. Математические методы расчета равновесий
9. Алгоритм приближенного решения
10. Распределительные диаграммы для растворов кислот

4. Вопросы модульного контроля

1. Основные понятия протонной теории
2. Ряд протонного сродства
3. Константы кислотности и основности
4. Самая сильная и самая слабая кислоты в водном растворе
5. Автопротолиз растворителя
6. Константа протолитического равновесия
7. О гидролизе солей
8. Математические методы расчета равновесий
9. Алгоритм приближенного решения
10. Уравнение материального баланса
11. Условие электронейтральности
12. Протонное условие
13. Вычисление pH в растворах кислот и оснований
14. Растворы сильных кислот
15. Растворы сильных оснований
16. Растворы слабых кислот и оснований.
17. Протолитические равновесия в растворах многопротонных кислот
18. Протолитические равновесия в растворах многопротонных оснований
19. Протолитические равновесия в растворах амфолитов.
20. Понятие о буферных растворах
21. Состав растворов кислот как функция pH
22. Состав растворов однопротонных кислот как функция pH
23. Состав растворов многопротонных кислот как функция pH
24. Смесь двух сильных кислот
25. Смесь сильной и слабой кислот
26. Смесь двух слабых кислот
27. Смеси оснований
28. Распределительные диаграммы для растворов кислот

5. Образец модульного билета

Билет №1

1. Растворы сильных кислот
2. Диаграммы распределения изополивольфрамат-анионов в растворах
3. Гидролиз солей. Примеры.

Письменный входной опрос к курсу «Моделирование равновесий в растворах»

1. Раствор –
2. Растворитель –
3. Растворенное вещество –
4. Концентрация раствора –
5. Способы выражения концентрации растворов:

№	Формула	Название	Единицы измерения
1			

2			
3			
4			
5			
6			
7			

6. Электролит –
7. Степень диссоциации –
8. Константа диссоциации –
- Константа диссоциации кислоты $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$
- Константа диссоциации основания $\text{B}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{B}^{2+} + 2\text{OH}^-$
9. Закон разведения Оствальда
10. Гидролиз –
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
11. Степень гидролиза
11. Ионное произведение воды
12. pH
13. Активность
14. Тепловой эффект процесса растворения
15. Теории кислот и оснований:

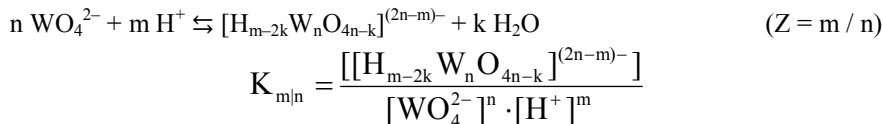
1	Кислота – отдает протон Основание – принимает протон
2	Основание – донор электронов Кислота – акцептор электронов
3	Кислота – увеличивает концентрацию катионов растворителя Основание – увеличивает концентрацию анионов растворителя
4	Мягкие кислоты – имеют большой размер, маленький заряд Мягкие основания – легко поляризуются и имеют небольшую электроотрицательность
5	Кислота – отдает катионы или принимает анионы Основание – принимает катионы или отдает анионы

А	Теория Бренстеда-Лоури
Б	Теория Льюиса
В	Теория ионотропии
Г	Теория Пирсона
Д	Теория Усановича

Лабораторная работа № 1

Тема: *Вычисление состава ионов в растворах вольфрама (VI) по данным pH-потенциометрии*

Известно, что в слабощелочных, нейтральных и кислых водных растворах вольфрама (VI) в равновесии сосуществуют изополианионы, являющиеся полимерными оксоанионами. Общее уравнение образования таких изополивольфрамат-анионов (ИПВА) при подкислении раствора можно представить в виде схемы:



Разные значения кислотности Z водного раствора могут приводить к образованию различных по составу ИПВА: тетравольфрамата – $[\text{W}_4\text{O}_{14}(\text{OH})_2]^{4-}$, гексавольфрамата – $[\text{W}_6\text{O}_{20}(\text{OH})_2]^{6-}$, паравольфрамата А – $[\text{W}_7\text{O}_{24}]^{6-}$, паравольфрамата Б – $[\text{W}_{12}\text{O}_{40}(\text{OH})_2]^{10-}$, протонированных форм паравольфрамата Б – $\text{H}_x[\text{W}_{12}\text{O}_{40}(\text{OH})_2]^{(10-x)-}$ ($x = 1 \div 3$), гидрогептавольфрамата – $[\text{HW}_7\text{O}_{24}]^{5-}$, метавольфрамата – $[\text{W}_{12}\text{O}_{38}(\text{OH})_2]^{6-}$, декавольфрамата – $[\text{W}_{10}\text{O}_{32}]^{4-}$, гексавольфрамата со структурой Линдквиста – $[\text{W}_6\text{O}_{19}]^{2-}$. Кроме того, следует отметить, что протонирование ортовольфрамат-аниона возможно только в водных растворах с $C_W < 1 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

В качестве исходных данных для построения математических моделей равновесных процессов в растворах используйте значения активности ионов водорода $a(\text{H}^+)$, полученные в результате pH-потенциометрических измерений.

Для определения концентрационного ионного произведения воды воспользуйтесь данными о природе и концентрации фонового электролита, которым создавалась постоянная ионная сила, и температуре проведения исследования:

$$K_w = \frac{K_w^0}{\gamma_H \cdot \gamma_{OH^-}},$$

где $K_w^0 = 0.69 \cdot 10^{-14}$ (при 294 К), $1.00 \cdot 10^{-14}$ (при 298 К), $1.48 \cdot 10^{-14}$ (при 303 К), $2.95 \cdot 10^{-14}$ (при 313 К), $5.50 \cdot 10^{-14}$ (при 323 К), $9.55 \cdot 10^{-14}$ (при 333 К). Параметры γ_H и γ_{OH^-} – средние коэффициенты активности ионов H^+ и OH^- , которые вычислены с учетом ионной силы раствора I , моль/л:

$$I = \frac{1}{2} \sum_{j=1}^n (C_j \cdot z_j^2).$$

Необходимые значения коэффициентов активности для температуры T, K можно рассчитать по формуле

$$\lg \gamma_i = - \frac{A \cdot z_i^2 \cdot \sqrt{I}}{1 + B \cdot a_i \cdot \sqrt{I}} - b_i \cdot I - c_i \cdot I^{3/2},$$

где A – постоянная, значение которой зависит от температуры раствора и относительной диэлектрической проницаемости растворителя ($A_{293K} = 0.5046$, $A_{298K} = 0.5091$, $A_{303K} = 0.5139$, $A_{313K} = 0.5241$, $A_{323K} = 0.5351$, $A_{333K} = 0.5470$); z_i – число зарядов, которое несет ион “ i ” ($i = H^+$ либо OH^-); B – постоянная, которая включает значения температуры и относительной диэлектрической проницаемости ($B_{293K} = 0.03276$, $B_{298K} = 0.03286$, $B_{303K} = 0.03297$, $B_{313K} = 0.03318$, $B_{323K} = 0.03341$, $B_{333K} = 0.03366$); a_i – радиус ионной атмосферы, который определяет расстояние наибольшего сближения ионов (ионный параметр); b_i и c_i – параметры, которые учитывают химическую природу ионов (табл. 1).

Таблица 1. Коэффициенты уравнения для расчета коэффициентов активности ионов H^+ и OH^- в водно-солевых растворах

Электролит	Для иона H^+			Для иона OH^-		
	a	b	c	a	b	c
NaCl	4.20	0.22	0	1.08	0.037	0
KCl	6.10	0.113	0	1.50	0.124	0
KNO ₃	8.02	0.092	0	1.34	0.113	0
NaClO ₄	9.30	0.16	0	1.53	0.033	0

Задания:

1. Запишите уравнения реакций образования всех перечисленных вольфрамсодержащих анионов из ионов WO_4^{2-} и H^+ .
2. Определите кислотность Z образования каждой частицы.
3. Составьте матрицу стехиометрии реакций.
4. Воспользовавшись литературными данными по значениям констант равновесия реакций образования $[H_{m-2k}W_nO_{4n-k}]^{(2n-m)-}$ (табл. 2), проведите обработку экспериментально полученных кривых титрования в системе $WO_4^{2-} - H^+ - H_2O$ и подберите модели равновесных процессов для заданной концентрации и ионной силы в предложенном Вам варианте работы.

Таблица 2. Ориентировочные значения концентрационных констант (при 25⁰С) реакций образования ИПВА в водных растворах

Частица	lgK	Частица	lgK
$[W_4O_{14}(OH)_2]^{4-}$	24-28	$[HW_7O_{24}]^{5-}$	68-74
$[W_6O_{20}(OH)_2]^{6-}$	50-55	$[W_{12}O_{38}(OH)_2]^{6-}$	132-140
$[W_7O_{24}]^{6-}$	62-68	$[W_{10}O_{32}]^{4-}$	115-125
$[W_{12}O_{40}(OH)_2]^{10-}$	116-120	$[W_6O_{19}]^{2-}$	*?
$H[W_{12}O_{40}(OH)_2]^{9-}$	122-124	HWO_4^-	4-6
$H_2[W_{12}O_{40}(OH)_2]^{8-}$	125-130	H_2WO_4	9-11
$H_3[W_{12}O_{40}(OH)_2]^{7-}$	130-135		
* – в воде не существует			

6. Критерии оценивания

(Разрабатываются и утверждаются кафедрой)

Содержание дисциплины «Химия и технология редких и рассеянных элементов» состоит из двух зачетных модулей. Каждый зачетный модуль состоит из теоретического

материала и практических задач, выполнение которых требует овладения теорией в указанном в модуле объеме.

Оценка знаний студентов проводится по 100-балльной шкале согласно следующим критериям:

Зачетные модули	Форма контроля	Баллы
Смысловой модуль 2	Индивидуальная работа по решению задач	5
	Защита лабораторных работ	5
	Модульная работа	15
Смысловой модуль 2	Индивидуальная работа по решению задач	5
	Защита лабораторных работ	5
	Модульная работа	15
Зачет		50
Общий итог		100

Шкала оценивания:

Сумма баллов по 100 балльной шкале	По шкале ECTS	По государственной шкале	Определение
90–100	A	«Отлично» (5)	отлично – отличное выполнение с незначительным количеством неточностей
80–89	B	«Хорошо» (4)	хорошо – в целом правильно выполненная работа с незначительным количеством ошибок (до 10%)
75–79	C		хорошо – в целом правильно выполненная работа с незначительным количеством ошибок (до 15%)
70–74	D	«Удовлетворительно» (3)	удовлетворительно – неплохо, но со значительным количеством недостатков
60–69	E		достаточно – выполнение удовлетворяет минимальным критериям
35–59	FX	«Неудовлетворительно» с возможностью повторной аттестации (2)	неудовлетворительно – надо поработать над тем, чтобы получить положительную оценку

Оценивание ответа на модуле

45-50 баллов – выставляется за глубокие, аргументированные правильно написанные ответы на все вопросы билета в пределах программы дисциплины. Все задачи решены с подробным объяснением, уравнения реакций написаны правильно, с учетом стехиометрических коэффициентов. На теоретический вопрос дан полный аргументированный ответ.

40-44 балла - выставляется студенту, допустившему 1-2 неточности в ответе. Все задачи решены, и уравнения реакций написаны правильно, но не проставлены коэффициенты,

объяснение логично и последовательно. На теоретический вопрос дан исчерпывающий ответ.

35-39 баллов - выставляется за глубокие, аргументированные ответы на все вопросы в пределах билета, но при этом студент допустил некоторые неточности в пределах 3-4 ошибок, либо 1-2 грубых ошибок.

30-34 балла – при 2-3 недочетах, а также, если на 1-2 вопроса даны неполные ответы, а по остальным вопросам знания глубокие и аргументированные. Либо при полном отсутствии ответа на 1 вопрос, а по остальным вопросам знания глубокие и аргументированные. Либо большая часть уравнений реакций написана с ошибками, коэффициенты не проставлены.

25-29 баллов – выставляется за верные, но недостаточно полные ответы на все вопросы билета, либо за 3-4 грубые ошибки в ответах, или за полное незнание 2 вопросов билета, за отсутствие логического решения 1 задачи, неправильно приведенные уравнения реакций.

20-24 балла – за грубые ошибки, недочеты, неточности, нелогичность и непоследовательность в изложении материала. Либо если не выполнено 3 вопроса из билета.

15-19 баллов - выставляется за незнание 3 вопросов, за грубые ошибки и неточности.

10-14 баллов - выставляется за полное незнание более 3-х вопросов билета, или грубые ошибки и недочеты во всех вопросах.

0-9 баллов – выставляется за полный отказ от написания билета, либо за полное отсутствие знаний по всем вопросам билета.

7. Материально-техническое обеспечение учебного процесса

Для проведения **лекционных занятий** требуется аудитория на группу, оборудованная меловой или интерактивной доской, мультимедийным проектором и экраном.

Для обеспечения **лабораторных занятий** по данному курсу необходимы химические лаборатории, оснащенные необходимым оборудованием и реактивами.

Дополнительное обеспечение: Wi-Fi доступ в корпусах университета, текстовые и электронные ресурсы Научной библиотеки университета.

8. Рекомендованная литература

Основная

1. Аликберова Л. Ю., Лидин Р. А., Рукк Н. С. – М.: Изд-во МИТХТ им. М. В. Ломоносова, 2007.
2. Аноганикум. Т. 1, 2 / Под ред. Л. Кольдица. – М.: Мир, 1984.
3. Батлер Дж. Ионные равновесия. – Л.: Химия, 1973.
4. Бугаевский А. Расчет химических равновесий в растворе. – Харьков, 1980.
5. Булатов М. И. Расчеты равновесий в аналитической химии. – Л.: Химия, 1984.
6. Ведерников А. Н. Кислотность и основность органических соединений в растворах и газовой фазе // Соросовский образовательный журнал. – 2000. – № 8. – С. 47.

Дополнительная

1. Медведев Ю. Н. Протолитические равновесия в водных растворах: Учебное пособие. – М.: МПГУ, 2011. – 130 с.
2. Мискиджян С. П., Гарновский А. Д. Введение в современную теорию кислот и оснований. – Киев: Вища школа, 1979.
3. Надеинский Б. П. Теоретические обоснования и расчеты в аналитической химии. – М.: Высшая школа, 1959.
4. Панкратов А. Н. Кислоты и основания в химии. – Саратов: Изд-во Саратовск. ун-та, 2006. – 196 с.
5. Шелудько О.Н., Стрижов Н.К. Математические модели описания протолитических равновесий в водных растворах винной кислоты в присутствии сильных

электролитов. – Известия высших учебных заведений. Пищевая технология. – 2016 – № 1 (349) – с. 103-106.

9. Информационные ресурсы

1. Сайт электронных учебников и пособий по химии: <http://www.rushim.ru/books/books.htm>
2. Электронная библиотека сайта "Chemnet" МГУ по химии: <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>
3. Образовательный сервер ХимХелп - полный курс химии: 12 www.himhelp.ru/
4. Образовательные ресурсы Интернета по химии: http://sc.adm-edu.spb.ru/vmk/Fiz_Mat/Him.pdf
5. Основы теоретической химии. Неорганическая химия: <http://bobyh.ru/lection/himiya/>
6. Основные учебники, практикумы и справочники по химии: <http://chemistry-chemists.com/Uchebniki.html>