

Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение
«Белоярская средняя школа»

Рассмотрена
на заседании методического совета
Протокол №1 от 29 августа 2025 года

Согласована
с заместителем директора по
учебной работе

Е. Н. Гоппе (подпись)

Рабочая программа курса по выбору
«трудные вопросы химии 11 класс»
Уровень среднего общего образования (10-11 класс)
Срок реализации 1 год

Составитель : учитель: Янковская Л. А.

с. Белый Яр
2025 г.

Пояснительная записка

За основу был взят элективный курс Л. Ю. Алибекова, Е. В. Савинкина «Равновесие в растворах». Курс был адаптирован с учетом интересов учащихся, а также материально-технической базой школы. Предлагаемый элективный курс рассчитан на учащихся 11 классов, которые сделали выбор естественнонаучного направления в обучении и проявляют определенный интерес к профессиям химика, фармацевта, провизора и врача. Курс рассчитан на 33 часа, наполняемость групп не более 12-15 человек.

Данный курс связан идейно и содержательно с курсом химии основной школы: тема «Растворы» рассматривается в 8 классе, тема «Химическое равновесие» - в 9. Однако в 8-9 классах у школьников еще в недостаточной степени сформировано естественнонаучное мировоззрение, недостаточна и физико-математическая подготовка.

Цель курса: углубление знаний учащихся по теме «равновесие в растворах».

Задачи курса: формирование умений и навыков комплексного осмысления знаний, помощь учащимся в подготовке к поступлению в вузы, удовлетворение интересов учащихся, увлекающихся вопросами общей и неорганической химии.

Данный элективный курс посвящен рассмотрению разнообразных (гомогенных, гетерогенных, ионно-молекулярных, протолитических и т. п.) равновесий, имеющих место в растворах (главным образом, водных), и возможностей их смещения. При обсуждении вопросов растворимости газов и твердых веществ в жидкостях учитываются гетерогенные равновесия раствор – растворенное вещество. Детальное рассмотрение энергетики растворения и диаграмм растворимости позволяет объяснять процессы кристаллизации, предсказывать не только качественные, но и количественные результаты кристаллизации. Для малорастворимых сильных электролитов вводится понятие «степень растворимости». При рассмотрении кислотно-основных свойств веществ предлагается применять протонную теорию Бренстеда-Лоури. Она позволяет использовать единый подход по отношению к процессам протолиза и гидролиза, облегчает рассмотрение кислотно-основных свойств не только молекул, но и ионов (в том числе амфолитов). Завершается данный элективный курс рассмотрением основных понятий химии комплексных соединений, включая «равновесие образования» и «разрушения комплексов» в водном растворе, рассмотрением закономерностей сложных химических равновесий.

В качестве основной формы организации учебных занятий предлагается проведение семинаров, на которых предлагается краткое объяснение теоретического материала, а также решаются задачи по данной теме. Для повышения интереса к теоретическим вопросам, закрепления изученного материала, а также отработки навыков экспериментальной работы предусмотрен лабораторный практикум. Кроме того, можно использовать такие методы работы, как дискуссии и ролевые игры.

Формами контроля за уровнем достижений учащихся служат текущие, рубежные и итоговые контрольные мероприятия, письменные творческие работы, итоговые учебные проекты (учебно-исследовательские работы учащихся).

- **Планируемые результаты освоения программы.**

Выпускник научится	Выпускник получит возможность научиться
<ul style="list-style-type: none">■ характеризовать: процесс растворения, произведение растворимости, сильные и слабые кислоты и основания, протонную теорию кислот и оснований, автопротолиз, pH, константы кислотности и основности, ионное произведение, комплексные соединения, константы образования	<i>формулировать цель исследования, выдвигать и проверять экспериментально гипотезы о химических свойствах веществ на основе их состава и строения, их способности вступать в химические реакции, о характере и продуктах различных химических реакций;</i>

<p>комплексов;</p> <ul style="list-style-type: none"> ■ составлять уравнения фазового равновесия в насыщенных растворах, уравнение протолитического равновесия для кислот, оснований, амфолитов; уравнения гидролиза; называть комплексные соединения; пользоваться справочными таблицами для нахождения необходимых данных (плотность растворов, растворимость, константы кислотности, константы образования комплексов). 	<p><i>самостоятельно планировать и проводить химические эксперименты с соблюдением правил безопасной работы с веществами и лабораторным оборудованием; интерпретировать данные о составе и строении веществ, полученные с помощью современных физико-химических методов.</i></p>
---	--

Содержание курса

Тема 1

Равновесия раствор-растворенное вещество (8 ч)

Растворы газов в жидкостях. Смещение фазового равновесия газ-раствор газа при изменении температуры и давления. Растворы твердых веществ в жидкостях. Диаграмма растворимости. Перекристаллизация. Смещение фазового равновесия электролит-раствор электролита путем изменения концентрации ионов в растворе. Растворы малорастворимых сильных электролитов. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка малорастворимого сильного электролита.

Демонстрации. Кристаллизация соли из ее насыщенного раствора при добавлении одного из ионов, входящих в ее состав.

Решение задач. Выполнение условия выпадения и растворения осадка.

Обсуждение вопроса. Факторы, способствующие растворению веществ и выделению их из раствора.

Тема 2

Протолитические равновесия (8 ч)

Протонная теория кислот и оснований. Протолиты. Ионное произведение воды. Водный показатель и шкала pH. Сильные и слабые кислоты и основания, амфолиты. Константы кислотности и основности. Гидролиз бинарных соединений. Обратимый гидролиз солей. Совместный гидролиз. Степень протолитизации. Смещение равновесия протолитизации (действие температуры, концентрации, одноименных ионов).

Демонстрации. Кислотно-основные индикаторы. Обратимый гидролиз хлорида алюминия. Необратимый гидролиз карбида кальция. Влияние нагревания на гидролиз ацетата натрия и хлорида железа (III).

Практическая работа. Сильные и слабые кислоты и основания.

Решение задач. Определение pH и степени протолитизации в растворах протолитов.

Обсуждение вопроса. Факторы, способствующие изменению pH среды.

Тема 3

Равновесие в растворах комплексов (8 ч)

Основные понятия координационной теории (комплексобразователь, лиганды, координационное число, дентантность лиганда). Типы и номенклатура комплексных соединений. Поведение комплексных соединений в растворе. Диссоциация на внешнесферные ионы и ион координационной сферы. Константы устойчивости. Образование и разрушение комплексных соединений.

Демонстрации. Смещение химического равновесия в растворе, содержащем хлорид железа (III) и тиоцианат калия. Реакция обмена лигандов при взаимодействии аквакомплекса меди (II) с бромид-ионами.

Решение задач. Расчеты с использованием констант устойчивости комплексов. Составление названий комплексных соединений.

Обсуждение вопроса. Факторы, способствующие образованию и разрушению комплексов.

Тема 4

Сложные равновесия (8 ч)

Переосаждение малорастворимых солей. Растворение осадков при изменении кислотности среды. Взаимные превращения комплексов. Разрушение комплексов в результате образования малорастворимого соединения, при изменении кислотности среды.

Демонстрации. Последовательное осаждение малорастворимых солей свинца. Разрушение тиоцианатного комплекса железа под действием фторид-ионов.

Практическая работа: Растворение гидроксида магния в присутствии катиона аммония.

Решение задач. Вычисление констант сложных равновесий и степени протекания реакции.

Обсуждение вопроса. Способы изменения направления сложных реакций.

Зачет (2 ч)

Итоговое занятие. Консультация к зачету. Зачетное занятие.

Календарно – тематическое планирование

№ занятия	Раздел	Тема занятия	Дата проведения	
			план	факт
1	Тема № 1. Равновесия раствор - растворенное вещество(8 ч).	Растворы газов в жидкостях.	3.09	
2		Растворы твердых веществ в жидкостях.	10.09	
3		Перекристаллизация.	17.09	
4		Смещение фазового равновесия.	24.09	
5		Растворы малорастворимых сильных электролитов.	1.10	
6		Произведение растворимости.	8.10	
7		Условия выпадения и растворения осадка.	15.10	
8		Перекристаллизация.	22.10	
9	Протолитические равновесия (8 ч).	Протонная теория кислот и оснований.	5.11	
10		Ионное произведение воды. Водородный показатель и шкала pH.	12.11	
11		Сильные и слабые кислоты и основания, амфолиты.	19.11	
12		Гидролиз бинарных соединений.Обратимый гидролиз солей.	26.11	
13		Степень протолиза.	3.12	
14		Практическая работа. Сильные и слабые кислоты и основания.	10.12	
15		Анионные основания и катионные кислоты. Амфолиты.	24.12	
16		Смещение равновесия протолиза при изменении температуры.	14.01	
17	Тема 3. Равновесия в растворах комплексов (8 ч)	Основные понятия координационной теории.	21.01	
18		Типы и номенклатура комплексных соединений.	28.01	
19		Поведение комплексных соединений в растворе.	4.02	
20		Диссоциация на внешнесферные ионы и ион	11.02	

		координационной сферы.		
21		Константы устойчивости комплексных соединений.	18.02	
22		Образование и разрушение комплексных соединений.	25.02	
23-24		Получение и разрушение гидроксокомплексов алюминия и цинка.	4.03	
25	Тема 4. Сложные равновесия (10 ч).	Переосаждение малорастворимых солей.	11.03	
26		Растворение осадков при изменении кислотности среды.	18.03	
27		Взаимные превращения комплексов.	25.03	
28		Разрушение комплексов в результате образования малорастворимого соединения , при изменении кислотности среды.	15.04	
29		Практическая работа. Растворение гидроксида магния в присутствии катиона аммония.	22.04	
30 – 31		Получение и разрушение аммиачных комплексов.	29.04	
32		Вычисление констант сложных равновесий и степени протекания реакции.	6.05	
33		Обобщающее занятие	13.05	
34		Обобщающее занятие	20.05	
Всего 34 часа				