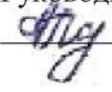
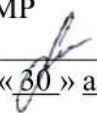



Рассмотрена
на заседании ШМО
Протокол №1
от « 30 » августа 2018 г.
Руководитель ШМО
 Л.А. Парчайкина

Согласована
Заместитель директора по
НМР
 Л.В. Львова
от « 30 » августа 2018 г.

Утверждена
Директор МБОУ Лицей №1
 В.А. Тютерева
Приказ № 1
« 30 » августа 2018 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

элективного курса «Углубленное изучение
отдельных тем общей химии»

11 класс

Разработчик:
Идигишева Нурслу Кубашевна,
высшей квалификационной
категории
учитель химии
МБОУ «Лицей №1»

2017–2018 учебный год

Пояснительная записка

В соответствии с концепцией модернизации школьной программы элективные курсы являются обязательным компонентом школьного образования. Рабочая программа элективного курса «Углубленное изучение отдельных тем общей химии» составлена на основе программы элективного курса «Углубленное изучение отдельных тем общей химии» Н.И. Тулиной, представленной в пособии: «Химия.10-11 классы: сборник элективных курсов», автор-составитель: В.Е.Морозов.-Волгоград:Учитель,2007.

Ряд разделов школьной программы химии должен рассматриваться в рамках профильной школы более углубленно. Это относится, в частности, к основам термодинамики, теории кислот и оснований, строению атома и химической связи. Учащиеся не получают представления о том, как определить тип гибридизации атомных орбиталей при образовании ковалентной связи, не умеют использовать принцип смещения химического равновесия, не понимают, как можно применить полученные в курсе физики знания в области основ термодинамики к химическим реакциям. Крайне формальный подход практикуется по отношению к окислительно-восстановительным процессам и вопросам гидролиза. В результате у школьников возникают поверхностные, а порой и неверные представления в области общей химии. Между тем эти разделы общей химии включены в вопросы КИМов ЕГЭ .

Цель курса: создать условия для качественной подготовки учащихся к сдаче ЕГЭ по химии, отработать навыки решения задач и поиска ответов на сложные вопросы общей химии.

Задачи курса: расширить знания учащихся о основах термодинамики и учение о химическом равновесии, свойствах растворов и кислотно-основного равновесия, строение атомов и химическая связь (включая представление о геометрической форме частиц), основные понятия химии комплексных соединений; продолжить развивать умения решать расчётные задачи, развивать учебно-коммуникативные умения.

Основы термодинамики - необходимое методическое звено программы, формирующее целостную естественнонаучную картину мира. Здесь необходимо в первую очередь раскрыть понятие о термодинамической системе и внешней среде, рассмотреть тепловые и материальные взаимоотношения этих двух категорий в рамках классификации систем. Связывая тепловые эффекты химических реакций с количеством вещества и решая задачи на применение закона Гесса, мы формируем у школьника представление о материальном и энергетическом единстве мира, неуничтожимое материи и энергии и глобальном законе сохранения.

Следующий уровень представления материала - это понятия «энтальпия», «энтропия», «энергия Гиббса». Оценка значений этих величин для химической реакции позволяем не только сделать вывод о тепловом эффекте, но и оценить возможность самопроизвольного протекания этой реакции в заданных условиях (изолированная система, закрытая система), либо определить условия (например, температуру и давление), в которых реакция становится равновероятной в прямом и обратном направлении.

Химическое равновесие изучается в стандартном курсе химии, но недостаточно глубоко. Дополнительное введение понятия о константе химической реакции позволяет более обоснованно рассуждать о смещении равновесия при воздействии на систему извне (принцип Ле Шателье - Брауна). Кроме того, в дальнейшем это понятие будет использовано в разделе «Растворы, гидролиз» для количественной характеристики автопротолиза воды, протолиза слабых кислот и оснований, логически предваряя понятие о логарифмическом показателе кислотности - рН.

Подробное изучение энергетике растворения и политерм растворимости позволяет (опять-таки применяя принцип Ле Шателье- Брауна) объяснять процессы кристаллизации, предсказывать не только качественные, но и количественные результаты кристаллизации. Для рассмотрения кислотно-основных свойств веществ целесообразно применять протонную теорию Брэнстеда-Лаури, которая практически во всем мировом образовании идет на смену правильной, но во многом архаичной кислотно-основной теории Аррениуса. Единый подход должен быть усвоен учащимися по отношению к процессам протолиза и гидролиза, которые в случае обратимого гидролиза солей сводятся к диссоциации и протолизу продуктов диссоциации. При таком подходе исключаются ошибки и казусы. Например, учащиеся часто утверждают, что в растворах кислых солей всегда кислая среда, в то время как, скажем, раствор гидрокарбоната натрия имеет щелочную среду. В рамках протонной теории это

объясняется легко: гидрокарбонат-ион - амфолит (протолит, обладающий и кислотной, и основной функциями), причем основные свойства его в водной среде преобладают.

Строение атомов и периодический закон, как правило, изучаются в школе на достаточно серьезном уровне, однако и здесь не помешает систематизировать и обобщить хорошо известные школьникам понятия, тем более что знания в этой области становятся совершенно необходимыми для определения типа гибридизации атомных орбиталей центрального атома и предсказания геометрической формы частицы (молекулы или иона). А это в свою очередь необходимо для объяснения окислительно-восстановительных, кислотно-основных и других свойств рассматриваемого соединения.

Завершают курс химии «по выбору» основные понятия химии комплексных соединений, что полностью отсутствует в школьной программе. Однако в школе рассматриваются простейшие ацидо- комплексы (берлинская лазурь, турнбулева синь), гидроксокомплекс (в частности, алюминия) и др. Так что введение данной темы в элективный курс представляется вполне оправданным.

Элективный курс химии предусматривает лекционно-семинарскую работу по темам, перечисленным в Программе. После каждого занятия учащиеся получают домашние задания. Для оперативного контроля усвоения учебного материала проводится опрос у доски и текущий письменный контроль - так называемые «летучки» (см. Приложение 1). Уровень усвоения I—III разделов курса устанавливается с помощью итоговых контрольных работ (см. Приложение 2). В общей сложности на элективный курс отведено 68 часов: 58 академических и 10 часов - резерв.

Планируемые результаты обучения

После изучения данного курса учащиеся должны **знать**:

- понятие о термодинамической системе и внешней среде, «энтальпия», «энтропия», «энергия Гиббса», классификации систем;
- химическое равновесие; растворы, гидролиз;
- строение атомов и периодический закон;
- комплексные соединения.

Учащиеся должны **уметь**:

- записывать уравнения ОВР и РИО;
- устанавливать зависимость свойств веществ от строения атома;
- решать расчетные задачи различных типов;
- называть формулы комплексных соединений;
- написать реакции гидролиза.

Содержание курса

Тема 1. Строение атомов и химическая связь (16 ч)

Физический смысл квантовых чисел (главное, орбитальное, магнитное, спиновое квантовые числа).

Понятие атомной орбитали. Формирование уровней и подуровней в атоме водорода.

Многэлектронные атомы: объяснение их строения с помощью водородоподобной модели.

Заселение атомных орбиталей электронами. Принцип минимума энергии, принцип Паули и правило Хунда. Строение электронных оболочек атомов 1, 2, 3, 4 периодов Периодической системы Д. И. Менделеева. Заполнение их по правилу Клечковского. Структура Периодической системы химических элементов. Определение строения атомов по их координатам (номер периода и группы). Магнитные и энергетические свойства атомов. Виды периодичности свойств химических элементов.

Образование ковалентной связи. Свойства ковалентной связи. Метод валентных связей.

Предсказание геометрии частиц и типа гибридизации атомных орбиталей центрального атома для соединений s- и p- элементов состава АВ_x.

Определение типа гибридизации атомных орбиталей центрального атома для частиц (молекул, ионов) с кратными связями. Предсказание геометрической формы частиц с неподеленными парами электронов.

Полярность связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы, их взаимосвязь. Водородная связь.

Тема 2. Основы термохимии. Химическое равновесие (14 ч)

Основные определения. Макро- и микросостояние, система и внешняя среда, классификация систем, параметры системы, тепловой эффект и энтальпия химических реакций. Закон Гесса и определение теплового эффекта химических реакций.

Второй закон термодинамики и понятие об энтропии. Энтропия как «приведенная теплота» и как способ выражения термодинамической вероятности. Направление самопроизвольных процессов в изолированных системах. Энергия Гиббса и направление реакций в закрытых системах. Решение задач.

Химическое равновесие. Его признаки. Константа химического равновесия. Константы химического равновесия для гомогенных и гетерогенных реакций. Вывод зависимости константы равновесия суммарной реакции от констант равновесия последовательных процессов. Сдвиг химического равновесия под действием внешних факторов (принцип Ле Шателье-Брауна). Практическая работа.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Окислительно-восстановительные функции веществ и направление ОВР. Понятие о стандартном потенциале. Закон эквивалентов применительно к ОВР.

Тема 3. Общие свойства растворов. Протонная теории кислот и оснований (18 ч)

Дисперсные системы (взвеси, коллоидные и истинные растворы). Способы выражения концентрации раствора. Полимерная растворимость. Насыщенный, ненасыщенный и пересыщенный растворы.

Зависимость растворимости от температуры. Энергетика образования растворов.

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

Протонная теория кислот и оснований. Основные определения. Протонные растворители и их автопротолиз. Ионное произведение воды. Водородный показатель и шкала рН. Сильные кислоты и сильные основания.

Применение протонной теории к распространенным водным растворам. Слабые кислоты, слабые основания, амфолиты. Константы кислотности и основности. Определение рН.

Гидролиз. Необратимый гидролиз бинарных соединений. Обратимый гидролиз солей. Необратимый совместный гидролиз. Степень протолиза и кислотность среды. Смещение равновесия протолиза (действие температуры, концентрации, одноименных ионов).

Гетерогенные равновесия в насыщенных растворах малорастворимых сильных электролитов.

Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадков. Сдвиг гетерогенных равновесий в насыщенных растворах малорастворимых электролитов.

Тема 4. Комплексные соединения (10 ч)

Основные понятия координационной теории (комплексобразователь, лиганды, координационное число, дентатность лиганда). Типы и номенклатура комплексных соединений. Поведение комплексных соединений в растворах. Диссоциация на внешнесферные ионы и ион координационной сферы. Константы устойчивости (образования) и нестойкости. Получение и разрушение комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений.

Учебно-тематическое планирование

№ п/п	Название тем	Кол-во часов	Сроки
Тема 1. Строение атомов и химическая связь (16ч)			
1	Физический смысл квантовых чисел (главное, орбитальное, магнитное, спиновое квантовые числа). Понятие атомной орбитали.	1	
2	Формирование уровней и подуровней в атоме водорода. Многоэлектронные атомы: объяснение их строения с помощью водородоподобной модели	1	
3	Заселение атомных орбиталей электронами. Принцип минимума энергии, принцип Паули и правило Хунда	1	
4	Строение электронных оболочек атомов 1, 2, 3, 4 периодов Периодической системы Д. И. Менделеева	1	
5	Структура Периодической системы химических элементов. Определение строения атомов по их координатам (номер периода и группы).	1	
6	Виды периодичности свойств химических элементов.	1	
7	Образование ковалентной связи. Свойства ковалентной связи. Метод валентных связей.	1	
8	Предсказание геометрии частиц и типа гибридизации атомных орбиталей центрального атома для соединений s- и p-элементов состава АВх	1	
9	Определение типа гибридизации атомных орбиталей центрального атома для частиц (молекул, ионов) с кратными связями.	1	
10	Предсказание геометрической формы частиц с неподеленными парами электронов	1	
11	Полярность связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы, их взаимосвязь.	1	
12	Водородная связь	1	
13	Обобщение и систематизация знаний по теме: Строение атомов и химическая связь	1	
14	Обобщение и систематизация знаний по теме: Строение атомов и химическая связь	1	
15	Итоговый контроль по теме: Строение атомов и химическая связь	1	
16	Решение расчетных задач	1	
Тема 2. Основы термодинамики. Химическое равновесие (14ч)			
17	Основные определения. Макро- и микросостояние, система и внешняя среда, классификация систем, параметры системы, тепловой эффект и энтальпия химических реакций.	1	

18	Закон Гесса и определение теплового эффекта химических реакций	1	
19	Второй закон термодинамики и понятие об энтропии. Энтропия как «приведенная теплота» и как способ выражения термодинамической вероятности.	1	
20	Направление самопроизвольных процессов в изолированных системах. Энергия Гиббса и направление реакций в закрытых системах	1	
21	Сдвиг химического равновесия под действием внешних факторов (принцип Ле Шателье-Брауна)	1	
22	Сдвиг химического равновесия под действием внешних факторов (принцип Ле Шателье-Брауна)	1	
23	Химическое равновесие. Его признаки. Константа химического равновесия.	1	
24	Константы химического равновесия для гомогенных и гетерогенных реакций. Вывод зависимости константы равновесия суммарной реакции от констант равновесия последовательных процессов.	1	
25	Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	1	
26	Окислительно-восстановительные функции веществ и направление ОВР.	1	
27	Составление уравнений ОВР и подбор коэффициентов методом электронно-ионных полуреакций.	1	
28	Составление уравнений ОВР и подбор коэффициентов методом электронно-ионных полуреакций.	1	
29	Окислительно-восстановительные функции веществ и направление ОВР	1	
30	Понятие о стандартном потенциале. Закон эквивалентов применительно к ОВР	1	
31	Обобщение и систематизация знаний по теме: Основы термохимии. Химическое равновесие.	1	
32	Обобщение и систематизация знаний по теме: Основы термохимии. Химическое равновесие.	1	
33	Итоговый контроль по теме: Основы термохимии. Химическое равновесие	1	
34	Решение расчетных задач	1	
Тема 3. Общие свойства растворов. Протонная теория кислот и оснований(18 ч)			
35	Дисперсные системы (взвеси, коллоидные и истинные растворы). Способы выражения концентрации раствора. Полимерная растворимость.	1	
36	Способы выражения концентрации раствора.	1	
37	Насыщенный, ненасыщенный и пересыщенный растворы. Зависимость растворимости от температуры. Энергетика образования растворов	1	
38	Сильные и слабые электролиты. РИО	1	
39	Сильные и слабые электролиты. РИО	1	

40	Степень диссоциации и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда	1	
41	Протонная теория кислот и оснований: Основные определения. Протонные растворители и их автопротолиз.	1	
42	Ионное произведение воды. Водородный показатель и шкала рН.	1	
43	Ионное произведение воды. Водородный показатель и шкала рН. Сильные кислоты и сильные основания	1	
44	Применение протонной теории к распространенным водным растворам. Слабые кислоты, слабые основания, амфолиты. Константы кислотности и основности. Определение рН	1	
45	Константы кислотности и основности. Определение рН	1	
46-	Гидролиз. Необратимый гидролиз бинарных соединений.	1	
47	Гидролиз. Необратимый гидролиз бинарных соединений.	1	
48	Обратимый гидролиз солей.	1	
49	Необратимый совместный гидролиз.	1	
50	Необратимый совместный гидролиз.		
51	Степень протолиза и кислотность среды. Смещение равновесия протолиза (действие температуры, концентрации, одноименных ионов)	1	
52	Смещение равновесия протолиза (действие температуры, концентрации, одноименных ионов)	1	
53	Гетерогенные равновесия в насыщенных растворах малорастворимых сильных электролитов. Произведение растворимости.	1	
54	Условия выпадения и растворения осадков. Сдвиг гетерогенных равновесий в насыщенных растворах малорастворимых электролитов	1	
55	Обобщение и систематизация знаний по теме: Общие свойства растворов. Протонная теория кислот и оснований	1	
56	Обобщение и систематизация знаний по теме: Общие свойства растворов. Протонная теория кислот и оснований	1	
57	Итоговый контроль знаний	1	
58	Решение расчетных задач	1	
Тема 4. Комплексные соединения(10 ч)			
99	Основные понятия координационной теории (комплексообразователь, лиганды, координационное число, дентатность лиганда)	1	
60	Типы и номенклатура комплексных соединений	1	
61	Типы и номенклатура комплексных соединений	1	
62	Поведение комплексных соединений в растворах.	1	
63	Диссоциация на внешнесферные ионы и ион координационной сферы.	1	
64	Константы устойчивости (образования) и нестойкости.	1	
65	Получение и разрушение комплексных соединений	1	

66	Решение нестандартных задач	1	
67	Итоговый контроль знаний	1	
68	Итоговое занятие	1	

Рекомендуемая литература

1. *Аликберова, Л. Ю. и др.* Электронное пособие «Протолитические равновесия». - Депозитарий электронных изданий ФГУП НТИЦ «Информ-регистр». Рег. свид. № 1200-2, номер, гос. учета 0320100391 (28.11.2001).

2. *Аликберова, Л. Ю. и др.* Электронное пособие «Комплексные соединения». - Депозитарий электронных изданий ФГУП НТИЦ «Информ-регистр». Рег. свид. № 1499-1, номер, гос. учета 0320200384 (12.03.2002).

3. *Лидин, Р. А., Молочко, В. А., Андреева, Л. Л.* Химия. Для школьников старших классов и поступающих в вузы: теоретические основы. Вопросы. Задачи. Тесты. Учеб. пособие. - М.: Дрофа, 2001. - 576 е.: ил.

4. *Лидин, Р. А., Якимова, Е. Е., Вотнинова, Н. А.* Химия, 8-9 кл.: Учеб. материалы.)

5. *Лидин, Р. А., Якимова, Е. Е., Вотнинова, И. А.* Химия. 10-11 кл.: Учеб. пособие / под ред проф. Р. А. Лидина. - М.: Дрофа, 2000. - 160 с. (Дидактич. материалы.)

6. *Лидин, Р. А., Андреева, Л. Л., Молочко, В. А.* Справочник по неорганической химии. Константы неорганических веществ. - М.: Химия, 1987. - 320 е.: ил.

7. *Лидин, Р. А., Аликберова, Л. Ю.* Химия: Справочник для старшеклассников и поступающих в вузы. - М.: АСТ-ПРЕСС ШКОЛА, 2002. - 512 с.