



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

«СОГЛАСОВАНО»

Руководитель ОП

/ Ю.Б. Зонов /

« 11 » июля 2019 г.



«УТВЕРЖДАЮ»

Заведующий кафедрой
географии и устойчивого развития геосистем

/ П.Я. Бакланов /

« 11 » июля 2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Общая химия

Направление подготовки 05.03.02 География
Программа академического бакалавриата
Форма подготовки очная

курс 1 семестр 2
лекции 36 часов
лабораторные работы 18 час.
в том числе с использованием МАО _____
всего часов аудиторной нагрузки 54 час.
в том числе с использованием МАО _____
самостоятельная работа 54 час.
в том числе на подготовку к экзамену 27 час.
экзамен 2 семестр

Рабочая программа составлена с требованиями образовательного стандарта, самостоятельно установленного ДВФУ утвержденного приказом ректора от 18.02.2016 №12-13-235

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры географии и устойчивого развития геосистем, протокол № 8 от «6» июня 2019 г.

Заведующий кафедрой Бакланов П.Я.

Составители: к.х.н., доцент В.В. Грибова, к.х.н., доцент И.Г. Хальченко

Оборотная сторона титульного листа РПУД

I. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

Протокол от « _____ » _____ 20__ г. № _____

Заведующий кафедрой _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

II. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

Протокол от « _____ » _____ 20__ г. № _____

Заведующий кафедрой _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

ABSTRACT

Bachelor's degree in 05.03.02 Geography

Study profile: Geography

Course title: Chemistry

Basic (variable) part of Block B.2 math and science cycle, 3 credits

Instructor: V.V. Gribova, I.G. Khalchenko

At the beginning of the course a student should be able to: for an understanding of the basic knowledge of chemistry course used subjects "Higher Mathematics", "Physics".

Learning outcomes: possession of basic knowledge of the fundamental areas of chemistry to the extent necessary for the development of chemical principles in general, physical and socio- economic geography (PC -2).

Course description: working curriculum discipline; lecture notes; materials for practical exercises; materials for students' independent work; KIP materials; a list of references.

Main course literature:

1. Korovin, N. General chemistry: textbook for high schools to technical fields and professions. M.: Higher School, 2009. - 557 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:294074&theme=FEFU>

2. Greenwood, N. Chemical elements: 2: TM Binom. Knowledge Lab, 2008.- 670 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:274601&theme=FEFU>

3. Akhmetov, N.S. General and inorganic chemistry: textbook for high schools. M.: Higher School, 2008.- 743 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:351780&theme=FEFU>

4. Glinka, N.L. General Chemistry: Textbook / N.L. Glinka. - Ed. sr. - M.: KNORUS, 2013. - 749 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:694378&theme=FEFU>

5. Gorshkov, V.I. Fundamentals of Physical Chemistry / V.I. Gorshkov, V.V. Kuznetsov. - M.: Binom. Knowledge Laboratory, 2011. - 407 p.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:668096&theme=FEFU>

6. Press, I.A. Fundamentals of General Chemistry / I.A. Press. - Ed. Lan, 2012. - 496 p.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4035

7. Gel'fman, M.I. Inorganic chemistry / Gel'fman M.I., Yustratov V.P. - Ed. Lan, 2009. - 528 p.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4032

8. Ivanov, V.G. Inorganic Chemistry. Short course / V.G. Ivanov, O.N. Geva. - M.: Course: SIC INFRA-M, 2014. - 256 p.

<http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=458932>

Form of final knowledge control: exam (27 hours).

АННОТАЦИЯ

Изучаемая дисциплина формирует основные знания специалиста в области химии. Химия является одной из фундаментальных дисциплин при подготовке специалистов в области географии.

Курсу «Химия» предшествуют необходимые для его понимания курсы: «Высшая математика», «Физика». Знания по курсу «Химия» используются в научно-исследовательской работе, при выполнении квалификационной работы.

Курс «Химия» является дисциплиной раздела Б.2 математического и естественнонаучного цикла. Общая трудоемкость освоения дисциплины составляет 3 зачетные единицы, 108 ч. Учебным планом предусмотрены лекционные занятия (36 ч.), лабораторные работы (36 ч.), самостоятельная работа (9 ч.), экзамен (27 часов). Дисциплина реализуется во 2 семестре 1 курса бакалавриата.

Теоретический материал разбит на 2 модуля. Теоретические знания закрепляются на лабораторных занятиях.

Основные знания, приобретаемые студентами при изучении данной дисциплины, заключаются в углубленном изучении атомно-молекулярной теории, строения атома, химической связи, энергетики химических процессов, кинетики, химического равновесия, теории растворов, окислительно-восстановительных процессов, химии элементов и их соединений (промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение).

В результате изучения дисциплины студент должен уметь: описать свойства данного элемента и его соединений на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева; охарактеризовать направление химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия; проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом

полуреакций; теоретически рассчитать и экспериментально определить молекулярную эквивалентную массу простого и сложного вещества; обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.

Цель учебной дисциплины направлена на формирование высокого уровня знаний о строении вещества, общих закономерностях химических процессов и химии элементов и их соединений (промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение).

Задачи:

1. Уметь на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений.

2. Изучить закономерности и направление протекания химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия.

3. Уметь проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот.

4. Уметь описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.

5. Изучить теоретические и экспериментальные методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества.

6. Изучить способы обобщения экспериментальных данных, уметь работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.

Интерактивные формы обучения не предусмотрены учебным планом.

Для успешного изучения дисциплины «Химия» у обучающихся должны быть сформированы следующие предварительные компетенции:

- Знание основных разделов физики, высшей математики.
- Умение применять знания, полученные при изучении основных разделов физики и математики к объяснению фактов и решению расчетных задач.

В результате изучения данной дисциплины у обучающихся формируется следующая **профессиональная компетенция (ПК-2):**

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
<p>владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объёме, необходимом для освоения химических основ в общей, физической и социально-экономической географии (ПК-2).</p>	Знает	<ul style="list-style-type: none"> - закономерности и направление протекания химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия. - теоретические и экспериментальные методы определения молярной массы эквивалента простого и сложного вещества. - промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений.
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> - на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений; - проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; - описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> - навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; - навыками проведения химического эксперимента; - способами обобщения экспериментальных данных.

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

МОДУЛЬ 1. Общая химия (28 часов).

Раздел 1. Предмет изучения химии. Строение вещества (10 ч).

Тема 1. Предмет изучения химии. Идентификация и классификация веществ (2 часа).

Простые и сложные вещества. Чистые вещества и смеси. Идентификация веществ. Классификация веществ. Основные классы неорганических соединений.

Тема 2. Основные законы и понятия химии (2 часа).

Основные понятия химии. Основные законы химии. Гравиметрические и газовые законы. Взаимосвязь массы и энергии.

Тема 3. Квантово-механическая теория строения атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева (2 часа).

Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Уравнение Луи Де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Реакционная способность веществ.

Тема 4. Химическая связь (2 часа).

Типы химической связи. Полярная и неполярная связь. Метод валентных связей. Ионная связь. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и сродства к электрону. Донорно-акцепторная связь, механизм ее образования. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь, механизм образования. Понятие о металлической связи.

Тема 5. Взаимодействия между молекулами. Комплексные соединения (2 часа).

Вандерваальсовы силы. Водородная связь. Комплексные соединения: природа химической связи в комплексных соединениях, структура и свойства комплексных соединений.

Раздел 2. Общие закономерности химических процессов (4 часа).

Тема 1. Энергетика химических процессов (2 часа).

Энергетические эффекты химических реакций. Термохимические расчёты. Энтропия и её изменение при химической реакции. Энергия Гиббса и направленность химических реакций.

Тема 2. Химическая кинетика (2 часа).

Скорость химических реакций. Зависимость скорости процесса от концентрации, температуры, катализатора. Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Раздел 3. Химические системы (8 часов).

Тема 1. Растворы. Дисперсные системы (2 часа).

Химические системы. Понятие о дисперсных системах. Электролиты и неэлектролиты. Общие свойства растворов. Количественные способы выражения состава растворов. Законы разбавленных растворов неэлектролитов.

Тема 2. Теория электролитической диссоциации (2 часа).

Теория электролитической диссоциации. Свойства растворов электролитов. Процессы в электролитах. Закон разбавления Оствальда. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости.

Тема 3. Гидролиз солей. Коллоидные растворы (4 часа).

Гидролиз солей. Понятие о коллоидных растворах, их роль в природе. Сложные дисперсные системы.

Раздел 4. Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы (6 часов).

Тема 1. Окислительно-восстановительные процессы (2 часа).

Понятие о процессах окисления и восстановления. Окислительно-восстановительная способность нейтральных атомов, простых, сложных ионов и молекул. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций. Зависимость направления реакции от рН-среды. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Тема 2. Электрохимические процессы (4 часа).

Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов. Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии.

МОДУЛЬ 2. Химия элементов (8 часов).

Раздел 1. Химия металлов (4 часа).

Тема 1. Общие свойства металлов (2 час).

Простые вещества и их соединения. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства металлов. Металлические сплавы и композиты.

Тема 2. Основные закономерности химии d-элементов (2 час).

Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.

Раздел 2. Химия неметаллов (4 часа).

Тема 1. Общие свойства неметаллов (2 часа).

Свойства и распространенность неметаллов. Водород. Химия воды.

Тема 2. Элементы главных подгрупп IV-VII групп (2 часа).

Общая характеристика. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства. Важнейшие водородные и кислородные соединения.

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ

КУРСА (36 часов)

Лабораторные работы (36 часов)

Лабораторная работа №1. Классы неорганических соединений (2 часа).

Лабораторное занятие №2. Основные понятия и законы химии. Гравиметрические и газовые законы. Взаимосвязь массы и энергии (2 часа).

Лабораторное занятие №3. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Уравнение Луи Де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Реакционная способность веществ и химическая связь (2 часа).

Лабораторное занятие №4. Химическая связь. Взаимодействия между молекулами. Комплексные соединения (2 часа).

Лабораторная работа №5. Изучение зависимости скорости реакции от различных факторов. Химическое равновесие (2 часа).

Лабораторное занятие №6. Зависимость скорости химических реакций от концентрации, температуры и давления. Химическое равновесие (2 часа).

Лабораторное занятие №7. Энергетика химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций. Термохимические расчёты (2 часа).

Лабораторное занятие №8. Количественные способы выражения состава растворов. Законы разбавленных растворов неэлектролитов (2 часа).

Лабораторная работа №9, 10. Приготовление растворов заданной концентрации. Титрование (4 часа).

Лабораторная работа №11, 12. Растворы электролитов. Реакции ионного обмена. Гидролиз солей (4 часа).

Лабораторная работа №13. Окислительно-восстановительные реакции (2 часа).

Лабораторное занятие №14. Электрохимические процессы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов.

Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии (2 часа).

Лабораторная работа №15, 16. Свойства галогенов и их соединений (4 часа).

Лабораторное занятие №17, 18. Общие свойства металлов и неметаллов (4 часа).

Ш. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся по дисциплине «Химия» представлено в Приложении 1 и включает в себя: план-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине, в том числе примерные нормы времени на выполнение по каждому заданию; характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся и методические рекомендации по их выполнению; требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы; критерии оценки выполнения самостоятельной работы.

IV. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЙ ЦЕЛЕЙ КУРСА

№ п/п	Контролируемые разделы/ темы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства - наименование	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	МОДУЛЬ 1. Общая химия. Раздел 1. Предмет изучения химии. Строение вещества Раздел 2. Общие закономерности	ПК-2 владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объёме, необходимом для освоения химических	Знает: закономерности и направление протекания химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия. теоретические и экспериментальные методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества.	Устный опрос (УО-1), выполнение контрольной работы №1, 2 (ПР-2)	Вопросы к экзамену 1-9 Экзамен
			Умеет:		

	химических процессов Раздел 3. Химические системы Раздел 4. Окислительные и восстановительные и электрохимические процессы	основ в общей, физической и социально-экономической географии	на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений; проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.	ие контроль ной работы № 3 (ПР-2), защита отчетов к лабораторным работам №1, 2 (ПР-6)	
			Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; навыками проведения химического эксперимента; способами обобщения экспериментальных данных.	Выполнение контроль ной работы №4 (ПР-2), защита отчетов к лабораторным работам №3, 4 (ПР-6)	
2	МОДУЛЬ 2. Химия элементов. Раздел 1. Химия металлов Раздел 2. Химия неметаллов	ПК-2 владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимом для освоения химических основ в общей, физической и социально-экономической географии	Знает: промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений. Умеет: на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений; описывать уравнения окислительно-восстановительных	Устный опрос (УО-1), выполнение контроль ной работы №5 (ПР-2) Устный опрос (УО-1), защита отчетов к лабораторным работам №5, 6 (ПР-6)	Вопросы к экзамену 9-13 Экзамен

			реакций полуреакций.	методом		
			Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; - навыками проведения химического эксперимента; способами обобщения экспериментальных данных.		Защита отчетов к лаборатор ным работам № 5, 6 (ПР-6)	

Типовые контрольные задания, методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений и навыков и (или) опыта деятельности, а также критерии и показатели, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и характеризующие этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы, представлены в Приложении 2.

V. СПИСОК УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

(электронные и печатные издания)

1. Коровин, Н. В. Общая химия: учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям / Н. В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2009. - 557 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:294074&theme=FEFU>
2. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 т. / Н. Гринвуд. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008. - 670 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:274601&theme=FEFU>
3. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов - М.: Высшая школа, 2008.- 743с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:351780&theme=FEFU>
4. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. – Изд. стер. – М.: КНОРУС, 2013. – 749 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:694378&theme=FEFU>

5. Горшков, В.И. Основы физической химии / В.И. Горшков, В.В. Кузнецов. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2011. – 407 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:668096&theme=FEFU>

6. Пресс, И.А. Основы общей химии / И.А. Пресс. – Изд. Лань, 2012. – 496 с.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4035

7. Гельфман, М.И. Неорганическая химия / Гельфман М.И., Юстратов В.П. – Изд. Лань, 2009. – 528 с.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4032

8. Иванов, В. Г. Неорганическая химия. Краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014. - 256 с.

<http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=458932>

Дополнительная литература
(печатные и электронные издания)

1. Вольхин, В. В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии. СПб.: Лань, 2008.- 378 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281664&theme=FEFU>

2. Субботина, Н. А. Демонстрационные опыты по неорганической химии: учебное пособие для вузов /Н. А. Субботина, В. А. Алешин, К. О. Знаменков; под ред. Ю. Д. Третьякова. М.: Академия, 2008.- 282 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:290946&theme=FEFU>

3. Упражнения и задачи по неорганической химии: [учебное пособие] /сост.: В. И. Бессонова, А. В. Аликовский, И. В. Свистунова [и др.]. Владивосток: Изд-во Дальневосточного университета, 2007.- 63 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:263083&theme=FEFU>

4. Практические и лабораторные занятия по химии. Дальневосточный федеральный университет; сост.: В.В. Васильева, В. И. Бессонова, С.Г. Красицкая, И. В. Свистунова, А.А. Капустина. Владивосток: Изд-во Дальневосточного университета, 2012.- 53 с.

5. Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник. Электрон. дан. — СПб.: Лань, 2011. — 496 с.
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4034
6. Гельфман, М.И. Химия [Электронный ресурс] : учебник / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. Электрон. дан. — СПб. : Лань, 2008. — 472 с.
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4030

**Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети
«Интернет»**

1. <http://www.xumuk.ru/encyklopedia/>
2. http://e.lanbook.com/books/?p_f_1_65=3863
3. <http://www.iprbookshop.ru/?&accessDenied>
4. Сайт Московского государственного университета им. М.В. Ломоносова: <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/general.html>

Перечень информационных технологий и программного обеспечения

Платформа электронного обучения Blackboard ДВФУ:
https://bb.dvfu.ru/webapps/blackboard/content/listContentEditable.jsp?content_id=_159691_1&course_id=_4961_1

VI. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Рекомендации по планированию и организации времени, отведенного на изучение дисциплины:

Для понимания материала и качественного его усвоения рекомендуется последовательность действий:

1. После лекции, при подготовке к занятиям следующего дня, необходимо осмыслить содержание прослушанной лекции (10-15 минут).
2. При подготовке к лекции, необходимо просмотреть предшествующую лекцию (10-15 минут).
3. В течение недели выбрать время для работы с литературой в библиотеке, выполнения индивидуального домашнего задания и оформления отчета по лабораторной работе (3 – 5 часов)

4. При подготовке к лабораторным занятиям, необходимо ознакомиться с теорией по данной теме (0,5 – 1 час).

Рекомендации по работе с литературой

Теоретический материал курса лучше усваивается, если дополнительно к прослушиванию лекции, используется рекомендуемая литература. Легче освоить курс, придерживаясь одного из основных учебных пособий в сочетании с конспектом лекций. Рекомендуется добиться состояния понимания изучаемой темы. С этой целью следует выполнить несколько заданий на данную тему.

VII. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Реализация дисциплины требует наличия лекционной аудитории, оснащенной мультимедийным оборудованием, и учебной химической лаборатории.

Оснащение учебной лаборатории: справочные материалы и таблицы, раздаточный учебно-методический материал; химическая посуда, химические реактивы и оборудование.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ**

по дисциплине «Химия»
Направление подготовки 05.03.02 География
Форма подготовки очная

г. Владивосток
2015

План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине

«Химия»:

№ п/п	Дата выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1	1 неделя	Домашнее задание №1, оформление отчета по лабораторной работе №1	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
2	2-3 недели	Подготовка к семинарскому занятию №1 по плану.	1 час	Опрос перед началом занятия. Контрольная работа №1
3	4 неделя	Подготовка к семинарскому занятию №2 и 3 по плану. Домашнее задание №2.	1 час	Опрос перед началом занятия. Контрольная работа №2
4	5 неделя	Оформление отчета по лабораторной работе №2.	1 час	Принятие отчета о выполнении лабораторной работы. Контрольная работа №3
5	6 неделя	Домашнее задание №3, оформление отчета по лабораторной работе №3	1 час	Принятие отчета о выполнении лабораторной работы. Контрольная работа №4
6	7 неделя	Домашнее задание №4, оформление отчета по лабораторной работе №4	1 час	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
7	8 неделя	Оформление отчета по лабораторной работе №5	1 час	Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.

				Контрольная работа №5
8	9 неделя	Оформление отчета по лабораторной работе №6	2 часа	Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.

Самостоятельная работа студентов состоит из подготовки к практическим и лабораторным занятиям, работы над рекомендованной литературой, выполнения домашней работы.

В течение недели студенту необходимо выбрать время для работы с литературой в библиотеке, выполнения индивидуального домашнего задания и оформления отчета по лабораторной работе (3 часа)

При подготовке к лабораторным занятиям, необходимо ознакомиться с теорией по данной теме (0,5 – 1 час).

Характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся и методические рекомендации по их выполнению:

Для подготовки к семинарскому занятию №1 по теме «Основы атомно-молекулярного учения» необходимо дома подготовить следующие вопросы:

1. Дайте определение понятий: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, относительная атомная и молекулярная массы, абсолютные массы атомов и молекул.
2. Дайте определение понятию «моль»
3. Какие величины называют молярной массой и молярным объемом?
4. Что называется постоянной Авогадро? Как используют ее для определения масс атомов и молекул?
5. Как из уравнения состояния газа получить уравнение Менделеева - Клапейрона?
6. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
7. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его плотностью по водороду, воздуху?
8. Дайте определение понятий: эквивалент. Молярная масса эквивалента, эквивалентный объем.
9. Как вычислить эквивалент и молярную массу эквивалента сложного вещества (оксида, основания, соли)?
10. Как вычислить эквивалент вещества в окислительно-восстановительной реакции?

Для подготовки к семинарскому занятию №2 по теме «Строение атома. Периодический закон» необходимо дома подготовить следующие вопросы:

1. История развития представлений о строении атома. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома. Первые модели атома.
2. Разработка Бором теории строения атома водорода. Постулаты Бора. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
3. Объяснение линейчатого спектра водорода.
4. Волновые свойства частиц микромира. Волны Де-Бройля.
5. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности. Уравнение Шредингера.
6. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа.
7. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
8. Периодическая система Д.И. Менделеева и строение атомов элементов. Физический смысл периодического закона.
9. Энергетические характеристики атомов - энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
10. Изменение вышеназванных величин в периодах и группах Периодической системы Д.И. Менделеева.

Для подготовки к семинарскому занятию №3 по теме «Химическая связь» необходимо дома подготовить следующие вопросы:

1. Причины образования химической связи. Типы химической связи.
2. Основные характеристики химической связи - длина, направленность, прочность.
3. Метод валентных связей:
 - а) насыщенность, направленность и полярность связи;
 - б) гибридизация электронных облаков и геометрия молекул;
 - в) σ , π -связи. Одинарные и кратные связи.
4. Донорно-акцепторные связи.
5. Водородная связь.
6. Ионная связь. Основные свойства (ненасыщенность, ненаправленность).
7. Металлическая связь.
8. Кристаллическая решетка. Основные понятия.
9. Типы кристаллических решеток. Зависимость свойств вещества от типа кристаллической решетки.

Домашнее задание № 1 по теме «Классы неорганических соединений»

Вариант №1

Осуществить превращения:

- 1) углерод-оксид углерода (IV)-угольная кислота-карбонат натрия -карбонат кальция - углекислый газ-оксид углерода (II)-углерод
- 2) кальций-оксид кальция - гидроксид кальция - сульфит кальция -оксид кальция - хлорид кальция- кальций

Вариант №2

Осуществить превращения:
1)цинк-оксид цинка- нитрат цинка- оксид цинка -тетрагидроксоцинкат натрия – гидроксид цинка -оксид цинка -цинк-тетрагидроксоцинкат натрия -хлорид цинка- цинк
2)сера-сульфид железа (II)-сероводород-оксид серы (IV)-оксид серы (VI)-серная кислота-оксид серы (IV)-сера

Вариант №3

Осуществить превращения:
1)барий-оксид бария- гидроксид бария- карбонат бария- оксид бария- бромид бария- барий-гидрид бария- гидроксид бария
2)алюминий- гидроксид алюминия- нитрат алюминия- тетрагидроксоалюминат натрия- гидроксид алюминия- оксид алюминия-алюминий- тетрагидроксоалюминат натрия- сульфат алюминия- гидроксид алюминия- бромид алюминия- алюминий

Вариант №4

Осуществить превращения:
1)фосфор- фосфид магния- фосфин- оксид фосфора (V) – ортофосфорная кислота-фосфат натрия- фосфат кальция- фосфор- ортофосфорная кислота
2)калий- пероксид калия- карбонат калия- хлорид калия- гидроксид калия- нитрид калия- гидроксид калия- нитрат калия- нитрит калия

Вариант №5

Осуществить превращения:
1)цинк-сульфид цинка- хлорид цинка- нитрат цинка- оксид цинка- тетрагидроксоцинкат натрия- сульфат цинка- цинк- оксид цинка- цинкат бария- тетрагидроксоцинкат бария- гидроксид цинка- хлорид цинка- карбонат цинка- оксид цинка- цинк
2)азот-нитрид калия– хлорид аммония – нитрат аммония – оксид азота (I)- азот – аммиак – оксид азота (II)- оксид азота (IV) – нитрат натрия – азотная кислота – нитрат цинка – оксид азота (IV) – оксид азота (II)

Вариант №6

Осуществить превращения:
1)медь- сульфат меди (II) – гидроксид меди (II) – оксид меди (I) – хлорид меди (I)-сульфид меди(I)- нитрат меди (I)-медь – хлорид меди (II) – гидроксид меди (II) – оксид меди (II) - медь
2)алюминий – сульфид алюминия – гидроксид алюминия – алюминат калия – тетрагидроксоалюминат калия – нитрат алюминия – оксид алюминия – тетрагидроксоалюминат натрия – гидроксид алюминия – сульфат алюминия – хлорид алюминия – алюминий – фторид алюминия – гексафтороалюминат натрия

Вариант №7

Осуществить превращения:
1)кремний-силицид натрия – силан – оксид кремний (IV) – силикат калия – кремниевая кислота – оксид кремния(IV) – силикат кальция
2)железо – хлорид железа (II) – гидроксид железа (II) – гидроксид железа (III) –оксид железа (III) - железо

Вариант №8

Осуществить превращения:
1)иод – иодоводород – иодид натрия – бромид натрия – хлорид натрия – хлороводород – хлор – хлорид железа (III)
2)сульфид железа – хлорид железа (II)– хлорид железа (III) - гидроксид железа (III) – нитрат железа (III) -оксид железа (III) - железо

Вариант №9

Осуществить превращения:
1) хлороводород – хлор – хлорат калия – кислород – озон – кислород – пероксид натрия – перекись водорода - кислород
2)хром – сульфид хрома(III) – гидроксид хрома(III) – тетрагидроксохромит натрия –

гидроксид хрома(III) – оксид хрома(III) – хром – хлорид хрома (II)

Вариант №10

Осуществить превращения:

- 1) сульфид железа – оксид серы (IV) – сера – сульфид натрия – сера – оксид серы (IV) – сульфит натрия – сульфит кальция – сульфат кальция – сульфат бария – сульфид бария
- 2) железо – оксид железа (III) – хлорид железа(III) – сульфид железа(III) – нитрат железа(III) – нитрат железа(II)

**Домашнее задание №2 по теме
«Строение атома и Периодический закон»**

Вариант 1

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 7,12,17,25
2. Определите валентные возможности атомов хлора и бора
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: бромид калия, оксид цинка, гидроксид бария, оксид бора, сульфат натрия

Вариант 2

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 12,35, 40, 33
2. Определите валентные возможности атомов фосфора и алюминия
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: бромоводород, бромид натрия, бром, сульфат калия, оксид натрия

Вариант 3

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 8,23,41,35
2. Определите валентные возможности атомов азота и меди
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: медь, оксид меди (II), гидроксид меди(II), сульфат меди (II), хлороводород

Вариант 4

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 10, 26, 44, 39
2. Определите валентные возможности атомов хрома и кальция
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: гидроксид натрия, хлорид бария, сероводород, сера, оксид калия

Вариант 5

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 9,18,46,52
2. Определите валентные возможности атомов мышьяка и кобальта
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: оксид натрия, сульфат натрия, хлорид натрия, хлор, азотная кислота

Вариант 6

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 31,24,45,52
2. Определите валентные возможности атомов серы и кислорода
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: бромид фосфора (III), оксид лития, гидроксид калия, оксид алюминия, карбонат натрия

Вариант 7

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 13,21,39,56
2. Определите валентные возможности атомов кремния и брома
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: хлорид углерода (II), хлорид калия, хлороводород, хлор, метан

Вариант 8

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 36, 40, 20, 54
2. Определите валентные возможности атомов фтора и хлора
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: вода, гидроксид алюминия, оксид железа (III), хлорид натрия, водород

Вариант 9

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 32, 26, 19, 49
2. Определите валентные возможности атомов олова и железа
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: сера, сульфид натрия, сероводород, сульфат калия, гидроксид бария

Вариант 10

1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 34, 28, 43, 32
2. Определите валентные возможности атомов алюминия и сурьмы
3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: углекислый газ, хлорид алюминия, магний, гидроксид магния, карбонат натрия

Домашнее задание №3 по теме «Растворы»

Вариант 1

- 1). Чему равна массовая доля 0,2 М раствора сульфата аммония с плотностью $d=1,015$ г/мл?
- 2). Какой объём 0,25 н. раствора двухосновной кислоты можно приготовить из 62,5 мл её 2,00 М раствора?
- 3). Как Вы считаете, может ли массовая доля отражать концентрацию растворённых газов?

Вариант №2

- 1). Сколько граммов сульфата натрия потребуется для приготовления 500 мл 0,4 М раствора.
- 2). Плотность 40,0%-го раствора серной кислоты равна 1,3 г/мл. Рассчитайте молярность и нормальность этого раствора.
- 3). Могут ли упомянутые способы выражения концентрации использоваться при обсуждении свойств неводных растворов? Газовых растворов? Твёрдых растворов?

Вариант №3

- 1). Сколько граммов сульфата натрия потребуется для приготовления 500 мл 0,4 н. раствора?
- 2). Определите массовую долю раствора, полученного при смешении 100 мл раствора серной кислоты с массовой долей 40% (плотность 1,303 г/мл) и 500 мл 0,5 М раствора серной кислоты (плотность 1,07 г/мл).
- 3). Может ли нормальность раствора быть равна его молярности? Быть больше её?

Вариант №4

- 1). Сколько граммов сульфата натрия потребуется для приготовления 500 мл раствора с массовой долей 16% (насыщенный раствор, $\rho=1,141$ г/мл)?
- 2). Чему равны количество молей и масса ионов Al^{3+} и SO_4^{2-} в 200 мл 0,12 н. раствора $Al_2(SO_4)_3$?
- 3). На нейтрализацию 40 мл раствора щёлочи израсходовано 24 мл 0,5 н. раствора серной кислоты. Какова нормальность раствора щёлочи?

Вариант №5

- 1). Какой объём 2М раствора серной кислоты требуется для приготовления 400 мл из более разбавленного 0,1 н. раствора серной кислоты?
- 2). В 500 мл раствора содержится 7,1 г сульфата натрия. Найдите молярную и массовую (г/л) концентрацию ионов Na^+ и SO_4^{2-} в таком растворе.
- 3). Приведите примеры веществ, для растворов которых молярность равна нормальности.

Вариант №6

- 1). Какова молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация) 0,01 М раствора сульфата алюминия?

- 2). Сколько молей азотной кислоты содержится в 250 мл раствора с массовой долей кислоты 30% и плотностью 1,18 г/мл?
- 3). Возможна ли такая ситуация, когда молярность и нормальность одного и того же раствора равны между собой?

Вариант №7

- 1). Чему равна молярная концентрация 0,04 н. раствора хлорида железа (2)?
- 2). Сколько молей воды и хлористого аммония нужно взять для приготовления 200 мл раствора с массовой долей соли 25% и плотностью 1,07 г/мл?
- 3). Не проводя вычислений, скажите, как относятся между собой молярность и нормальность 10%-го раствора хлорида железа (3).

Вариант №8

- 1). Сколько граммов хлорида железа (3) содержится в 300 мл 0,03 н. раствора?
- 2). Рассчитайте молярную концентрацию, молярность, молярную долю вещества и титр раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей вещества 30% и плотностью 1,18 г/мл.
- 3). Нитрат калия массой 10 г растворили в воде объёмом 150 мл. Рассчитайте массовую долю соли в растворе.

Вариант №9

- 1). Продажная уксусная эссенция – это 80%-й водный раствор уксусной кислоты. Какой объём воды надо прибавить к 100 г уксусной эссенции для получения столового уксуса (9%-й раствор)?
- 2). Какова массовая доля и молярная доля ортофосфорной кислоты в растворе, который содержит 100 г ортофосфорной кислоты в 100 молях воды?
- 3). Можно ли утверждать, что концентрация растворённого вещества в пересыщенном растворе больше 100%?

Вариант №10

- 1). В расчётах маринадов для овощей рекомендуется готовить заправку из расчёта 200 г уксусной эссенции (80%-й раствор уксусной кислоты) на 9 л воды. Какова массовая доля уксусной кислоты в таком растворе?
- 2). Какой объём воды надо выпарить из 500 мл 4%-го раствора соли (плотность 1,04 г/мл), чтобы получить раствор с массовой долей соли 0,16?
- 3). Какими путями можно увеличить концентрацию раствора? Ответ: а) выпарить, б) добавить растворитель, в) увеличить давление.

Домашнее задание №4 по теме «Гидролиз солей»

Вариант №1

- 1) Что такое гидролиз?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата цинка, сульфата натрия, сульфата меди.
- 3) *Задача:* Определить рН и константу гидролиза по первой ступени 0.1 М раствора фосфата натрия.

Вариант №2

- 1) Какие факторы влияют на скорость гидролиза?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфида калия, сульфата меди, фосфата натрия.
- 3) *Задача:* Вычислить степень гидролиза 0.1 М раствора карбоната натрия по первой ступени.

Вариант №3

- 1) Степень гидролиза, от каких факторов она зависит?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфида

<p>хрома (III), хлорида цинка, сульфата железа. 3) <u>Задача</u>: Определить степень гидролиза и pH 0.005 н раствора цианида калия.</p>
<p>Вариант №4 1) Константа гидролиза, от чего она зависит? 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза цианида аммония, ацетата алюминия, нитрата висмута. 3) <u>Задача</u>: Вычислить константу гидролиза ацетата натрия.</p>
<p>Вариант №5 1) Как ускорить процесс гидролиза и как его приостановить? 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза хлорида аммония, цианида аммония, ацетата натрия. 3)) <u>Задача</u>: Найти степень гидролиза и pH 0.001 н раствора ацетата калия.</p>
<p>Вариант №6 1) Гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты. 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза нитрита натрия, ацетат аммония, фосфат натрия. 3) <u>Задача</u>: Рассчитать pH 0.1 М раствора цианида калия.</p>
<p>Вариант №7 1) Гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты. 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза карбоната натрия, сульфата железа, цианида аммония. 3) <u>Задача</u>: Вычислить степень гидролиза 0.1 н раствора цианида калия.</p>
<p>Вариант №8 1) Гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты. 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата марганца, хлорида серебра, хлорида свинца. 3) <u>Задача</u>: Какова степень гидролиза и константа гидролиза хлорида аммония в 0.1 М растворе.</p>
<p>Вариант №9 1) Что такое гидролиз? 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата цинка, сульфита натрия, сульфита меди. 3) <u>Задача</u>: pH 0.1 н раствора гипохлорита натрия равен 10. Рассчитать по величине pH степень гидролиза.</p>
<p>Вариант №10 1) Какие факторы влияют на скорость гидролиза? 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфида калия, сульфата меди, фосфата натрия. 3) <u>Задача</u>: Рассчитать степень гидролиза и pH 0.1 М раствора гипохлората калия.</p>

Структура отчета по лабораторной работе:

Отчеты по лабораторным работам представляются в электронной форме, подготовленные как текстовые документы в редакторе MSWord.

Отчет по работе должен быть обобщающим документом, включать всю информацию по выполнению заданий, в том числе, уравнения реакций, таблицы, методику проведения лабораторных опытов, список литературы, расчеты и т. д.

Структурно отчет по лабораторной работе, как текстовый документ, комплектуется по следующей схеме:

- *Титульный лист* – обязательная компонента отчета, первая страница отчета, по принятой для лабораторных работ форме (титульный лист отчета должен размещаться в общем файле, где представлен текст отчета);
- *Исходные данные к выполнению заданий* – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержат указание варианта, темы и т.д.);
- *Основная часть* – материалы выполнения заданий, разбивается по рубрикам, соответствующих заданиям работы, с иерархической структурой: пункты – подпункты и т. д.

Рекомендуется в основной части отчета заголовки рубрик (подрубрик) давать исходя из формулировок заданий, в форме отглагольных существительных;

- *Выводы* – обязательная компонента отчета, содержит обобщающие выводы по работе (какие задачи решены, оценка результатов, что освоено при выполнении работы);
- *Список литературы* – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержит список источников, использованных при выполнении работы, включая электронные источники (список нумерованный, в соответствии с правилами описания библиографии).

Оформление отчета по лабораторной работе

Отчет по лабораторной работе относится к категории «*письменная работа*», оформляется *по правилам оформления письменных работ студентами ДВФУ*.

Необходимо обратить внимание на следующие аспекты в оформлении отчетов работ:

- набор текста;
- структурирование работы;
- оформление заголовков всех видов (рубрик-подрубрик-пунктов-подпунктов, рисунков, таблиц, приложений);
- оформление перечислений (списков с нумерацией или маркировкой);
- оформление таблиц;
- оформление иллюстраций (графики, рисунки, фотографии, схемы);
- набор и оформление математических выражений (формул);
- оформление списков литературы (библиографических описаний) и ссылок на источники, цитирования.

Набор текста осуществляется на компьютере, в соответствии со следующими требованиями:

- печать – на одной стороне листа белой бумаги формата А4 (размер 210 на 297 мм.);
- интервал межстрочный – полуторный;
- шрифт – Times New Roman;

- размер шрифта - 14 пт., в том числе в заголовках (в таблицах допускается 10-12 пт.);
- выравнивание текста – «по ширине»;
- поля страницы - левое – 25-30 мм., правое – 10 мм., верхнее и нижнее – 20 мм.;
- нумерация страниц – в правом нижнем углу страницы (для страниц с книжной ориентацией), сквозная, от титульного листа до последней страницы, арабскими цифрами (первой страницей считается титульный лист, на котором номер не ставится, на следующей странице проставляется цифра «2» и т. д.).
- режим автоматического переноса слов, за исключением титульного листа и заголовков всех уровней (перенос слов для отдельного абзаца блокируется средствами MSWord с помощью команды «Формат» – абзац при выборе опции «запретить автоматический перенос слов»).

Если рисунок или таблица размещены на листе формата больше А4, их следует учитывать как одну страницу. Номер страницы в этих случаях допускается не проставлять.

Список литературы и все *приложения* включаются в общую сквозную нумерацию страниц работы.



МИНИСТЕРСТВО
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине «Химия»
Направление подготовки 05.03.02 География
Форма подготовки очная

г. Владивосток
2015

I. Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине «Химия»

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объёме, необходимом для освоения химических основ в общей, физической и социально-экономической географии (ПК-2);	Знает	<ul style="list-style-type: none"> • закономерности протекания химических реакций, обратимость и смещение химического равновесия. • теоретические и экспериментальные методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества. • промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений.
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> • на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений; • проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; • описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> • навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; • навыками проведения химического эксперимента; • способами обобщения экспериментальных данных.

№ п/п	Контролируемые разделы/ темы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства - наименование	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	МОДУЛЬ 1. Общая химия. Раздел 1. Предмет изучения химии. Строение вещества Раздел 2. Общие закономерности	ПК-2 владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объёме, необходимо для освоения	Знает: закономерности и направление протекания химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия. теоретические и экспериментальные методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества.	Устный опрос (УО-1), выполнение контрольной работы №1, 2 (ПР-2)	Вопросы к экзамену 1-9 Экзамен

	<p>ти химических процессов</p> <p>Раздел 3. Химические системы</p> <p>Раздел 4. Окислительные и восстановительные и электрохимические процессы</p>	<p>химических основ в общей, физической и социально-экономической географии</p>	<p>Умеет:</p> <p>на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений;</p> <p>проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот;</p> <p>описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.</p>	<p>Выполнение контрольной работы № 3 (ПР-2), защита отчетов к лабораторным работам №1, 2 (ПР-6)</p>	
			<p>Владеет:</p> <p>навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;</p> <p>навыками проведения химического эксперимента;</p> <p>способами обобщения экспериментальных данных.</p>	<p>Выполнение контрольной работы №4 (ПР-2), защита отчетов к лабораторным работам №3, 4 (ПР-6)</p>	
2	<p>МОДУЛЬ 2. Химия элементов.</p> <p>Раздел 1. Химия металлов</p> <p>Раздел 2. Химия неметаллов</p>	<p>ПК-2</p> <p>владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимо для освоения химических основ в общей, физической и социально-экономической</p>	<p>Знает:</p> <p>промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений.</p>	<p>Устный опрос (УО-1), выполнение контрольной работы №5 (ПР-2)</p>	<p>Вопросы к экзамену 9-13 Экзамен</p>
			<p>Умеет:</p> <p>на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений;</p> <p>описывать уравнения окислительно-</p>	<p>Устный опрос (УО-1), защита отчетов к лабораторным работам №5, 6</p>	

		географии	восстановительных реакций методом полуреакций.	(ПР-6)	
			Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; - навыками проведения химического эксперимента; способами обобщения экспериментальных данных.	Защита отчетов к лабораторным работам № 5, 6 (ПР-6)	

ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ И КРИТЕРИИ ИХ ОЦЕНИВАНИЯ

II. Шкала оценивания уровня сформированности компетенций по дисциплине «Химия»

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		критерии	показатели	баллы
ПК-2 владение базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимом для освоения химических основ в общей, физической и социально-экономической географии	знает (пороговый уровень)	Основные теоретические вопросы общей и неорганической химии и методы решения базовых химических задач, рассматриваемых в рамках дисциплины	знание основных понятий и законов химии; знание методов математического описания химических равновесий в растворах электролитов, кинетики химических реакций, знание источников информации об основных разделах современной неорганической химии.	- способность раскрыть суть теоретических и экспериментальных методов определения мольной массы эквивалента простых и сложных веществ; - способность определять направление протекания химических реакций и смещения химического равновесия; - способность применять периодический закон для описания свойств элементов и их соединений.	45-64
	умеет (продви)	Применять научные	умение применять	- способность проводить	65-85

		знания в области общей и неорганической химии в учебной и профессиональной деятельности; анализировать химические явления, выделяя суть, сравнивать, обобщать и делать выводы	химические законы для решения конкретных задач с проведением количественных вычислений и использования учебной, справочной и специальной литературы; умение применять полученные знания в процессе изучения специальных дисциплин; умение давать количественные оценки и производить расчеты по химическим формулам и уравнениям.	соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; - способность описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций. - способность проводить расчеты термодинамических характеристик химических реакций и равновесных концентраций веществ.	
	владеет (высокий)	Навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой; навыками проведения химического эксперимента; способами обобщения экспериментальных данных.	Владение навыками поиска и анализа научной информации по актуальным вопросам современной химии; владение правилами безопасной работы в химической лаборатории; владение основными методами статистической обработки экспериментальных данных.	- способность самостоятельного выполнения химического эксперимента и обобщения наблюдаемых факторов с последующим объяснением химических явлений, происходящих в ходе эксперимента; - способность применять основные приемы обработки экспериментальных данных с представлением их в виде	86-100

				<p>графиков и т.д. - - способность понимания последствий своей профессионально й деятельности с точки зрения единства биосферы и экологических принципов охраны природы и рационального природопользо- вания.</p>	
--	--	--	--	--	--

Критерии оценки знаний умений и навыков для текущей аттестации

I. Оценка устных ответов:

Отметка «Отлично»

Демонстрирует знания фундаментальных разделов химии в полном объёме и может показать возможности их применения для освоения химических основ в общей, физической и социально-экономической географии. Самостоятельно проводит анализ свойств химических элементов и их соединений на основании положения атомов в периодической таблице, проводит расчёты и формулирует выводы о рН растворов солей, оснований, кислот. Демонстрирует умение описания ОВР методом полуреакций. Владеет системой навыков, необходимых при проведении анализа учебной и справочной литературы, химического эксперимента, при обобщении экспериментальных данных.

Отметка «Хорошо»

Демонстрирует знания основных закономерностей протекания химических реакций, теоретических и экспериментальных методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества, а также промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений, но допускает небольшие неточности. Демонстрирует умения приготовления растворов заданной концентрации, расчёта рН растворов, умения описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций. Допускает несущественные ошибки при проведении химического эксперимента, владеет способами обобщения литературных и экспериментальных данных.

Отметка «Удовлетворительно»

Имеет представления о закономерностях протекания химических реакций, теоретических методах определения мольной массы эквивалента

простого и сложного вещества, способы получения, основные физические и химические свойства, химических элементов и их соединений. Способен на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений, проводить несложные расчеты и готовить растворы заданной концентрации. Допускает некоторые ошибки при проведении химического эксперимента, слабо владеет способами обобщения экспериментальных данных.

Отметка « Неудовлетворительно»

Имеет фрагментарные представления о фундаментальных разделах химии. Имея базовые представления о свойствах элемента и его соединений не способен проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации и описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций. Допускает существенные ошибки при самостоятельной работе с учебной и справочной литературой, не владеет способами обобщения экспериментальных данных.

II. Оценка письменных работ:

Отметка "Отлично"

1. В решении и объяснении нет ошибок.
2. Ход решения рациональный.
3. Если необходимо, решение произведено несколькими способами.
4. Допущены ошибки по невнимательности (оговорки, описки).

Отметка "Хорошо"

1. Существенных ошибок нет.
2. Допущены 1-2 несущественные ошибки или неполное объяснение, или использование 1 способа при заданных нескольких.

Отметка "Удовлетворительно"

1. Допущено не более одной существенной ошибки, записи неполны, неточности.
2. Решение выполнено с ошибками в математических расчетах.

Отметка "Неудовлетворительно"

1. Решение осуществлено только с помощью учителя.
2. Допущены существенные ошибки.
3. Решение и объяснение построены не верно.

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

1. Собеседование (УО-1) (Средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.) - Вопросы по темам/разделам дисциплины.
2. Экзамен (Средство промежуточного контроля) – Вопросы к экзамену,

образцы билетов.

Вопросы для собеседования

по дисциплине «Химия»

МОДУЛЬ 1. Общая химия.

Раздел 1. Предмет изучения химии. Строение вещества.

Тема 1. Предмет изучения химии. Идентификация и классификация веществ.

1. Простые и сложные вещества.
2. Чистые вещества и смеси.
3. Идентификация веществ.
4. Классификация веществ.
5. Основные классы неорганических соединений.

Тема 2. Основные законы и понятия химии.

1. Основные понятия химии.
2. Основные законы химии.
3. Гравиметрические и газовые законы.
4. Взаимосвязь массы и энергии.

Тема 3. Квантово-механическая теория строения атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.

1. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.
2. Уравнение Луи Де-Бройля.
3. Принцип неопределенности Гейзенберга.
4. Квантовые числа.
5. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону.
6. Реакционная способность веществ.

Тема 4. Химическая связь.

1. Типы химической связи.
2. Полярная и неполярная связь.
3. Метод валентных связей.
4. Ионная связь.
5. Донорно-акцепторная связь, механизм ее образования.
6. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь, механизм образования.
7. Понятие о металлической связи.

Тема 5. Взаимодействия между молекулами. Комплексные соединения.

1. Вандерваальсовы силы.
2. Водородная связь.
3. Комплексные соединения: природа химической связи в комплексных соединениях, структура и свойства комплексных соединений.

Раздел 2. Общие закономерности химических процессов.

Тема 1. Энергетика химических процессов.

1. Энергетические эффекты химических реакций.
2. Термохимические расчёты.
3. Энтропия и её изменение при химической реакции.
4. Энергия Гиббса и направленность химических реакций.

Тема 2. Химическая кинетика.

1. Скорость химических реакций.
2. Зависимость скорости процесса от концентрации, температуры, катализатора.
3. Закон действующих масс.
4. Правило Вант-Гоффа.
5. Обратимые химические реакции.
6. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Раздел 3. Химические системы.

Тема 1. Растворы. Дисперсные системы.

1. Химические системы.
2. Понятие о дисперсных системах.
3. Электролиты и неэлектролиты.
4. Общие свойства растворов.
5. Количественные способы выражения состава растворов.
6. Законы разбавленных растворов неэлектролитов.

Тема 2. Теория электролитической диссоциации.

1. Теория электролитической диссоциации.
2. Свойства растворов электролитов.
3. Процессы в электролитах. Закон разбавления Оствальда.
4. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
5. Произведение растворимости.

Тема 3. Гидролиз солей. Коллоидные растворы.

1. Гидролиз солей.
2. Понятие о коллоидных растворах, их роль в природе.
3. Сложные дисперсные системы.

Раздел 4. Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы.

Тема 1. Окислительно-восстановительные процессы.

1. Понятие о процессах окисления и восстановления.
2. Окислительно-восстановительная способность нейтральных атомов, простых, сложных ионов и молекул.
3. Важнейшие окислители и восстановители.
4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций.

5. Зависимость направления реакции от рН-среды.
6. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Тема 2. Электрохимические процессы.

1. Потенциалы металлических и газовых электродов.
2. Кинетика электродных процессов.
3. Электролиз, применение электролиза.
4. Химические источники тока.
5. Коррозия и защита металлов от коррозии.

МОДУЛЬ 2. Химия элементов.

Раздел 1. Химия металлов.

Тема 1. Общие свойства металлов.

1. Простые вещества и их соединения.
2. Нахождение в природе, получение.
3. Физические и химические свойства металлов.
4. Металлические сплавы и композиты.

Тема 2. Основные закономерности химии d-элементов.

1. Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева.
2. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.

Раздел 2. Химия неметаллов.

Тема 1. Общие свойства неметаллов.

1. Свойства и распространенность неметаллов.
2. Водород.
3. Химия воды.

Тема 2. Элементы главных подгрупп IV-VII групп.

1. Общая характеристика.
2. Нахождение в природе, получение.
3. Физические и химические свойства.
4. Важнейшие водородные и кислородные соединения.

II. Письменные работы

1. Контрольная работа (ПР-2). (Средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу) - Комплект контрольных заданий по вариантам.
2. Лабораторная работа (ПР -6). (Средство для закрепления и практического освоения материала по определенному разделу) - Комплект лабораторных заданий представлен в приложении 3.

Примеры заданий контрольных работ

Контрольная работа №1

«Основные понятия и законы химии»

Вариант 1

- От чего зависит эквивалент химического элемента:
 - от валентности элемента;
 - всегда является постоянной величиной?
 - от степени окисления элемента.
- При одинаковых условиях взяты равные объемы азота и кислорода. Каково соотношение масс обоих газов:
 - массы газов равны;
 - масса кислорода больше массы азота;
 - масса азота больше массы кислорода?
- Чему равна плотность хлора по воздуху:
 - 2,44; б) 3,0; в) можно определить только опытным путем?
- Чему равен эквивалентный объем кислорода при н.у.: а) 22,4 л; б) 5,6 л в) 11,2?
- На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г КОН. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты. Ответ: а) 0,5 моль, 41 г/моль, 2, б) 1 моль, 98 г/моль, 3; в) 0,5 моль, 98 г/моль, 1.

Вариант 2

- Фосфор образует два различных по составу хлорида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным: а) хлора; б) фосфора; в) никакого.
- При одинаковых условиях взяты равные объемы фтора и кислорода. Каково соотношение масс обоих газов: а) массы газов равны; б) масса кислорода больше массы фтора; в) масса фтора больше массы кислорода?
- Чему равна плотность аммиака по водороду: а) 17; б) 8,5; в) можно определить только опытным путем?
- Какое уравнение соответствует уравнению Клапейрона-Менделеева:
 - $PV/T = P_0V_0/T_0$; б) $PV = mRT/M$; в) $P = cRT$.
- На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность H_3PO_4 .
 - 0,5; 49; 2; б) 1; 98; 3; в) 0,5; 24,5; 1

Вариант 3

- Эквивалентная масса металла в 2 раза больше, чем эквивалентная масса кислорода. Во сколько раз масса оксида больше массы металла:
 - 1,5; б) 2; в) 3?
- Каково соотношение объемов, занимаемых 1 моль хлора и 1 моль хлороводорода:
 - объемы газов равны;
 - объем хлора больше объема хлороводорода;
 - объем хлороводорода больше объема хлора?

3. Чему равна плотность аммиака по кислороду:
а) можно определить только опытным путем; б) 1,88; в) 0,53?
4. 1 л газа (н.у.) весит 1,43 г. Чему равна молекулярная масса газа:
а) 0,32; б) 3,2; в) 32?
6. Исходя из мольной массы углерода и воды, определите абсолютную массу атома углерода и молекулы воды в граммах.
а) $2,0 \cdot 10^{-23}$ г; $3,0 \cdot 10^{-23}$ г; б) $4,0 \cdot 10^{-23}$ г, $6 \cdot 10^{-23}$ г; в) $1 \cdot 10^{-23}$ г, $1,5 \cdot 10^{-23}$ г.

Контрольная работа №2

«Строение атома. Реакционная способность веществ и химическая связь»

Вариант 1

1. Укажите, к каким элементам относится ядро приведенного состава: 9p, 10 n. а) К, б) F, в) O
2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $82 p^+$ и $80 e^-$
а) Pb^{2+} , б) Zn^{2+} , в) S^{2-}
3. Какому элементу отвечает приведенная электронная конфигурация? ...4 $p^6 5s^2$
а) Sr; б) Ba; в) Kr.
4. Какие связи осуществляются в молекуле азота: а) одна σ - и две π -связи; б) две σ - и одна π -связь; в) три σ - связи;
5. Какова структура молекулы BeF_2 а) линейная; б) тетраэдрическая; в) плоского треугольника?

Вариант 2

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 30 p, 34 n а) Gd, б) Cu, в) Zn
2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $20p^+$ и $18e^-$
а) Mg^{2+} , б) Ca^{2+} , в) O^{2-}
3. За счет какой связи происходит присоединение $[H^+]$ к молекуле NH_3 : а) ковалентной; б) донорно-акцепторной; в) ионной?
4. В какой из молекул угол между валентными связями больше отклоняется от 90° : а) H_2S ; б) H_2Se ; в) H_2Te ?
5. Какой тип гибридизации электронных облаков в тетраэдрической молекуле TiF_4 : а) d^2p^2 ; б) $d^2 s^1 p^1$; в) sp^3 ?

Вариант 3

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 84 p, 124 n? а) Cd, б) Po, в) U

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $15 p^+$ и $18 e^-$

а) N^{3+} , б) As^{3-} , в) P^{3-}

4. Какова пространственная структура молекулы NF_3 : а) плоского треугольника; б) пирамидальная; в) плоского квадрата)?

5. В какой из указанных молекул угол между валентными связями больше отклоняется от 107° : а) PH_3 ; б) NH_3 ; в) BF_3 ?

6. Какие электроны атома кремния участвуют в образовании гибридных облаков, предшествующем образованию неполярных молекул силана SiH_4 : а) s^2p^2 ; б) $d^1s^1p^2$; в) sp^3 ?

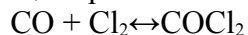
Контрольная работа №3

«Химическая кинетика»

Вариант №1

1) Скорость химических реакций.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

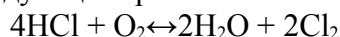


3) Задача: Определить равновесную концентрацию водорода в реакции $2HI \leftrightarrow H_2 + I_2$, если исходная концентрация HI составляет 0.55 моль/л, а константа равновесия K_c равна 0.12.

Вариант №2

1) Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

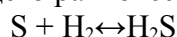


3) Задача: В начальный момент протекания реакции $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$ концентрации были (моль/л): $[N_2]=1.5$, $[H_2]=2.5$, $[NH_3]=0$. Каковы концентрации азота и водорода при концентрации аммиака 0.5 моль/л?

Вариант №3

1) Закон действия масс.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:



3) Задача: При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ равна 0.26. Равновесная концентрация NO_2 равна 0.28 моль/л. Найти равновесную и начальную концентрации N_2O_4 .

Контрольная работа №4

«Растворы»

Вариант №1

1) Растворимость вещества.

2) Задача: Определить массу гидроксида натрия, необходимую для приготовления 0.1 М раствора объемом 500 мл.

3) Задача: Определить массовую долю растворенного вещества и молярность раствора, полученного при растворении 75 г карбоната калия в 300 г воды ($\rho=1.1$ г/мл).

Вариант №2

1) Массовая доля.

2) Задача: Определить массу раствора с массовой долей хлорида натрия 10% и массу

воды, которые необходимы для приготовления раствора массой 500 г с массовой долей соли 2%.

3) Задача: Определить молярную концентрацию раствора и его нормальность, в 3 л которого содержится 175.5 г хлорида натрия.

Вариант №3

1) Молярная концентрация.

2) Задача: Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 96% ($\rho=1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 0.1 М раствора объемом 500 мл?

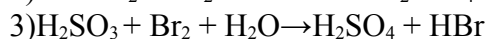
3) Задача: Какой объем воды необходимо добавить к 500 мл раствора ($\rho=1.152$ г/мл) с массовой долей хлорида натрия 20%, чтобы получить раствор ($\rho=1.029$ г/мл) с массовой долей хлорида натрия 4.5%?

Контрольная работа №5

«Окислительно-восстановительные реакции»

Вариант 1

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции. Уравняйте методом полуреакций:



Вариант 2

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

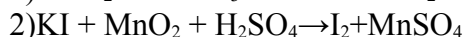
Уравняйте методом полуреакций:



Вариант 3

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:



Вопросы для подготовки к экзамену

1. Цели и задачи химии. Основные законы и понятия химии: основные положения атомно-молекулярного учения, моль, количество вещества, закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава вещества, закон Авогадро со следствиями, эквивалент, закон эквивалентов, периодический закон Д.И. Менделеева, закон Бойля-Мариотта и Гей-Люссака.
2. Строение атома. Первые модели строения атома. Квантово-механическая теория строения атома, принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского, принцип наименьшей энергии, периодическая система

химических элементов, зависимость свойств элементов от строения их атомов.

3. Химическая связь: ковалентная связь, её свойства, механизмы образования, σ - и π -связи, гибридизация атомных орбиталей; ионная связь, её свойства. Взаимодействия между молекулами, водородная связь.
4. Дисперсные системы. Дисперсная фаза и дисперсионная среда. Коллоидные растворы. Электрические свойства и коагуляция коллоидных растворов.
5. Растворы: растворение веществ, образование сольватов, тепловые эффекты при растворении, качественные и количественные характеристики растворов. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах. Механизм электролитической диссоциации, константа и степень диссоциации, закон Оствальда и закон разбавления Оствальда. Фазовые превращения в растворах: три закона Рауля, осмос, осмотическое давление и закон Вант-Гоффа, применимость законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов.
6. Скорость химических реакций. Катализ. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
7. Ионно-обменные реакции, условия их необратимости.
8. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель и гидролиз солей: четыре случая гидролиза солей, усиление и подавление гидролиза, константа гидролиза.
9. Окислительно-восстановительные реакции: процессы окисления и восстановления, важнейшие окислители и восстановители, составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса, классификация окислительно-восстановительных процессов. Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций. Направление ОВР. Роль окислительно-восстановительных процессов.
10. Электрохимические процессы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов. Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии.
11. Химия металлов. Общие свойства металлов. Простые вещества и их соединения. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства металлов. Металлические сплавы и композиты. Основные закономерности химии d-элементов. Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.
12. Химия неметаллов. Общие свойства неметаллов. Свойства и распространенность неметаллов. Водород. Химия воды. Элементы главных подгрупп IV-VII групп. Общая характеристика. Нахождение в природе,

получение. Физические и химические свойства. Важнейшие водородные и кислородные соединения.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ

КОНСПЕКТЫ ЛЕКЦИЙ
по дисциплине «Химия»
Направление подготовки 05.03.02 География
Форма подготовки очная

г. Владивосток
2015

МОДУЛЬ 1. Общая химия (28 часов).

Раздел 1. Предмет изучения химии. Строение вещества (10 ч).

Лекция №1

Тема. Предмет изучения химии. Идентификация и классификация веществ (2 часа).

Простые и сложные вещества. Чистые вещества и смеси. Идентификация веществ. Классификация веществ. Основные классы неорганических соединений.

Химия как наука относится к основополагающим областям естествознания. Практическая деятельность людей давно превратилась в фактор, по своим масштабам соизмеримый с эволюцией самой природы, который неустраним, пока существует человечество. Занимая среди наук о природе место между физикой и биологией, химия вносит существенный вклад в формирование современной научной картины мира.

Усвоение некоторого базового объема химических знаний должно создать целостную естественнонаучную картину мира (наряду со знанием физики, биологии, экологии), а это – одно из необходимых условий выработки реалистического взгляда на природу и место человека в ней, определенной культуры мышления и поведения, разумного и ответственного отношения к себе, людям и среде обитания.

Основная цель курса занятий по химии – развить у будущих специалистов химическое мышление, научить самостоятельно решать имеющие химическое содержание профессиональные задачи; научить оценивать качество и надежность используемых материалов, условия и возможности эксплуатации механизмов в морских условиях.

Весь материал разбит на три раздела:

- вещество и его структурная организация;
- закономерности протекания химических реакций;
- строение и реакционные свойства веществ.

Что изучает химия? Предметом изучения химии служат химические элементы, образуемые ими простые и сложные вещества, превращение веществ друг в друга и законы, которым подчиняются эти превращения.

Все вещества – это соединения химических элементов, представляющих собой определенные типы атомов. Различные соединения отличаются друг от друга элементарным составом, взаимным расположением атомов, а так же общим числом атомов в молекуле.

Задачи химии:

1. Изучение состава и строения вещества
2. Зависимости их свойств от строения
3. Получение веществ и материалов с заданными свойствами
4. Исследование закономерности химических превращений и путей управления ими в целях получения веществ, материалов и энергий.

Исходным объектом химического исследования может быть природный или полученный каким-либо химическим путем продукт. Практически всегда это смесь веществ. Поэтому её необходимо разделить, используя какие-либо химические процессы: фильтрованием отделяют осадок, нагреванием отгоняют воду из раствора. После отделения проводят окончательную очистку до постоянства физических характеристик: температуры плавления, температуры кипения, показателя преломления. По константам вещества, сравнивая его с известными, проводят идентификацию. При отсутствии известного вещества с аналогичными характеристиками химики исследуют вещество.

Важнейшими задачами исследования является:

- установление состава вещества, т. е. какие элементы и в каком количестве входят в состав молекулы;
- строение молекулы;
- реакционная способность.

Данные исследования позволяют оценить технологические и биологические свойства вещества.

В Приморском крае исследованием продуктов химических реакций в большом масштабе занимаются в Институте химии Академии наук России и на химическом факультете ДВГУ, а природных объектов – в Тихоокеанском институте биоорганической химии Академии наук России.

Химия не только естественнонаучная дисциплина, но и область материальной деятельности человека, связанная с направленным получением веществ, их практическим использованием и рациональной утилизацией отработанного. Химические реакции лежат в основе ряда отраслей:

- химической и нефтехимической промышленности;
- пищевой промышленности;
- черной и цветной металлургии;
- переработки горючих ископаемых;
- производство строительных материалов;
- производство лекарственных средств и т. д.

В связи с исключительной многочисленностью соединений углерода, важной их ролью в природе и технике и совершенно отличающимися от других соединений свойствами, химия соединений углерода выделена в самостоятельную область, называемую **ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИЕЙ**.

Химия соединений всех остальных элементов, а также учение о взаимосвязи между химическими элементами, является областью **НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**.

Состав и строение химических соединений, и общие закономерности течения химических процессов составляют предмет **ОБЩЕЙ ХИМИИ**. Эти общие представления о строении вещества и о закономерностях химических процессов одинаково важны для всех специальных областей химии.

Науку о методах анализа называют **АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИЕЙ**. В широком смысле слова аналитическая химия является наукой о методах не

только анализа состава анализируемого вещества, но и о методах всестороннего химического исследования веществ, окружающих нас на Земле и доступных нашему наблюдению планетах.

Большую роль играет химия в современной промышленности. Химическая и нефтехимическая промышленность являются важнейшими отраслями, без которых невозможно функционирование экономики. Среди важнейших продуктов следует назвать кислоты, щелочи, соли, минеральные удобрения, растворители, масла, пластмассы, каучуки и резины, синтетические волокна и многое другое. В настоящее время химическая промышленность выпускает несколько десятков тысяч наименований продукции.

Исключительно важную роль играют химические продукты и процессы в энергетике, которая использует энергию химических реакций. Для энергетических целей используются многие продукты переработки нефти (бензин, керосин, мазут), каменный и бурый уголь, сланцы, торф. В связи с уменьшением природных запасов нефти вырабатывается синтетическое топливо путем химической переработки различного природного сырья и отходов производства.

Классификация и номенклатура простых и сложных веществ

В настоящее время известно более десяти миллионов различных веществ. **Классификация** их, т.е. объединение в группы или классы, обладающие сходными свойствами, позволяет систематизировать знания о веществах и облегчает изучение веществ. Знание того, к какому классу принадлежит то или иное вещество, позволяет прогнозировать его физические и химические свойства.

Огромное количество соединений приводит к необходимости создания способа наименования химических веществ, или **номенклатуры**. До тех пор, пока веществ было известно сравнительно немного, они получали бессистемные названия, отражающие их свойства, способ получения, имя первооткрывателя и т.д. Часто это были весьма образные названия, многие из которых сохранились и поныне — глауберова соль, соляная кислота, нашатырный спирт и т.д. Однако с развитием химии появилась необходимость в универсальном способе названия веществ, который отражал бы их строение и был бы международным.

В современной химии принято использовать несколько видов номенклатуры: международная систематическая номенклатура ИЮПАК (IUPAC - международный союз теоретической и прикладной химии) и исторически сложившаяся тривиальная и рациональная номенклатуры. Однако только номенклатура ИЮПАК связывает структуру соединения и его названия.

Исторически первой и до сегодняшнего времени наиболее употребляемой является классификация веществ, основанная главным образом на их строении (рис. 1).

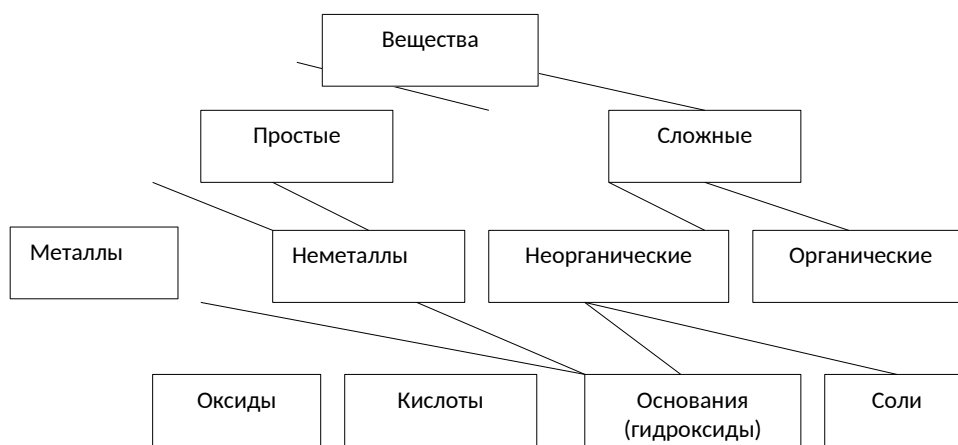


Рис. 1. Классификация веществ

В зависимости от состава все вещества можно разделить на две большие группы: простые и сложные.

Простыми называют вещества, образованные атомами одного элемента.

Сложными веществами (или химическими соединениями) называют вещества, образованные атомами разных элементов.

Простых веществ гораздо меньше (учитывая аллотропные модификации – около 400), чем сложных; как правило, название простого вещества совпадает с названием образующего его элемента. Исключение составляют названия разных аллотропных модификаций одного вещества; как правило, они имеют собственные названия (например, алмаз, графит и т.д.).

Простые вещества делят на металлы и неметаллы. Неметаллов всего 22: водород, галогены, благородные газы, азот, кислород, углерод, бор, фосфор, сера, мышьяк, селен, теллур.

Сложные вещества делят на две большие группы: органические и неорганические. К органическим относят большинство соединений углерода, за исключением его оксидов, солей угольной кислоты и ряда других.

Неорганические соединения могут классифицироваться как *по составу*, так и *по свойствам (функциональным признакам)*. По составу они, прежде всего, подразделяются на двухэлементные (бинарные) и многоэлементные соединения.

К **бинарным соединениям** относятся, например, соединения элементов с кислородом (*оксиды*), галогенами (*галиды* – фториды, хлориды, бромиды, йодиды), серой (*сульфиды*), азотом (*нитриды*), фосфором (*фосфиды*), углеродом (*карбиды*), соединения металлов с водородом (*гидриды*). Названия бинарных соединений образуются из латинского корня названия более электроотрицательного элемента с окончанием «ид» и русского названия менее электроотрицательного элемента в родительном падеже. Так, Al_2O_3 – оксид алюминия, OF_2 – фторид кислорода (так как фтор – более электроотрицательный элемент, чем кислород).

Среди **многоэлементных соединений** важную группу образуют **гидроксиды**, т.е. вещества, в состав которых входят гидроксильные группы –

ОН и которые можно рассматривать как соединения оксидов с водой. К ним относятся как основания (*основные гидроксиды* - NaOH), так и кислоты (*кислотные гидроксиды* – H₂SO₄ или SO₂(OH)₂), а также вещества, способные проявлять как кислотные, так и основные свойства (*амфотерные гидроксиды* – Al(OH)₃).

По функциональным признакам неорганические соединения подразделяются на классы в зависимости от характерных функций, выполняемых ими в химических реакциях: оксиды, основания (гидроксиды), кислоты и соли.

Рассмотрим важнейшие классы неорганических веществ.

ОКСИДЫ

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых — кислород. Оксиды, в свою очередь, делятся на две группы *солеобразующие* и *несолеобразующие*. По химическим свойствам солеобразующие оксиды делят на три подгруппы: основные, кислотные и амфотерные. Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями. Наиболее важные из них такие, как CO - оксид углерода (II), N₂O - оксид азота (I), оксид азота (II) NO.

Номенклатура оксидов

В соответствии с номенклатурой ИЮПАК любое одинарное соединение элемента с кислородом называют словом *оксид*, после которого ставится название (или символ) элемента в родительном падеже с указанием в скобках его валентности в данном оксиде; валентность указывают римскими цифрами.

$\text{Э}^{+n}\text{O}^{-2}_n$ – общая формула оксидов
n – степень окисления элемента,
- 2 – степень окисления кислорода

Например, MgO – оксид магния, Cu₂O – оксид меди (I), CuO - оксид меди (II), Cr₂O₃ – оксид хрома (III) и т.д.

В химической литературе до сих пор используют названия *окись* (если элемент образует с кислородом только одно соединение), *закись* (соединение, в котором кислорода относительно меньше, если существует еще и окись, в которой кислорода относительно больше, например, N₂O — закись азота, NO – окись азота).

Окислы, в которых на один атом элемента приходится 2 или 3 атома кислорода, часто называют двуокись и трехокись (MnO₂ – двуокись марганца, CrO₃ – трехокись хрома и т.д.).

Сохраняются также тривиальные названия, такие, как CO₂ – углекислый газ, CO — угарный газ, N₂O – веселящий газ, Fe₃O₄ – железная окалина, N₂O₅ — азотный ангидрид и т.д.

По химическим свойствам оксиды делятся на три группы: основные, кислотные и амфотерные.

Получение оксидов

Основные оксиды — это оксиды, которым соответствуют основания. Основные оксиды образуются только типичными металлами. Другое

определение: **основные оксиды** — это оксиды, которые взаимодействуют с растворами кислот с образованием соли и воды.

Наиболее распространенными способами получения основных оксидов являются следующие:

1. Взаимодействие металла с кислородом:



Исключение составляют щелочные металлы, которые при взаимодействии с кислородом образуют пероксиды, поэтому получить оксиды щелочных металлов (типа Na_2O) очень трудно.

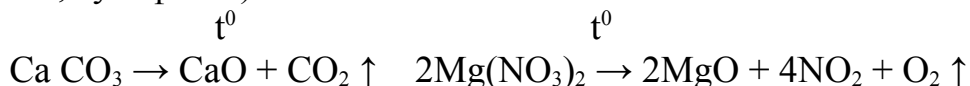
2. Разложение гидроксидов:



3. Окисление сульфидов тяжелых металлов кислородом (обжиг):



4. Разложение солей кислородсодержащих кислот (нитратов, карбонатов, сульфатов):

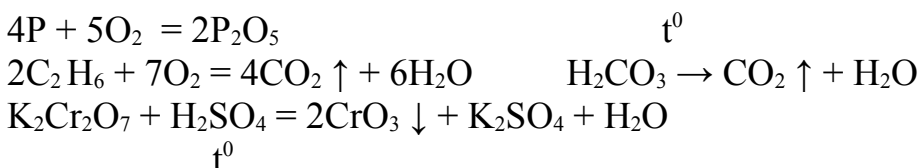


Кислотные оксиды – это оксиды, которым соответствуют кислоты; это оксиды неметаллов или переходных металлов высоких степенях окисления.

Всем кислотным оксидам соответствует кислородсодержащая кислота, в которой элемент проявляет ту же степень окисления, что и в оксиде. Например, кислотным оксидам P_2O_5 , SO_2 , SO_3 соответствуют кислоты H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_4 .

Другое определение: **кислотные оксиды** – это оксиды, которые взаимодействуют с растворами щелочей с образованием соли и воды.

Получают кислотные оксиды так же, как и основные, - при взаимодействии с кислородом простых и сложных веществ, разложением кислородсодержащих солей и кислот, а также взаимодействием солей с кислотами:



Кислотные оксиды могут быть получены путем отнятия воды от соответствующих кислот, поэтому их называют также **ангидридами** кислот.

Амфотерные оксиды – обладают двойственной природой и взаимодействуют как с растворами (расплавами) щелочей, так и с растворами кислот с образованием соли и воды. Амфотерные свойства проявляют Al_2O_3 , Cr_2O_3 , ZnO , BeO , Fe_2O_3 , SnO , SnO_2 , PbO и некоторые другие. Их получают описанными выше методами, например:





Химические свойства оксидов

Свойства оксидов элементов закономерно изменяются в зависимости от положения элемента в периодической таблице; при продвижении внутри периода слева направо характер оксидов изменяется от основного через амфотерный к кислотному. Характер оксида элементов главных подгрупп можно определить по положению элемента в таблице Д.И. Менделеева. Линия Be – Al – Ge – Sn – Pb соединяет элементы, оксиды которых амфотерны. Левее этой линии амфотерные оксиды имеют галлий и индий. Амфотерным оксидом элемента, расположенного правее этой линии, является Sb_2O_3 . Левее элементов с амфотерными оксидами в главных подгруппах расположены элементы, имеющие основные оксиды, а правее – элементы, имеющие кислотные оксиды.

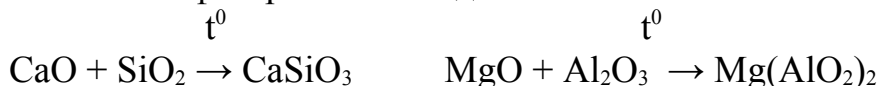
Если оксиды элемента побочной подгруппы расположить в ряд по мере возрастания степени окисления центрального атома, то амфотерный оксид разделит все оксиды на две группы. Оксиды, содержащие центральный атом в степени окисления, низшей, чем в амфотерном оксиде, будут основными, а в высшей – кислотными.

Основные оксиды:

1. Взаимодействуют с растворами кислот с образованием соли и воды (реакция происходит без изменения степеней окисления):



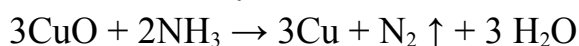
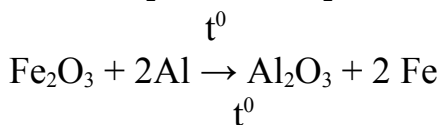
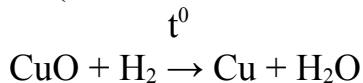
2. При нагревании многие основные оксиды взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами:



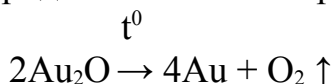
3. Основные оксиды взаимодействуют с водой с образованием основания, если оно растворимо в воде (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов):

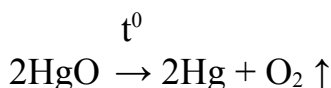


4. Многие основные оксиды способны восстанавливаться до простых веществ (окислительно-восстановительные реакции):



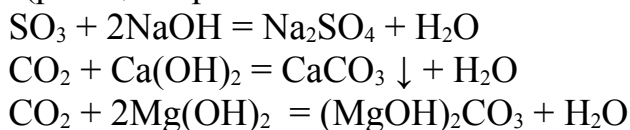
5. Некоторые основные оксиды разлагаются при нагревании (оксиды благородных металлов и ртути):





Кислотные оксиды

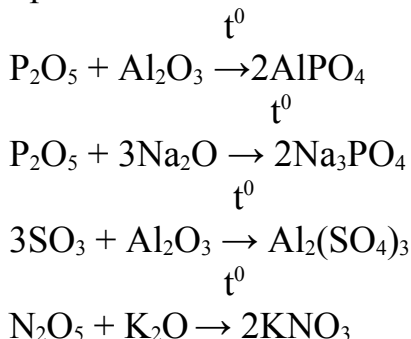
1. Взаимодействуют с растворимыми основаниями с образованием соли и воды (реакция протекает без изменения степени окисления):



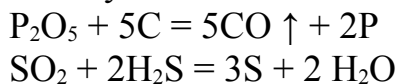
2. Взаимодействуют с водой, при этом образуется соответствующая кислота, если она растворима в воде:



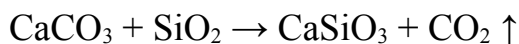
3. При нагревании могут взаимодействовать с основными и амфотерными оксидами:



4. Вступают в окислительно-восстановительные реакции:

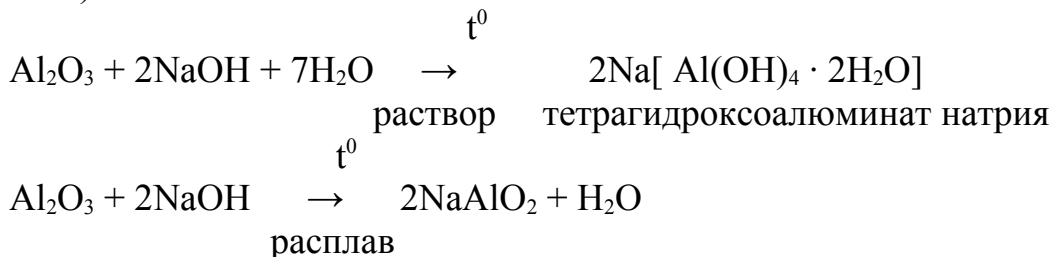


5. Менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей:

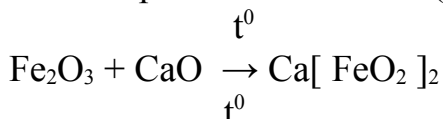


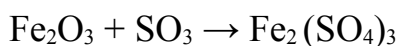
Амфотерные оксиды

1. Взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами (или расплавами) щелочей с образованием соли и воды (без изменения степени окисления):

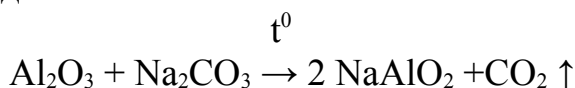


2. Взаимодействуют с кислотными, основными и амфотерными оксидами с образованием солей (при нагревании):





3. При сплавлении Al_2O_3 с карбонатами щелочных металлов образуются безводные алюминаты:



4. Вступают в реакции с изменением степени окисления:



КИСЛОТЫ

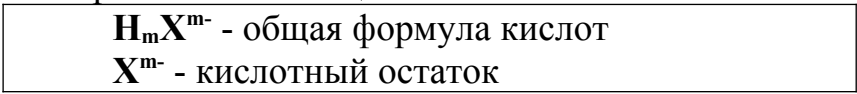
Содержание понятий «кислота» и «основание» в процессе развития химии существенно менялось. По *теории Аррениуса-Оствальда* **кислотой** называлось электронейтральное вещество, которое при растворении в воде диссоциировало с образованием **иона H^+** , а **основанием** – с образованием иона **OH^-** . Однако эта теория оказалась неприменима ко многим водным и неводным растворам. Например, в бензольных растворах HCl не диссоциировала на ионы (т.е. нет иона H^+), однако в этих растворах металлы растворяются с выделением водорода.

Более общей является *протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури*. По этой теории **кислотами** называют вещества, способные отдавать протон другому веществу, а **основаниями** — вещества, способные принимать протон.

Кислотами называют сложные вещества, которые состоят из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков.

Еще более общей является *электронная теория кислот и оснований Льюиса*. По Льюису, **кислотами** являются частицы с незаполненной внешней электронной оболочкой, а **основаниями** – частицы со свободной парой электронов. Конечно, протон и в теории Льюиса остается кислотой, поскольку является акцептором электронов.

Итак, при диссоциации кислоты в водном растворе в качестве катионов отщепляется протон (один или несколько). Остающаяся при этом отрицательно заряженная частица **называется кислотным остатком**.



В зависимости от того, сколько протонов отщепляется при растворении или замещается металлами, различают *одно-, двух- или трехосновные кислоты*. Например HNO_3 - одноосновная кислота, H_2SO_4 – двухосновная, H_3PO_4 – трехосновная.

В зависимости от наличия (или отсутствия) в кислотном остатке атома кислорода различают *бескислородные* (HCl , HBr , H_2S) и *кислородсодержащие кислоты* (H_2SO_4 , HClO_3 , H_3PO_4).

Номенклатура кислот

Названия кислот производятся от названия элементов, их образующих. Например, H_2SO_4 – серная кислота, H_3PO_4 – фосфорная, H_2SiO_3 – кремниевая, H_2Se – селеноводородная кислота и т.д.

Названия *кислородсодержащих кислот* производятся от названия неметалла с окончанием *-ная, -вая*, если неметалл проявляет в этой кислоте высшую степень окисления. В порядке понижения степени окисления неметалла окончание названия кислоты меняется на *-ватая, -истая, -оватистая*. Например, для кислородсодержащих кислот хлора названия таковы (табл.1):

В названиях *бескислородных кислот* два корня: название элемента и водород; окончание *-ная*, например: HBr – бромоводородная и т.д.

Часто используют тривиальные названия, например: HCl – соляная кислота, HF – плавиковая.

Если элемент, находясь в одной и той же степени окисления, образует несколько кислот, содержащих по одному атому данного элемента в молекуле (например, HPO₃ и H₃PO₄), то название кислоты, содержащей наименьшее число атомов кислорода, снабжается приставкой «мета», а название кислоты с наибольшим числом атомов кислорода приставкой «орто» (HPO₃ — метафосфорная кислота, H₃PO₄ — ортофосфорная кислота).

Если молекула кислоты содержит два атома кислотообразующего элемента, то перед ее названием помещается числительная приставка «дву», например: H₄P₂O₇ — дрифосфорная кислота, H₂S₂O₇ — дисерная кислота.

Получение кислот

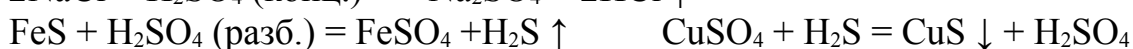
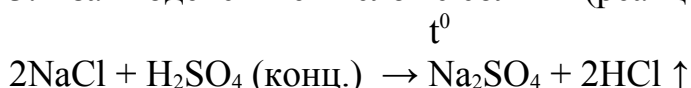
1. Взаимодействие с водой кислотных оксидов (для кислородсодержащих кислот):



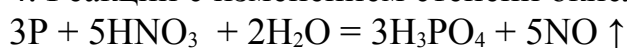
2. Взаимодействие соответствующего неметалла с водородом (для бескислородных кислот): $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$ $\text{H}_2 + \text{S} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}$

При дальнейшем растворении образующихся газов в воде получают одноименные кислоты.

3. Взаимодействие кислот с солями (реакция обмена):



4. Реакции с изменением степени окисления:



Химические свойства кислот

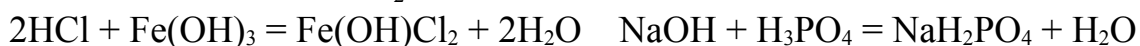
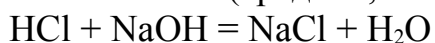
Химические свойства кислот можно разделить на две группы:

- *общие свойства*, связанные с наличием в растворах кислот иона H⁺ (иона гидроксония H₃O⁺);

- *специфические свойства* (характерные для конкретных кислот).

Общие свойства кислот

1. Взаимодействие с основаниями (реакция нейтрализации) с образованием соли (средней, кислой или основной) и воды:



2. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами (амфотерные оксиды проявляют свойства основных):

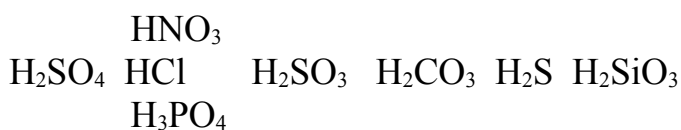


3. Взаимодействие с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, с образованием соли и водорода (для всех кислот, кроме азотной и концентрированной серной):



4. Взаимодействие с солями (более сильные кислоты вытесняют менее сильные из растворов их солей): $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Ряд кислот – каждая предыдущая кислота может вытеснить из соли последующую:



5. Растворы кислот меняют цвета индикаторов:

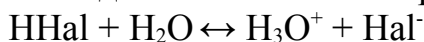
лакмус – с фиолетового на красный;

метиловый оранжевый – с оранжевого на розовый (при переходе от нейтральной среды к кислой);

Различают сильные и слабые кислоты. **Мерой силы кислоты** считают ее способность к диссоциации с образованием H^+ (H_3O^+). Если кислотообразующий элемент проявляет несколько степеней окисления, то *сила кислородсодержащей кислоты возрастает с увеличением степени окисления кислотообразующего элемента.*

Рассмотрим, например, ряд кислот $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ (их структурные формулы приведены выше). При диссоциации этих кислот происходит разрыв связи $\text{H}-\text{O}$, следовательно, чем прочнее эта связь, тем слабее кислота. Поскольку отрицательность кислорода выше, чем хлора, добавление каждого следующего атома O в структуре кислоты приводит к сдвигу электронной плотности связи $\text{H}-\text{O}$ в направлении от H , и прочность этой связи уменьшается. Действительно, самой сильной кислотой в этом ряду является хлорная (HClO_4).

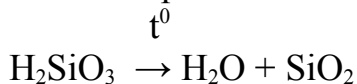
Для бескислородных кислот сила кислоты определяется прочностью связи $\text{H}-\text{Э}$ в растворе. Чем прочнее эта связь, тем слабее кислота. Следовательно, в ряду галогеноводородных кислот самой сильной оказывается йодоводородная, т.к. чем больше атомный радиус галогена, тем все более энергетически выгодным становится образование иона гидроксония:



где Hal – элемент подгруппы галогенов (VII А группа)

Специфические свойства кислот

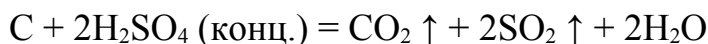
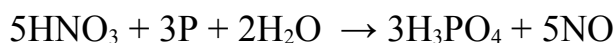
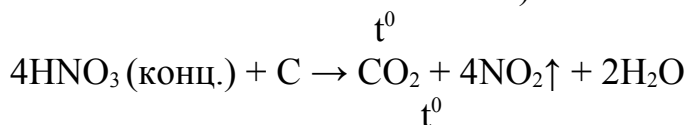
1. Некоторые кислоты разлагаются при нагревании:



2. Кислоты, образованные элементами в отрицательных и не высших положительных степенях окисления, проявляют восстановительные свойства:

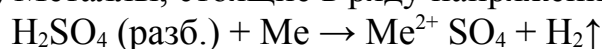


3. Взаимодействие с неметаллами (только азотная и концентрированная серная кислота – сильные окислители):

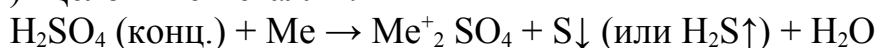


4. Взаимодействие серной кислоты с металлами (кроме Au, Pt, Os, Ta и Ir):

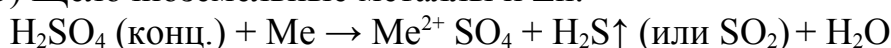
1) Металлы, стоящие в ряду напряжений до H₂:



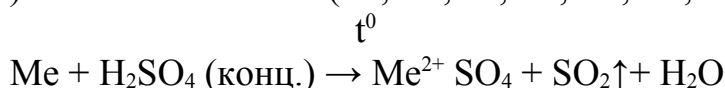
2) Щелочные металлы:



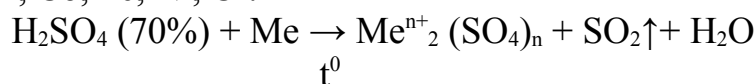
3) Щелочноземельные металлы и Zn:



4) Тяжелые металлы (Pb, Cu, Ni, Zn, Cd, Co, Sb, Sn, Bi, Hg, Ag) и Fe:



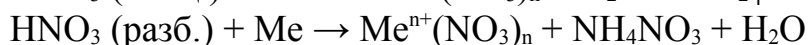
5) Al, Co, Fe, Ni, Cr:



Al, Co, Fe, Ni и Cr на холоду с концентрированной серной кислотой не взаимодействуют (холодная концентрированная кислота пассивирует эти металлы).

5. Взаимодействие азотной кислоты с металлами (кроме Au, Pt, Os, Ta и Ir):

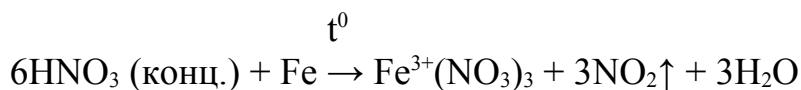
1) Щелочные и щелочноземельные металлы:



2) Тяжелые металлы и Fe:



Железо реагирует с концентрированной азотной кислотой только при нагревании.



3) Mg, Ca, Zn:





4) **Al, Co, Fe, Ni и Cr** на холоду **с концентрированной азотной кислотой не взаимодействуют.**

ОСНОВАНИЯ

С точки зрения теории электролитической диссоциации **основаниями** называют сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются в качестве анионов только гидроксид-ионы OH^- .

$\text{Me}^{+n}(\text{OH})_n$ – общая формула оснований

Me – металл,

n – степень окисления металла

В состав оснований входят атомы металлов, соединенные с одной или несколькими гидроксогруппами: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Номенклатура оснований

В соответствии с номенклатурой ИЮПАК основания элементов называют *гидроксидами* с указанием степени окисления элемента, если она переменная; например: CuOH – гидроксид меди (I), $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – гидроксид меди (II).

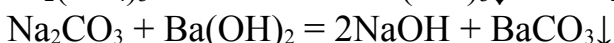
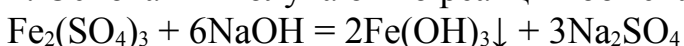
Основания принято делить на растворимые в воде (*щелочи*) и нерастворимые в воде, а также на основные и амфотерные. К растворимым в воде основаниям относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов ($\text{Ca}(\text{OH})_2$ малорастворим), а также гидроксид аммония NH_4OH . Гидроксиды остальных металлов практически нерастворимы ($\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$ и т.д.)

К **основным гидроксидам** относят гидроксиды типичных металлов; они соответствуют основным оксидам: LiOH , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

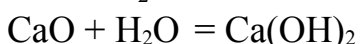
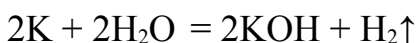
К **амфотерным гидроксидам** относят гидроксиды, соответствующие амфотерным оксидам, таким, как $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Амфотерными свойствами обладают гидроксиды металлов с неярко выраженными металлическими свойствами (в периоде при движении слева направо уменьшаются основные свойства гидроксидов; амфотерные свойства — у гидроксидов металлов, находящимися между металлами и неметаллами). *Чем выше степень окисления металла, тем более амфотерны свойства его гидроксида.*

Получение оснований

1. Основания получают по реакции обмена:



2. Растворимые основания получают по реакции с водой щелочных и щелочноземельных металлов либо их оксидов:



3. В промышленности щелочи получают электролизом водных растворов хлоридов:

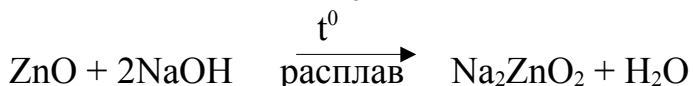
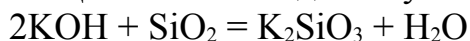


Химические свойства оснований

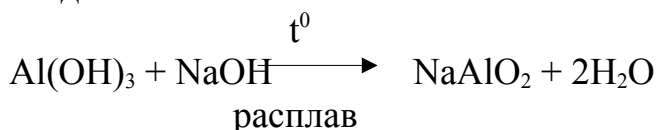
1. Все основания вступают в реакцию с кислотами с образованием соли и воды (*реакция нейтрализации*):



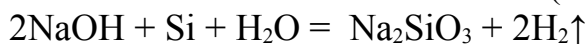
2. Щелочи взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами:



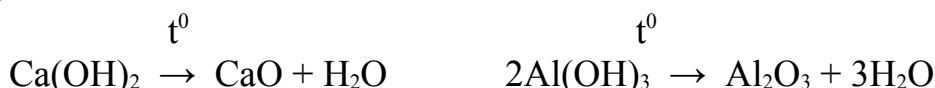
3. Щелочи при сплавлении взаимодействуют с амфотерными гидроксидами:



4. Растворы щелочей взаимодействуют с некоторыми неметаллами (галогены, сера, кремний, белый фосфор):



5. Нерастворимые основания разлагаются при нагревании до оксида и воды:



Щелочи при нагревании не разлагаются.

6. Основания могут взаимодействовать с кислыми солями:



7. Щелочи вытесняют слабые основания (аммиак и амины) из их солей:



8. Следует отметить, что растворы щелочей меняют цвета индикаторов (переход от нейтральной среды к щелочной):

Лакмуса – с фиолетового на синий;

Фенолфталеина – с бесцветного на малиновый;

Метилового оранжевого – с оранжевого на желтый.

СОЛИ

Соли - это сложные вещества, образованные атомами металлов и кислотными остатками.

$\text{Me}^{+n}\text{X}^{-m}_n$ – общая формула соли

Me – металл,

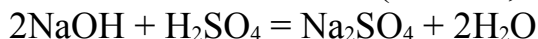
X – кислотный остаток

n – степень окисления металла

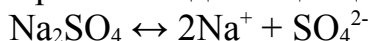
m – заряд кислотного остатка

В зависимости от соотношения количеств кислоты и основания в реакциях нейтрализации могут образоваться различные по составу соли.

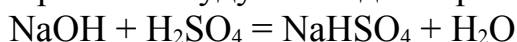
В *средних* (нормальных) солях все атомы водорода в молекулах кислот замещены на атомы металла (Na_2CO_3 , K_3PO_4 и т.д.). Например:



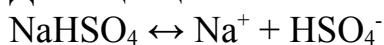
Уравнение диссоциации *средней* соли Na_2SO_4 можно записать так:



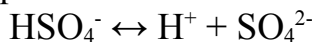
В *кислых* солях атомы водорода в молекулах кислоты замещены атомами металла частично (NaHCO_3 , K_2HPO_4 — они получаются при нейтрализации основания избытком кислоты). Например, если основания взято меньше, чем требуется для полной нейтрализации серной кислоты, то при упаривании будут выпадать кристаллы *кислой* соли:



Диссоциацию кислой соли можно выразить уравнением:

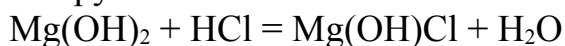


Анион кислой соли подвергается вторичной диссоциации как слабый электролит:

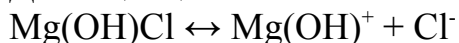


Кислые соли образуются многоосновными кислотами. Одноосновные кислоты кислых солей не образуют.

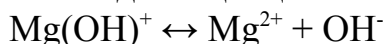
В *основных* солях группы OH^- основания лишь частично заменены кислотными остатками ($\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ — получаются при избытке основания). Основные соли можно представить как продукт неполного замещения гидроксогрупп основания на кислотные остатки. Например:



Диссоциацию *основной* соли можно выразить уравнением:



Катион основной соли в незначительной степени подвергаются дальнейшей диссоциации:



Итак, основные соли образуются многокислотными (двух и более) основаниями. Однокислотные основания основных солей не образуют.

Известны также соли, которые образуются при замещении атомов водорода в кислоте атомами двух разных металлов ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ — доломит, Na_2KPO_4) — такие соли называют *двойными*.

Встречаются также *смешанные* соли — в их составе один катион и два аниона ($\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$).

В состав *кристаллогидратов* (гидратные соли) входят молекулы кристаллизационной воды (CuSO_4 безводный — бесцветная соль, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — медный купорос — голубой, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипс).

Совершенно особый класс солей представляют *комплексные* соли), в состав которых входят сложные (комплексные) ионы (в формулах они заключаются в квадратные скобки). Например: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — красная кровяная соль, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — желтая кровяная соль, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

Номенклатура солей

Названия солей образуются из двух слов: название аниона в именительном падеже и название катиона в родительном падеже (NaCl – хлорид натрия). Для металлов с переменной валентностью ее указывают в скобках: CuCl – хлорид меди (I).

Названия **кислых солей** начинаются с приставки *гидро-* (*дигидро-*, если не замещены два атома водорода): NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия, NaH₂PO₄ – дигидрофосфат натрия.

Перед названиями **основных солей** ставится приставка *гидроксо-* (*дигидроксо-*): Mg(OH)Cl – гидроксохлорид магния; Al(OH)₂Cl – дигидроксохлорид алюминия.

Название **кислотного остатка** производится от корня (латинского названия кислотообразующего элемента) с добавлением суффикса *-ат* (иногда при низких степенях окисления кислотообразующего элемента используют суффикс *-ит*) или *-ид* (для бескислородных кислот).

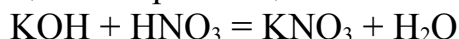
Приставка *гипо-* указывает на низшую степень окисления кислотообразующего элемента (если их больше двух). Приставка *пер-* указывает на высшую степень его окисления (для солей кислот с окончаниями названия *-овая, -евая, -ная*).

Например: NaOCl – гипохлорит, NaClO₂ – хлорит, NaClO₃ – хлорат, NaClO₄ – перхлорат натрия.

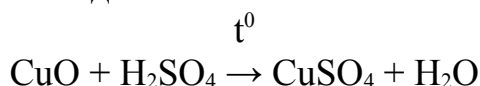
Получение солей

Соли получают при химическом взаимодействии соединений различных классов и простых веществ. Отметим важнейшие способы получения солей.

1. Реакция нейтрализации:



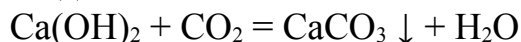
2. Взаимодействие кислот с основными оксидами:



3. Взаимодействие кислот с солями: CaCO₃ + 2HCl = CaCl₂ + H₂O + CO₂ ↑

4. Взаимодействие двух различных солей: CuCl₂ + Na₂S = CuS↓ + 2NaCl

5. Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:



6. Взаимодействие щелочей с солями: 3 KOH + FeCl₃ = 3KCl + Fe(OH)₃ ↓

7. Взаимодействие основных оксидов с кислотными:



8. Взаимодействие металлов с неметаллами: Fe + S → FeS

9. Взаимодействие металлов с кислотами: Mg + H₂SO₄ = MgSO₄ + H₂ ↑

10. Взаимодействие металлов с солями: Fe + CuSO₄ = FeSO₄ + Cu

11. Взаимодействие оснований с неметаллами:

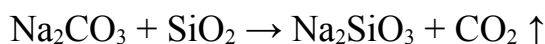
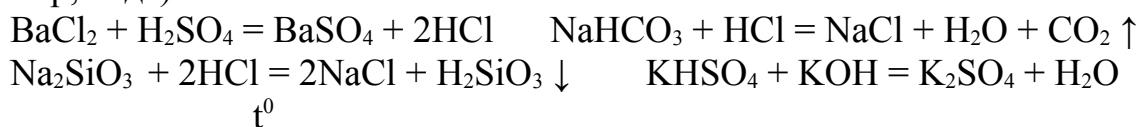


Существуют и другие способы получения солей.

Химические свойства солей

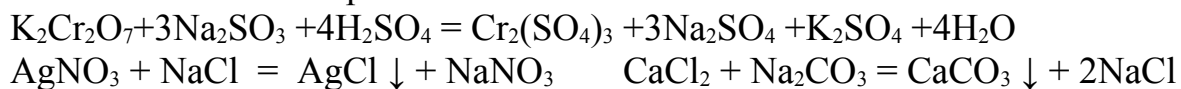
Соли, за небольшим исключением, являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их можно разделить на растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые. Химические свойства солей определяются свойствами катионов и анионов, входящих в их состав.

1. Соли взаимодействуют с кислотами, оксидами и основаниями, если в результате реакции получается продукт, который выходит из сферы реакции (выпадает осадок, выделяется газ, образуется малодиссоциирующее вещество, например, вода):

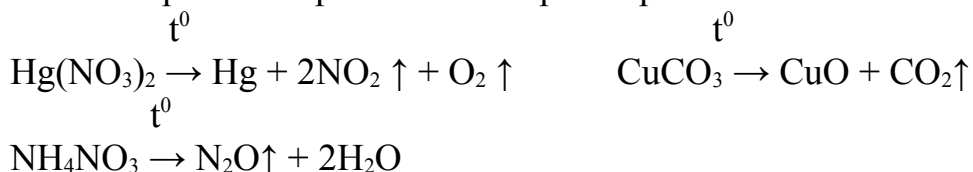


2. Соли взаимодействуют с металлами, если металл в ряду стандартных электродных потенциалов находится левее металла, образующего катион соли: $\text{Cu} + \text{HgCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{Hg}$

3. Соли взаимодействуют между собой, если продукт реакции выходит из сферы реакции; в том числе эти реакции могут проходить с изменением степени окисления атомов реагентов:



4. Некоторые соли разлагаются при нагревании:



Лекция №2

Тема. Основные законы и понятия химии (2 часа).

Основные понятия химии. Основные законы химии. Гравиметрические и газовые законы. Взаимосвязь массы и энергии.

Основные положения атомно-молекулярного учения

Атомно-молекулярное учение создали русский ученый М. В. Ломоносов и английский ученый Дж. Дальтон. Атомно-молекулярное учение – это учение о строении вещества из атомов и молекул, основными положениями которого являются:

1. Вещества состоят из молекул. Молекула – это наименьшая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства.

2. Молекулы состоят из атомов или ионов. Атом – это наименьшая частица химического элемента, которая сохраняет его химические свойства. Ион – это частица, которая имеет электрический заряд.

Химический элемент – это отдельный вид атомов. Химические свойства элемента определяются строением его атома. В настоящее время известно 110 химических элементов.

3. Вещества, молекулы которых состоят из атомов одного элемента, называются простыми веществами.

Вещества, молекулы которых состоят из атомов разных элементов, называются сложными веществами.

H_2 , O_2 , S, Fe – простые вещества. H_2O , H_2SO_4 – сложные вещества. H – элемент, H_2 – простое вещество, H_2SO_4 – сложное вещество.

Многие химические элементы образуют несколько простых веществ, различных по строению и свойствам. Это явление называют аллотропией. Например: C – алмаз, графит; P – белый, красный; O – O_2 и O_3 .

4. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении. Скорость движения молекул зависит от агрегатного состояния веществ. Химические реакции являются химической формой движения атомов и молекул.

5. В результате химических реакций молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ.

Понятия «атомная масса» и «молекулярная масса» были введены в химию задолго до того, как научились точно определять их значения. Принято представлять массу атомов и молекул в виде относительных величин, определенных по отношению к массе атома какого-либо одного химического элемента.

Абсолютная масса атома кислорода равна $2,66 \cdot 10^{-26}$ кг, абсолютная масса атома водорода – $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг. Абсолютные величины очень малы, поэтому для удобства расчетов были введены относительные массы. Атомные и молекулярные массы выражаются в атомных единицах массы (а.е.м.). В настоящее время за атомную единицу массы принята 1/12 часть массы атома углерода 12.

$$1 \text{ а.е.м.} = m_a(\text{C}) / 12 = 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} / 12 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Таким образом, чтобы рассчитать относительную атомную массу, необходимо найти отношение абсолютной массы атома к 1/12 части массы атома углерода 12:

$$Ar(\text{H}) = m_a(\text{H}) / 1/12 m_a(\text{C}_{12}) = 1,67 \cdot 10^{-27} / 1,66 \cdot 10^{-27} = 1$$

$$Ar(\text{O}) = 15,99.$$

Вывод:

Обозначается Ar

Относительная атомная масса - это отношение массы атома элемента к атомной единице массы.

Показывает во сколько раз масса данного элемента больше 1/12 части

массы атома углерода 12.
Единицы измерения – а.е.м.

Относительная атомная масса – одна из основных характеристик химического элемента. Значения A_r приведены в периодической системе под элементами.

Относительная молекулярная масса M_r численно равна сумме A_r всех атомов входящих в состав молекулы вещества, и легко подсчитывается по формуле вещества:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 18 \text{ а.е.м.}$$

Вывод:

Обозначается M_r

Относительная молекулярная масса это отношение абсолютной массы одной молекулы вещества к атомной единице массы.

Показывает во сколько раз масса молекулы вещества больше $1/12$ части массы атома углерода.

Единицы измерения – а.е.м.

Одной из важнейших характеристик вещества является количество вещества – моль. Моль – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (атомов, электронов, молекул или др.), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода 12.

Число частиц в 1 моль любого вещества одно и то же, оно равно $6,02 \cdot 10^{23}$ и называется постоянной Авогадро.

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Пример: Дано $18,06 \cdot 10^{24}$ молекул N_2 . Определить количество вещества N_2 .

$$\nu = \frac{N}{N_A} = \frac{18,06 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 30 \text{ моль.}$$

Обозначается M .

Молярная масса вещества.

Показывает массу 1 моля

Единицы измерения г/моль, кг/моль.

Масса 1 моль вещества называется молярной массой.

$$M = m / \nu, m = M \nu, \nu = m / M$$

Молярная масса вещества M в г/моль численно равна относительной молекулярной массе данного вещества: $M = M_r$.

Пример: При взаимодействии перманганата калия с соляной кислотой было получено $6,02 \cdot 10^{25}$ молекул хлора. Определить количество и массу полученного вещества.

$$N \quad 6,02 \cdot 10^{25}$$

$$N = \frac{\nu \cdot N_A}{M} = \frac{2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}}{35,5} = 100 \text{ моль},$$

$$n = M \cdot \nu = 35,5 \cdot 2 \cdot \frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}} = 7100 \text{ г} = 7,1 \text{ кг}.$$

Валентность – это способность атомов элементов образовывать определенное число химических связей.

Элементы с постоянной валентностью:

1 вал.: элементы 1 группы главной подгруппы: Na, K, Li, Rb, Cs, H, Ag, F.

2 вал.: элементы 11 группы главной подгруппы: Ca, Mg, Ba, Sr, O, Zn.

3 вал.: Al.

Все остальные элементы имеют переменную валентность.

Основные законы химии

1. Закон сохранения массы вещества.

Этот закон был сформулирован М.В. Ломоносовым и в современной трактовке звучит так:

Масса и энергия веществ, вступивших в реакцию, равна массе и энергии веществ, образующихся в результате реакции.

Пример: Какое количество и какую массу кислорода можно получить при прокаливании 80 г перманганата калия?



Ответ: 0,253 моль или 8,096 г кислорода.

2. Закон Авогадро.

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро:

1) Один моль любого газа при нормальных условиях ($T = 273 \text{ К}$ и $P = 101325 \text{ Па}$) занимает один и тот же объем равный 22,4 л.

$$V_m = 22,4 \text{ л} - \text{молярный объем}, V_m = V / \nu.$$

2) Относительная плотность одного газа по другому равна отношению их молярных масс: $D = M_1 / M_2$, по водороду $M_1 = M_2$ $D(\text{H}_2) = 2 D(\text{H}_2)$; по воздуху $M_1 = M_2$ $D(\text{возд.}) = 29 D(\text{возд.})$.

Пример: Вычислить молярную массу газа X, если его относительная плотность по воздуху равна 1,517.

$$M(X) = 29D_{\text{возд.}}; M(X) = 29 \text{ г/моль} \cdot 1,517 = 44 \text{ г/моль}.$$

Молярную массу газа можно найти также по уравнению Менделеева-Клапейрона:

$$PV = \nu RT$$

$$\nu = m / M, PV = mRT / M \Rightarrow M = mRT / PV.$$

3. Эквивалент. Закон эквивалентов.

Эквивалент – это реальная или условная частица, которая в кислотно-основных реакциях присоединяет (или отдает) один ион H^+ или OH^- , в окислительно-восстановительных реакциях принимает (или отдает) один электрон, реагирует с одним атомом водорода или с одним эквивалентом

другого вещества.

Например, рассмотрим следующую реакцию: $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

В ходе этой реакции только два атома водорода замещаются на атомы калия, иначе, в реакцию вступают два иона H^+ (кислота проявляет основность 2). Тогда по определению эквивалентом H_3PO_4 будет являться условная частица $1/2\text{H}_3\text{PO}_4$, т.к. если одна молекула H_3PO_4 предоставляет два иона H^+ , то один ион H^+ дает половина молекулы H_3PO_4 .

С другой стороны, на реакцию с одной молекулой ортофосфорной кислотой щелочь отдает два иона OH^- , следовательно, один ион OH^- потребуется на взаимодействие с $1/2$ молекулы кислоты. Эквивалентом кислоты является условная частица $1/2\text{H}_3\text{PO}_4$, а эквивалентом щелочи частица KOH .

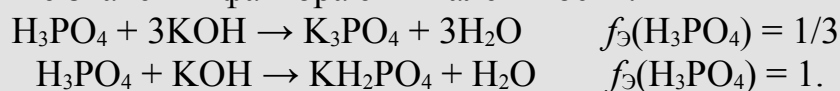
Число, показывающее, какая часть молекулы или другой частицы вещества соответствует эквиваленту, называется фактором эквивалентности (f_3). Фактор эквивалентности – это безразмерная величина, которая меньше, либо равна 1. Формулы расчета фактора эквивалентности приведены в *таблице 1.1*.

Таким образом, сочетая фактор эквивалентности и формульную единицу вещества, можно составить формулу эквивалента какой-либо частицы, где фактор эквивалентности записывается как химический коэффициент перед формулой частицы:

$$f_3 \text{ (формульная единица вещества)} \equiv \text{эквивалент}$$

В примере, рассмотренном выше, фактор эквивалентности для кислоты, соответственно, равен $1/2$, а для щелочи KOH равен 1.

Между H_3PO_4 и KOH также могут происходить и другие реакции. При этом кислота будет иметь разные значения фактора эквивалентности:



Следует учитывать, что эквивалент одного и того же вещества может меняться в зависимости от того, в какую реакцию оно вступает. Эквивалент элемента также может быть различным в зависимости от вида соединения, в состав которого он входит. Эквивалентом может являться как сама молекула или какая-либо другая формульная единица вещества, так и ее часть.

Таблица 1.1 – Расчет фактора эквивалентности

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Элемент	$f_3 = \frac{1}{B(\text{Э})}$, где $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_3(\text{Cr})_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 1/3$, $f_3(\text{Cr})_{\text{H}_2\text{CrO}_4} = 1/6$
Простое вещество	$f_3 = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})}$,	$f_3(\text{H}_2) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2$; $f_3(\text{O}_2) = 1/(2 \cdot 2) = 1/4$;

	где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле), $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{Cl}_2) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2$; $f_{\text{Э}}(\text{O}_3) = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$
Оксид	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})}$ где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле оксида), $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$; $f_{\text{Э}}(\text{CrO}) = 1/(1 \cdot 2) = 1/2$; $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2$; $f_{\text{Э}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 1/(2 \cdot 5) = 1/10$
Кислота	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)}$ где $n(\text{H}^+)$ – число отданных в ходе реакции ионов водорода (основность кислоты)	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/1 = 1$ (основность равна 1) или $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ (основность равна 2)
Основание	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$ где $n(\text{OH}^-)$ – число отданных в ходе реакции гидроксид-ионов (кислотность основания)	$f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/1 = 1$ (кислотность равна 1) или $f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$ (кислотность равна 2)
Соль	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})} = \frac{1}{n(\text{A}) \cdot B(\text{A})}$ где $n(\text{Me})$ – число атомов металла (индекс в химической формуле соли), $B(\text{Me})$ – валентность металла; $n(\text{A})$ – число кислотных остатков, $B(\text{A})$ – валентность кислотного остатка	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$ (расчет по металлу) или $f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$ (расчет по кислотному остатку)
Частица в окислительно-восстановительных реакциях	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n_{\text{э}}}$ где $n_{\text{э}}$ – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления	$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$ $f_{\text{Э}}(\text{Fe}^{2+}) = 1/2$; $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{Э}}(\text{MnO}_4^-) = 1/5$
Ион	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{ z }$ где z – заряд иона	$f_{\text{Э}}(\text{SO}_4^{2-}) = 1/2$

Пример. Определите фактор эквивалентности и эквивалент у солей: а) ZnCl_2 , б) KHCO_3 , в) $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$.

Решение: Для расчетов воспользуемся формулами, приведенными в таблице 1.1.

а) ZnCl_2 (средняя соль):

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Zn}) \cdot B(\text{Zn})} = \frac{1}{n(\text{Cl}) \cdot B(\text{Cl})} = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2-1} = \frac{1}{2}$$

$f_{\text{Э}}(\text{ZnCl}_2) = 1/2$, поэтому эквивалентом ZnCl_2 является частица $1/2\text{ZnCl}_2$.

б) KHCO_3 (кислая соль):

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{K}) \cdot B(\text{K})} = \frac{1}{n(\text{HCO}_3) \cdot B(\text{HCO}_3)} = \frac{1}{1 \cdot 1} = \frac{1}{1-1} = 1$$

$f_{\text{Э}}(\text{KHCO}_3) = 1$, поэтому эквивалентом KHCO_3 является частица KHCO_3 .

в) $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ (основная соль):

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{MgOH}) \cdot B(\text{MgOH})} = \frac{1}{n(\text{SO}_4) \cdot B(\text{SO}_4)} = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{1-2} = \frac{1}{2}$$

$f_{\text{Э}}((\text{MgOH})_2\text{SO}_4) = 1/2$, поэтому эквивалентом $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ является частица $1/2(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$.

Эквивалент, как частица, может быть охарактеризован молярной массой (молярным объемом) и определенным количеством вещества $\nu_{\text{Э}}$. *Молярная масса эквивалента* ($M_{\text{Э}}$) – это масса одного моль эквивалента. Она равна произведению молярной массы вещества на фактор эквивалентности:

$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{Э}}$$

Молярная масса эквивалента имеет размерность «г/моль».

Молярная масса эквивалента сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов образующих его составных частей, например:

$$\begin{aligned} M_{\text{Э}}(\text{оксида}) &= M_{\text{Э}}(\text{элемента}) + M_{\text{Э}}(\text{O}) = M_{\text{Э}}(\text{элемента}) + 8 \\ M_{\text{Э}}(\text{кислоты}) &= M_{\text{Э}}(\text{H}) + M_{\text{Э}}(\text{кислотного остатка}) = 1 + M_{\text{Э}}(\text{кислотного остатка}) \\ M_{\text{Э}}(\text{основания}) &= M_{\text{Э}}(\text{Me}) + M_{\text{Э}}(\text{OH}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 17 \\ M_{\text{Э}}(\text{соли}) &= M_{\text{Э}}(\text{Me}) + M_{\text{Э}}(\text{кислотного остатка}). \end{aligned}$$

Газообразные вещества помимо молярной массы эквивалента имеют *молярный объем эквивалента* ($V_{m_{\text{Э}}}$ или $V_{\text{Э}}$) – объем, занимаемый молярной массой эквивалента или объем одного моль эквивалента. Размерность «л/моль». При н.у. получаем:

$$V_{m_{\text{Э}}} = f_{\text{Э}} \cdot V_m = f_{\text{Э}} \cdot 22,4$$

Закон эквивалентов был открыт в 1792 г. И. Рихтером. Современная формулировка закона: *вещества реагируют и образуются согласно их эквивалентам.*

Из закона эквивалентов следует, что *массы (или объемы) реагирующих и образующихся веществ пропорциональны молярным массам (молярным объемам) их эквивалентов.* Для любых двух веществ, связанных законом эквивалентов, можно записать:

$$\frac{m_1}{M_{\text{Э}1}} = \frac{m_2}{M_{\text{Э}2}} \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_{m_{\text{Э}1}}} = \frac{V_2}{V_{m_{\text{Э}2}}} \quad \text{или}$$

$$\frac{m_1}{M_{\text{Э}1}} = \frac{V_2}{V_{\text{Э}2}}$$

где m_1 и m_2 – массы реагентов и (или) продуктов реакции, г;
 $M_{\text{Э}1}$, $M_{\text{Э}2}$ – молярные массы эквивалентов реагентов и (или) продуктов реакции, г/моль;
 V_1 , V_2 – объемы реагентов и (или) продуктов реакции, л;
 $V_{\text{Э}1}$, $V_{\text{Э}2}$ – молярные объемы эквивалентов реагентов и (или) продуктов реакции, л/моль.

4. Закон кратных отношений.

Если два элемента образуют между собой несколько различных соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходится такие массы другого, которые относятся между собой как простые целые числа.

Например, массовые соотношения С:О в оксидах CO_2 и CO равны 12:32 и 12:16. Следовательно, массовое отношение углерода, связанное с постоянной массой кислорода в CO_2 и CO , равна 2:1.

5. Периодический закон Д. И. Менделеева.

Свойства элементов, а так же форма и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величин атомных масс элементов.

6. Закон Бойля-Мариотта.

При постоянной температуре для данной массы газа произведение давления газа на его объем есть величина постоянная.

$$PV = \text{const.}$$

7. Закон Гей-Люссака.

При постоянном давлении объем данной массы газа прямо пропорционален его абсолютной температуре.

$$V_1 / V_2 = T_1 / T_2 \quad (P - \text{const}).$$

При постоянном объеме давление данной массы газа прямо пропорционально его абсолютной температуре.

$$P_1 / P_2 = T_1 / T_2 \quad (V - \text{const}).$$

Сочетание обоих законов находит свое выражение в уравнении Клапейрона:

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2 = \text{const.}$$

Пример: Объем газа при 23°C и давлении 775 мм рт. ст. равен 250 л. Найти объем газа при 0°C и давлении 760 мм рт. ст.

Переведем температуры в абсолютные $T_1 = 0 + 273 = 273 \text{ K}$, $T_2 = 23 + 273 = 396 \text{ K}$.

$$775 \cdot 250 / 396 = 760 \cdot V_1 / 273 \Rightarrow V_1 = 235 \text{ л.}$$

Лекция №3

Тема. Квантово-механическая теория строения атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева (2 часа).

Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Уравнение Луи Де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Реакционная способность веществ.

Первые модели строения атома.

В 1897 г. Дж.Томсон (Англия)открыл электрон, а в 1909 г. Р. Малликен определил его заряд, который равен $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл. Масса электрона составляет $9,11 \cdot 10^{-28}$ г. В 1904 г. Томсон предложил модель строения атома, согласно которой атом можно представить в виде положительно заряженной сферы с вкрапленными электронами.

В 1910 г. Резерфорд на основании проведенных опытов, заключил, что в центре атома существует положительно заряженное ядро малого размера, окруженное электронами. Наличие положительного ядра в атоме получило подтверждение в дальнейших экспериментах. Радиусы ядер лежат в пределах $10^{-14} - 10^{-15}$ м, т. е. в $10^4 - 10^5$ раз меньше размера атома. Резерфорд предсказал существование протона и его массу, которая в 1800 раз превышает массу электрона. В 1910 г. Резерфорд предложил ядерную планетарную модель атома, состоящего из тяжелого ядра, вокруг которого двигаются по орбитам электроны, подобно планетам солнечной системы. Однако, как показывает теория электромагнитного поля, электроны в этом случае должны двигаться по спирали, непрерывно излучая энергию, и падать на ядро.

В 1900 г. М. Планк (Германия) высказал предположение, что вещества поглощают и испускают энергию дискретными порциями, названными им квантами. Энергия кванта E пропорциональна частоте излучения ν :

$$E = h \cdot \nu,$$

Где h – постоянная Планка ($6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж · с); $\nu = c / \lambda$, c – скорость света; λ – длина волны.

В 1910 г. датский ученый Н. Бор, используя модель Резерфорда и теорию Планка, предложил модель строения атома водорода, согласно которой электроны двигаются вокруг ядра не по любым, а лишь по разрешенным орбитам, на которых электрон обладает определенными энергиями. При переходе электрона с одной орбиты на другую атом поглощает или испускает энергию в виде квантов. Каждая орбиталь имеет номер n (1,2,3,...), который назвали главным квантовым числом. Бор вычислил радиусы орбит. Радиус первой орбиты был $5,29 \cdot 10^{-13}$ м, радиус других орбит был равен:

$$r_n = n^2 (5,29 \cdot 10^{-13}).$$

Энергия электрона зависела от значения главного квантового числа n :

$$E_n = -13,6 (1 / n^2).$$

Отрицательный знак энергии означает устойчивость системы, которая тем более устойчива, чем ниже (чем более отрицательна) её энергия. Атом водорода обладает минимальной энергией, когда электрон находится на первой орбите ($n = 1$). Такое состояние называется основным. При переходе электрона более высокие орбиты атом становится возбужденным. Такое состояние атома неустойчиво. При переходе с верхней орбиты на нижнюю атом излучает квант света, а с нижней на верхнюю – поглощает квант света.

Теория Бора позволила рассчитать энергию электронов, значения квантов энергии, испускаемых при переходе электрона с одного уровня на другой. Теория Бора получила экспериментальное подтверждение.

Однако, теория Бора оказалась непригодной для многоэлектронных атомов. Возникла необходимость в новой модели атома, основанной на открытиях в микромире.

Квантово-механическая модель атома.

В 1905 г. А. Эйнштейн предсказал, что любое излучение представляет собой поток квантов энергии, называемых фотонами. Из теории Эйнштейна следует, что свет имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу.

В 1924 г. Луи де Бройль (Франция) выдвинул предположение, что электрон также характеризуется корпускулярно-волновыми свойствами. Де Бройль предложил уравнение, связывающее длину волны λ электрона или любой другой частицы с массой m и скоростью v ,

$$\lambda = h / (mv).$$

В 1927 г. В. Гейзенберг (Германия) постулировал принцип неопределенности, согласно которому положение и импульс движения микрочастицы принципиально невозможно определить в любой момент времени с абсолютной точностью. В каждый момент времени можно определить лишь одно из этих свойств.

Э. Шредингер (Австрия) в 1926 г. вывел математическое описание поведения электрона в атоме.

Работы Планка, Эйнштейна, Бора, де Бройля, Гейзенберга, а также Шредингера, предложившего волновое уравнение, заложили основу квантовой механики, изучающей движение и взаимодействие микрочастиц.

Атом – электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, вращающихся вокруг ядра.

Ядро состоит из протонов и нейтронов. Сумма протонов и нейтронов составляет массовое число. Массовое число равно относительной атомной массе.

Порядковый номер элемента = Заряд ядра атома = Число протонов в ядре = Число электронов в атоме.

Атомы одного элемента, которые имеют разные массовые числа, называются изотопами. ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$ – отличаются числом нейтронов в ядре.

В соответствии с квантово-механическими представлениями невозможно точно определить энергию и положение электрона, поэтому в квантово-

механической модели атома используют вероятностный подход для характеристики положения электрона. Согласно этой теории электрон не имеет определенной траектории движения. Можно говорить только о вероятности нахождения электрона в разных частях атомного пространства. Часть атомного пространства, в которой вероятность нахождения электрона наибольшая (=90%), называется атомной орбиталью. Необходимо заметить, что понятие орбиталь существенно отличается от понятия орбита, которая в теории Бора означала путь электрона вокруг ядра. Орбиталь характеризует вероятность нахождения электрона в определенном пространстве вокруг ядра атома.

Так как электрон несет отрицательный заряд, то его орбиталь представляет собой определенное распределение заряда, которое получило название электронного облака.

Для характеристики поведения электрона в атоме введены квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное и спиновое.

n – главное квантовое число – определяет энергию электрона, расположенного на определенном уровне. $n = 1, 2, 3 \dots$ значение равно номеру периода.

L – орбитальное квантовое число – определяет форму электронного облака, определяет энергию внутри данного энергетического уровня, т. е. его подуровня. Подуровень обозначается буквами:

$L = 0 \Rightarrow s$ – подуровень; $l = 1 \Rightarrow p$ – подуровень; $l = 2 \Rightarrow d$ – подуровень и т. д.

$L =$ от 0 до $(n-1)$.

m_l – магнитное квантовое число – определяет ориентацию облака в пространстве и число орбиталей на подуровне.

$m_l = -1 \dots 0 \dots +1$, например:

$l = 0, m_l = 0$ – одна орбиталь s ;

$l = 1, m_l = -1, 0, 1$ – три орбитали p ;

$l = 2, m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ – пять орбиталей d и т. д.

S – спиновое квантовое число – определяет направление вращения электрона вокруг своей оси.

$S = +1/2$ и $-1/2$.

Например: $n = 1, l = 0, m_l = 0, s = -1/2$.

Строение многоэлектронных атомов.

Запись распределения электронов в атоме по оболочкам, подоболочкам и орбитальям получила название электронной конфигурации элемента. При записи электронной конфигурации указывают цифрами главное квантовое число, буквами – подоболочки (s, p, d или f), а степень буквенных обозначений подоболочек обозначает число электронов в данной подоболочке. Например, электронная конфигурация водорода – $1s^1$, лития - ..., бора - ..., магния - ..., титана - ...

При составлении электронных конфигураций многоэлектронных атомов учитывают: принцип минимальной энергии, принцип Паули, правила Гунда и Клечковского.

Принцип Паули: В атоме не может быть двух электронов имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел, поэтому на одной орбитали не может быть больше двух электронов, причем они должны иметь противоположные (антипараллельные) спины, т. е. допускается заполнение $\uparrow\downarrow$ и не допускается заполнение $\uparrow\uparrow$ и $\downarrow\downarrow$.

Правило Гунда: На одном подуровне электроны располагаются так, чтобы абсолютное значение суммарных спиновых квантовых чисел было максимальным.

В соответствии с этим правилом заполнение орбиталей одной подоболочки в основном состоянии атома начинается одиночными электронами с одинаковыми спинами. После того как одиночные электроны займут все орбитали в данной подоболочке, заполняются орбитали вторыми электронами с противоположными спинами. Это соответствует устойчивому состоянию атома. Н-р: $\uparrow\uparrow\uparrow p^3$.

Правило Клечковского: Увеличение энергии и соответственно заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $n+l$, а при равной этой сумме – в порядке возрастания числа n .

Порядок заполнения электронами атомных орбиталей определяется принципом наименьшей энергии:

Основное (устойчивое) состояние атома – это такое состояние, которое характеризуется минимальной энергией. Поэтому электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии:

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d \dots$

Энергия подуровня определяется суммой $(n + l)$: $4s = 4 + 0 = 4$, $3d = n + l = 3 + 2 = 5 \Rightarrow E_{4s} < E_{3d}$.

Задачи: Укажите какие АО в многоэлектронном атоме будут заполняться в первую очередь: $5s$ или $4d$? Какое правило вы использовали для ответа на этот вопрос?

Укажите, в каком случае АО заполнены правильно, а в каком – нет?

а) $[\uparrow][\uparrow][\uparrow][\uparrow][\uparrow]$ б) $[\uparrow\downarrow][\uparrow\downarrow][\uparrow][]$ в) $[\uparrow\downarrow][\uparrow][\uparrow][\uparrow][]$

Какое правило вы использовали для ответа на этот вопрос?

Периодическая система химических элементов

Д.И. Менделеева.

В 1869 г. Д.И. Менделеев сообщил об открытии периодического закона, современная формулировка которого следующая:

Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.

Наглядным выражением закона служит периодическая система Д.И. Менделеева. Рассмотрим связь между положением элемента в периодической системе и электронным строением его атомов.

У каждого последующего элемента периодической системы на один электрон больше, чем у предыдущего.

Первый период состоит из двух элементов: водорода и гелия.

H +1) $1s^1 \uparrow$ He +2) $1s^2 \uparrow\downarrow$

Во втором периоде у лития и бериллия заполняется s-подуровень, поэтому они относятся к s-элементам.

Li +3)) $1s^2 2s^1 \uparrow\downarrow \uparrow$

Остальные шесть элементов периода входят в число p-элементов, т. к. формирование их орбиталей заканчивается p-электроном.

Третий период начинается с натрия: Na +11))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \uparrow$ и заканчивается аргоном.

Хотя в третьем уровне имеется подоболочка 3d, которая остаётся незаполненной, в четвертом периоде начинает формироваться следующая оболочка n=4 и период начинается с s-элемента калия $4s^1$. Это обусловлено тем, что энергия подуровня 4s несколько ниже, чем энергия подуровня 3d по правилу Клечковского. После заполнения 4s-подуровня заполняется 3d-подуровень. Элементы, начиная со скандия $3d^1 4s^2$ до цинка $3d^{10} 4s^2$, относятся к d-элементам. Четвертый период завершается формированием подуровня 4p у криптона $3d^{10} 4s^2 4p^6$. Всего в четвертом периоде 18 элементов.

Пятый период аналогичен четвертому периоду. Он начинается с s-элемента рубидия $5s^1$ и заканчивается p-элементом ксеноном $4d^{10} 5s^2 5p^6$ и включает в себя десять 4d-элементов от иттрия до кадмия. Всего в пятом периоде 18 элементов.

В шестом периоде, как и в пятом, после заполнения s-подуровня начинается формирование d-подуровня предвнешнего уровня у лантана. Однако, у следующего элемента энергетически выгоднее формирование 4f-подуровня по сравнению с 5d-подуровнем. Поэтому после лантана следует 14 лантаноидов, т. е. f-элементов от церия $4f^2 5d^0 6s^2$ до лутеция $4f^{14} 5d^1 6s^2$. Затем продолжается заполнение оставшихся орбиталей в 5d-подуровне и 6p-подуровне. Период завершает радон $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$. Таким образом, период имеет 32 элемента: два s-элемента, шесть p-элементов, десять d-элементов и четырнадцать f-элементов.

Седьмой период начинается и продолжается аналогично шестому периоду, однако формирование его не завершено. Он также имеет вставную декаду из d-элементов и 14 5f-элементов (актиноидов).

Теория строения атома показала, что периодическая система Д. И. Менделеева является классификацией химических элементов по электронным структурам их атомов. Современная периодическая система элементов содержит 110 элементов. Каждый элемент занимает определенное место в системе и имеет свой порядковый номер. ПСЭ состоит из 7 периодов и 8 групп.

Вы видите, что число заполняемых энергетических уровней в атомах всех элементов данного периода равно номеру периода, поэтому:

Период – это последовательность элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронных слоев. Это число равно номеру периода.

Каждый период начинается щелочным металлом (кроме первого периода), в атомах которого на внешнем электронном слое имеется один s-электрон; электронное строение внешнего слоя ns^1 .

Каждый период заканчивается инертным элементом. В атомах всех инертных элементов (кроме He) на внешнем электронном слое имеются два s- и шесть p- электронов; электронное строение внешнего слоя ns^2np^6 .

Внешний электронный слой, который содержит 8 электронов, называется завершенным. Атомы инертных элементов имеют завершенный внешний электронный слой, который является очень устойчивым. Атомы всех других элементов имеют незавершенные внешние электронные слои.

Число электронов на внешнем слое атомов элементов главных подгрупп (кроме H и He) равно номеру группы, в которой находятся элементы, поэтому:

Главная подгруппа – это вертикальный ряд элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронов на внешнем электронном слое. Это число равно номеру группы.

Элементы, которые находятся в одной подгруппе, имеют некоторые общие свойства (одинаковую высшую валентность, одинаковые формы оксидов и гидроксидов и др.), эти общие свойства объясняются одинаковым строением внешнего электронного слоя.

Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений при увеличении порядкового номера объясняется тем, что периодически повторяется строение внешнего электронного слоя в атомах элементов.

Все элементы разделяются на 4 электронных семейства:

S-элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется s-подуровень внешнего электронного слоя. Это элементы главных подгрупп I и II групп.

p-элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется p-подуровень внешнего электронного слоя. Это элементы главных подгрупп III – VIII групп.

d-элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется d-подуровень предвнешнего электронного слоя.

Побочная подгруппа – это вертикальный ряд d-элементов, которые имеют одинаковое суммарное число электронов на d-подуровне предвнешнего слоя и s-подуровня внешнего слоя. Это число обычно равно номеру группы.

f-элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется f-подуровень третьего снаружи электронного слоя. Эти элементы находятся в VI и VII периодах (лантаноиды и актиноиды).

Зависимость свойств элементов от строения их атомов.

Теория строения атомов объясняет периодическое изменение свойств элементов при увеличении порядкового номера.

Важнейшими свойствами элементов являются металличность и неметалличность.

Металличность – это способность атомов элемента отдавать электроны. Количественной характеристикой металличности элемента является энергия ионизации.

Энергия ионизации атома – это количество энергии, которое необходимо для отрыва электрона от атома элемента, т. е. для превращения атома в положительно заряженный ион: $\text{Э}^0 + I = \text{Э}^+ + e^-$ Чем меньше энергия ионизации, тем легче атом отдает электрон, тем сильнее металлические свойства элемента.

Неметалличность – это способность атомов элемента присоединять электроны. Количественной характеристикой неметалличности элемента является сродство к электрону.

Энергия сродства к электрону – это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому, т. е. при превращении атома в отрицательно заряженный ион: $\text{Э}^0 + e^- = \text{Э}^- + E_{\text{ср}}$.

Чем меньше энергия сродства к электрону, тем легче атом присоединяет электрон, т. е. тем сильнее неметаллические свойства элемента.

Универсальной характеристикой металличности и неметалличности элементов является электроотрицательность элемента (ЭО).

Электроотрицательность элемента характеризует способность его атомов притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с другими атомами в молекуле.

Чем больше металличность, тем меньше ЭО.

Чем больше неметалличность, тем больше ЭО.

Рассмотрим, как изменяются некоторые характеристики элементов в малых периодах (второй и третий периоды) слева направо:

- Заряд ядер атомов увеличивается.
- Число электронных слоев атомов не изменяется.
- Число электронов на внешнем слое атомов увеличивается от 1 до 8.
- Радиус атомов уменьшается.
- Прочность связи электронов внешнего слоя с ядром увеличивается.
- Энергия ионизации увеличивается.
- Электроотрицательность увеличивается.
- Металличность элементов уменьшается.
- Неметалличность элементов увеличивается.

В больших периодах с увеличением заряда ядер электронное строение атомов изменяется сложнее, чем в малых периодах.

Рассмотрим изменение свойств элементов на примере четвертого периода. Он начинается, как и малые периоды, двумя s-элементами – К и Са, в атомах которых на внешнем слое находится соответственно 1 и 2 электрона. Эти элементы имеют наибольшие радиусы атомов среди всех элементов IV периода, поэтому электроны внешнего слоя слабо связаны с атомами, и эти элементы являются типичными металлами, т. е. имеют самые низкие в IV периоде значения ЭО.

В атомах следующих десяти элементов (от Sc до Zn) происходит заполнение d-подуровня предвнешнего слоя; на внешнем слое число электронов в атомах всех этих элементов равно 2 и 1. Радиусы атомов d-элементов мало различаются между собой. Поэтому d-элементы похожи по своим свойствам – все они являются металлами, ЭО всех d-элементов IV периода изменяется в небольшом интервале от 1,3 до 1,9.

В атомах последних шести элементов IV периода (от Ga до Kr) заполняется p-подуровень внешнего слоя, поэтому количество электронов на внешнем слое увеличивается от 3 до 8. Радиусы атомов этих элементов уменьшаются слева направо. Уменьшение радиуса атомов и увеличение числа электронов на внешнем слое являются причиной уменьшения металличности и увеличения неметалличности элементов слева направо. ЭО этих элементов изменяется от 1,6 у Ga до 2,8 у Br.

Изменение некоторых характеристик элементов в главных подгруппах сверху вниз:

- Число электронных слоев атомов увеличивается.
- Число электронов на внешнем слое атомов одинаково.
- Радиус атомов увеличивается.
- Прочность связи электронов внешнего слоя с ядром уменьшается.
- Энергия ионизации уменьшается.
- ЭО уменьшается.
- Металличность элементов увеличивается.
- Неметалличность элементов уменьшается.

Характеристика элемента по его положению в ПС.

Лекция №4

Тема. Химическая связь (2 часа).

Типы химической связи. Полярная и неполярная связь. Метод валентных связей. Ионная связь. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и сродства к электрону. Донорно-акцепторная связь, механизм ее образования. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь, механизм образования. Понятие о металлической связи.

Следующим шагом в понимании строения вещества служит выявление взаимодействия между атомами, т. е. выяснение такого понятия, как химическая связь. Фундаментальной основой химической связи явилась теория химического строения А.М. Бутлерова (1861 г.), согласно которой свойства соединений зависят от природы и числа составляющих их частиц и химического строения. Эта теория нашла подтверждение не только для органических, но и неорганических веществ, поэтому её следует считать фундаментальной теорией химии.

Большинство веществ состоит из молекул. Молекулы состоят из 1, 3, 4 и большего числа атомов. Атомы в любой молекуле связаны определенными силами, эти силы называются химической связью.

Природа химической связи:

1. Химическая связь имеет электронную природу, т. е. возникает за счет движения заряженных частиц.
2. Движущей силой является стремление взаимодействующих систем (атомов) к минимальной потенциальной энергии.
3. При взаимодействии атомов происходит обмен электронами с образованием общих электронных пар.

Перекрытие электронных облаков будет проходить только в том случае, когда спины электронов антипараллельны. Типы химической связи:

Ковалентная связь.

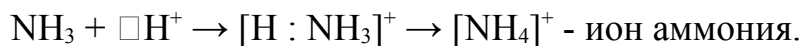
Ковалентная связь – это связь атомов с помощью общих электронных пар.

Ковалентная связь осуществляется посредством образования общей электронной пары, в которую каждый атом дает по 1 электрону.

Механизмы образования ковалентной связи:

1. Обменный: ковалентная связь осуществляется посредством образования общей электронной пары, в которую каждый атом дает по 1 электрону.
Донорно-акцепторный: в образовании ковалентной связи участвует электронная пара одного атома и свободная орбиталь другого атома.

Пример: ..



донор акцептор

Ковалентные связи бывают полярными и неполярными.

Неполярная связь – это ковалентная связь между атомами с одинаковой ЭО; при образовании неполярной связи область перекрытия электронных облаков находится на одинаковом расстоянии от ядер обоих атомов. Например: H_2 , O_2 , Cl_2 и т.д.

Полярная связь – это ковалентная связь между атомами с различной ЭО; при образовании полярной связи область перекрытия электронных облаков смещается в сторону атома с большей ЭО.

Свойства ковалентной связи:

- 1) Насыщаемость связи – это способность образовывать определенное число химических связей (число связей соответствует числу валентных электронов).

Например: $\text{NH}_3 \uparrow \uparrow \uparrow \text{N} + \text{H} \downarrow \text{H} \downarrow \text{H} \downarrow = \text{NH}_3$, а не NH_2 , NH , NH_4 .

- 2) Полярность связи – это способность атомов с большей ЭО оттягивать на себя общую электронную пару. Полярные молекулы являются диполями.

Диполь – это система, в которой имеются центры положительного и отрицательного зарядов, расположенных на определенном расстоянии друг от друга.

3) Направленность связи.

Поскольку электронные облака имеют различную форму, их взаимное перекрывание может осуществляться разными способами. В зависимости от способа перекрывания и симметрии образующегося облака различают δ - и π -связи.

δ -Связи – это ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных облаков находится на линии, соединяющей ядра атомов.

π -Связи - это ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных облаков находится по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов.

Пример: Молекула N_2 .

При перекрывании p_x -орбиталей образуется δ -связь, а при перекрывании p_y - и p_z -орбиталей образуются π -связи. δ -связь прочнее π -связи.

Гибридизация атомных орбиталей и пространственная конфигурация молекул.

Обычно атомы формируют связи за счет электронов разных энергетических состояний. Так у атомов Be ($2s^1 2p^1$), B ($2s^1 2p^2$) и C ($2s^1 2p^3$) в образовании связей одновременно участвуют как s -, так и p -электроны. Несмотря на различие форм исходных электронных облаков, связи, образованные с их участием, оказываются равноценными и расположенными симметрично.

Возникает вопрос, каким образом неравноценные по исходному состоянию электроны образуют равноценные химические связи. Ответ на него дает представление о гибридизации валентных орбиталей.

Согласно этому представлению химические связи формируют электроны не «чистых», а «смешанных» или гибридных орбиталей. Гибридные орбитали образуют атомные орбитали несильно отличающиеся по энергии. Число гибридных орбиталей равно числу атомных орбиталей, участвующих в гибридизации. Гибридные орбитали одинаковы по форме электронного облака и по энергии. По сравнению с АО, они более вытянуты в направлении химической связи, и поэтому обуславливают лучшее перекрывание электронных облаков. Гибридизация АО требует затраты энергии, поэтому если гибридные орбитали не вступили в химическую связь, они сразу стараются превратиться в атомные орбитали. А если гибридные орбитали образуют химическую связь, то она является более прочной, чем связь образованная чистыми АО, т. к. при этом выделяется больше энергии.

Рассмотрим типы гибридизации:

1. sp -гибридизация – в молекуле $BeCl_2$. В результате гибридизации 1 s -орбитали и 1 p -орбитали получается две sp -гибридных орбитали....

Угол равен 180° , формула молекулы – линейная.

2. sp^2 -гибридизация – в молекуле BCl_3 . В результате гибридизации 1 s -орбитали и 2 p -орбиталей получается три гибридных орбитали, расположенные в одной плоскости под углом 120° , форма молекулы – треугольная.....

3. sp^3 -гибридизация – в молекуле CH_4 , CCl_4 . В результате гибридизации 1 s-орбитали и 3 p-орбиталей получается четыре sp^3 -гибридных орбитали, расположенные в одной плоскости под углом 109° , форма молекулы – тетраэдр.

Металлическая связь.

Метал. связь – это взаимодействие, удерживающее атомы металлов в единой решетке. Возникает в металлах за счет свободного движения внешних (валентных) электронов по кристаллической решетке. Она возникает за счет передвижения от одного атома к другому свободных валентных электронов. Таким образом, внутри металла постоянно циркулирует «электронный газ», который прочно связывает между собой все атомы металла.

Свободное перемещение по кристаллической решетке электронов приводит к ряду свойств: ковкости, электропроводности, теплопроводности.

Лекция №5

Тема. Взаимодействия между молекулами. Комплексные соединения (2 часа).

Вандерваальсовы силы. Водородная связь. Комплексные соединения: природа химической связи в комплексных соединениях, структура и свойства комплексных соединений.

Межмолекулярные взаимодействия.

При сближении молекул появляется притяжение, что обуславливает возникновение конденсированного состояния вещества. К основным видам взаимодействия молекул следует отнести вандерваальсовы силы, водородные связи и донорно-акцепторное взаимодействие.

В 1873 г. голландский ученый И. Ван-дер-Ваальс предположил, что существуют силы, обуславливающие притяжение между молекулами. Эти силы позднее получили название вандерваальсовых сил. Они включают в себя три составляющие: диполь-дипольное, индукционное и дисперсионное взаимодействия.

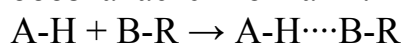
Диполь-дипольное (ориентационное) взаимодействие – осуществляются между полярными молекулами. При сближении полярных молекул они ориентируются таким образом, чтобы положительная сторона одного диполя была ориентирована к отрицательной стороне другого диполя: (+ -) (+ -).

Индукционное взаимодействие – осуществляются между молекулами, поляризованными под действием полярных молекул. Диполи могут воздействовать на неполярные молекулы, превращая их в индуцированные (наведенные) диполи. Между постоянными и наведенными диполями возникает притяжение: (+-) (- +) \rightarrow (- +) (- +). Энергия индукционного взаимодействия значительно меньше энергии диполь-дипольного взаимодействия.

Дисперсионное взаимодействие – осуществляются между молекулами с ковалентными слабо полярными связями. В любой молекуле появляются мгновенные диполи, которые в свою очередь индуцируют мгновенные диполи у соседних молекул. Движение мгновенных диполей становится согласованным, их появление и распад происходит синхронно. В результате взаимодействия мгновенных диполей энергия системы понижается. Для неполярных молекул дисперсионное взаимодействие является единственной составляющей вандерваальсовых сил.

Водородная связь.

Химическая связь, образованная положительно поляризованным водородом молекулы А-Н и электроотрицательным атомом В другой или той же молекулы, называется водородной связью. Если водородная связь образуется между разными молекулами, она наз. межмолекулярной, если связь образуется между двумя группами одной и той же молекулы, то она наз. внутримолекулярной. Водородная связь между молекулами А-Н и В-R обозначается точками:



Водород в данном случае образует две хим. связи, причем они не равноценны.

Атомы А и В могут быть одинаковыми, но могут быть и разными: примеры

Энергия водородной связи возрастает с увеличением ЭО и уменьшением размеров атомов В. Поэтому наиболее прочные водородные связи возникают когда в качестве атомов В выступают F, O или N. Энергия водородной связи имеет промежуточное значение между энергией ковалентной связи и вандерваальсовых сил.

При возникновении водородных связей образуются димеры, тримеры или полимерные структуры, например зигзагообразные структуры $(HF)_n$, кольцевые структуры некоторых органических кислот, например уксусной кислоты.

Соответственно в жидком состоянии молекулы, вступающие в водородные связи, ассоциированы, а в твердом состоянии образуют сложные кристаллические структуры.

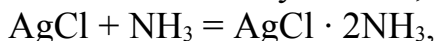
Образование межмолекулярных водородных связей приводит к существенному изменению свойств веществ: повышению вязкости, температур кипения и плавления, теплот плавления и парообразования. Под влиянием водородных связей изменяются химические свойства. Например, HF – слабая кислота, в то время её аналог HCl – сильная кислота.

Так как многие соединения содержат ковалентные полярные связи Н – О и Н – N, то водородные связи очень распространены. Они появляются не только в воде, но и в различных кристаллических веществах, полимерах, белках, живых организмах.

Комплексные соединения

Существует большое количество сложных химических соединений, которые образуются в результате соединения друг с другом нейтральных молекул, способных существовать самостоятельно. *Такие сложные соединения*

получили название комплексных. Например, при добавлении к осадку хлорида серебра AgCl молекул аммиака NH₃ происходит растворение AgCl. Химический анализ показывает, что в образовавшемся новом соединении на одну молекулу AgCl приходится две молекулы NH₃, т.е.



установлено также, что новое соединение – электролит, и в растворе диссоциирует на катион [Ag(NH₃)₂]⁺ и анион Cl⁻. Таким образом, строение нового получившегося соединения, называемого комплексным, такое: [Ag(NH₃)₂]Cl.

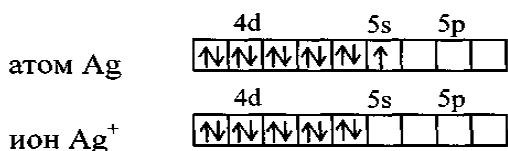
Представление о природе и строении комплексных соединений впервые были высказаны швейцарским химиком А. Вернером в его координационной теории.

Основные положения координационной теории:

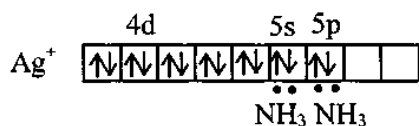
- 1) центральное место в комплексном соединении занимает обычно положительно заряженный ион (чаще всего катион d-элемента). Он называется *комплексообразователем*, либо *центральным ионом*;
- 2) вокруг комплексообразователя расположены (координированы) отрицательно заряженные ионы или нейтральные молекулы, которые называются *лигандами*;
- 3) комплексообразователь и лиганды связаны друг с другом ковалентными связями и образуют *внутреннюю сферу комплексного соединения*;
- 4) ионы, не вошедшие во внутреннюю сферу комплексного соединения, составляют *внешнюю сферу* и связаны с внутренней сферой ионной связью.

При написании формул комплексных соединений внутренняя сфера заключается в квадратные скобки, а ионы внешней сферы записываются за скобками, например, [Ag(NH₃)₂]Cl. В этом соединении Ag⁺ – комплексообразователь, NH₃ – лиганды, Cl⁻ – ион внешней сферы.

Образование ковалентных связей между комплексообразователем и лигандами происходит по донорно-акцепторному механизму. Лигандами могут быть только частицы (молекулы или ионы), которые способны предоставить одну или несколько неподеленных электронных пар для образования связи с центральным ионом, т.е. лиганды – доноры электронов. Комплексообразователь – акцептор. Он предоставляет вакантные орбитали. Например, [Ag(NH₃)₂]Cl: комплексообразователь Ag⁺ имеет электронное строение

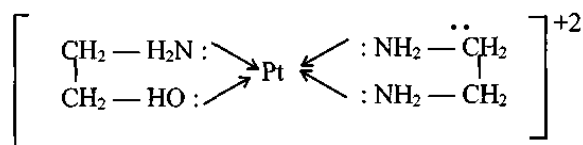


Лиганд NH₃ имеет неподеленную электронную пару атома азота, и образование [Ag(NH₃)₂]⁺ можно представить так:



В комплексных соединениях акцепторами электронов (комплексообразователями) чаще всего выступает катион металла, имеющий вакантные орбитали. Особенно большое количество комплексов образуют переходные металлы (d-элементы). Иногда в качестве акцепторов выступают и неметаллы, например, бор в соединении $\text{H}[\text{BF}_4]$ или кремний в соединении $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$. Донорами электронов могут быть молекулы, имеющие неподеленные электронные пары, например, NH_3 , H_2O , и отрицательно заряженные ионы, например, F^- , Cl^- , I^- , CN^- , SO_3^{2-} , OH^- и т.д. Таким образом, комплексные соединения – это соединения, характеризующиеся наличием ковалентных связей, образующихся по донорно-акцепторному механизму.

Число σ -связей, которое образует центральный ион с лигандами, называется *координационным числом комплексообразователя*. Чаще всего координационные числа бывают, равны 2, 4 и 6. Реже – 8. Часто координационное число комплексообразователя равно его удвоенному заряду. Лиганды в зависимости от количества донорных групп бывают *монодентатные* ($:\text{NH}_3$), *бидентатные* ($:\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$) и т.д. В полидентатных лигандах донорные группы могут быть одинаковы или различны ($:\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$). Пример комплексного соединения с полидентатными лигандами



Если лиганды, входящие в комплексное соединение монодентатные, то их количество равно координационному числу комплексообразователя.

Внутренняя сфера может состоять не только из одинаковых, но и из разнородных лигандов, например: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]^+$.

Комплексные соединения могут быть *катионного* типа $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, в которых комплексным является катион, и *анионного* типа $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$, которых комплексным является анион. Встречаются комплексные соединения нейтральные, в которых внутренняя сфера не имеет заряда $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_2]$. Заряд комплексного иона определяется как алгебраическая сумма зарядов центрального иона и окружающих его лигандов.

В растворах комплексные соединения катионного и анионного типа подвергаются электролитической диссоциации, т.е. ведут себя как электролиты. Диссоциация таких комплексов имеет две стадии. На первой стадии проходит диссоциация молекулы комплексного соединения на ионы

внешней сферы и ион внутренней сферы (первичная диссоциация). Так, комплексное соединения диссоциирует как сильный электролит, поскольку связь между ионами внешней сферы и внутренней сферой ионная. Например:
 $[Ag(NH_3)_2]Cl \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$. $K[Ag(CN)_2] \rightarrow K^+ + [Ag(CN)_2]^-$.

Внутренняя сфера комплекса является очень слабым электролитом, поскольку связи между центральным ионом и лигандом ковалентные. Как любой слабый электролит, внутренняя сфера подвергается диссоциации в небольшой степени (вторичная диссоциация):



Вторичная диссоциация процесс обратимый, устанавливается равновесие, которое характеризуется константой диссоциации. Константа диссоциации внутренней сферы комплексного соединения называется *константой нестойкости*. Для приведенных выше комплексных ионов константа нестойкости будет иметь выражение:

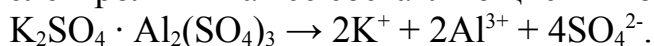
$$K_{н[Ag(NH_3)_2]^+} = \frac{[Ag^+][NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2]^+} = 6,8 \cdot 10^{-8}.$$

$$K_{н[Ag(CN)_2]^-} = \frac{[Ag^+][CN^-]^2}{[Ag(CN)_2]^-} = 1,0 \cdot 10^{-21}.$$

Константа нестойкости комплексного иона характеризует прочность (устойчивость) внутренней сферы комплексного соединения. В приведенных примерах более прочным является ион $[Ag(CN)_2]^-$, так как его константа нестойкости имеет меньшее значение.

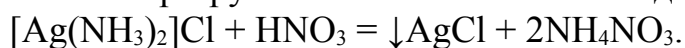
Для комплексных соединений K_n является справочной величиной.

Соединения с малоустойчивой внутренней сферой называют двойными солями. Обозначают их иначе, чем комплексные соединения, например $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3$. В растворе двойные соли диссоциируют сразу как сильные электролиты на все составляющие их ионы:



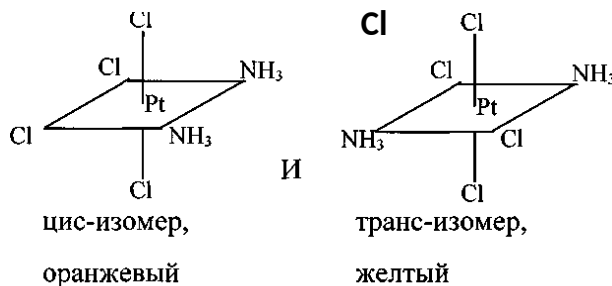
Поскольку диссоциация комплексного иона является процессом обратимым, то, выводя из сферы реакции лиганды или комплексообразователь, можно разрушить комплексный ион. Так, например, комплексное соединение $[Ag(NH_3)_2]Cl$ разрушается при добавлении к нему HNO_3 . При первичной диссоциации $[Ag(NH_3)_2]Cl$ в растворе образует ионы Cl^- и $[Ag(NH_3)_2]^+$. При вторичной диссоциации в незначительной степени в растворе образуются Ag^+ , NH_3 .

При добавлении к раствору этого комплексного соединения HNO_3 ионы H^+ будут связываться с NH_3 в прочный ион NH_4^+ . В результате концентрация NH_3 в растворе уменьшается и равновесие $[Ag(NH_3)_2]^+ \rightleftharpoons Ag^+ + 2NH_3$ сместится вправо, то есть увеличится диссоциация комплексного иона. Все это приводит в итоге к разрушению комплексного соединения.



Для комплексных соединений характерно наличие изомеров, т.е. соединений одинаковых по составу, но имеющих различное строение. Свойства изомеров порой могут очень сильно различаться. Существует несколько видов изомерии комплексных соединений.

Геометрическая (цис-транс) изомерия обусловлена различным положением лигандов относительно друг друга. Например, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$:



Гидратная изомерия обусловлена неодинаковым расположением молекул воды во внутренней и внешней сферах комплексного соединения. Например:



фиолетовый

темно-зеленый

Ионизационная изомерия обусловлена различным распределением лигандов (ионов) между внутренней и внешней сферами. Например:



красно-фиолетовый

красный

Существуют и другие виды изомерии.

Очень много комплексных соединений встречается в природе (например, гемоглобин, хлорофилл) или получено химическим синтезом. Они играют важнейшую роль в жизни человека, животных и растений, широко применяются в промышленности.

Раздел 2. Общие закономерности химических процессов (4 часа).

Лекция №6

Тема. Энергетика химических процессов (2 часа).

Энергетические эффекты химических реакций. Термохимические расчёты. Энтропия и её изменение при химической реакции. Энергия Гиббса и направленность химических реакций.

Энергетические эффекты химических реакций

Внутренняя энергия и энтальпия

Химические реакции обычно сопровождаются выделением или поглощением тепловой энергии, которая называется **тепловым эффектом химической реакции**. Раздел химии, рассматривающий тепловые эффекты химических реакций, называется **термохимией**.

Химические реакции, идущие с поглощением тепловой энергии, называются *эндотермическими*, а с выделением тепловой энергии – *экзотермическими*. Обозначается тепловой эффект реакции Q ; для экзотермической реакции Q – положительна, для эндотермической реакции Q – отрицательна. Запись химической реакции с указанием теплового эффекта называется термохимическим уравнением:



Все тела в природе независимо от их агрегатного состояния обладают определенным запасом энергии. Эта энергия складывается из кинетической энергии молекул, включающей энергию поступательного и вращательного движения, энергии колебательного движения атомов, энергии электронов, внутриядерной энергии, энергии взаимодействия молекул и т.д. Все перечисленные энергии, за исключением кинетической энергии тела и потенциальной энергии положения его в пространстве, составляют внутреннюю энергию.

Тело или группа тел, находящихся во взаимодействии и обособленных от окружающей среды, называется *системой*. Химическую реакцию также можно рассматривать как систему (совокупность реагирующих и получающихся веществ).

Абсолютное значение внутренней энергии системы определить невозможно, можно только измерить изменение внутренней энергии при переходе системы из одного состояния в другое. Изменение внутренней энергии ΔU не зависит от пути перехода, а только от начального и конечного состояний системы, определяемых параметрами состояния (P, V, T).

Если к химической системе подвести какое-то количество теплоты Q (система поглощает тепловую энергию Q , т.е. в системе проходит эндотермическая реакция), то при этом увеличивается внутренняя энергия системы U и совершается работа A .

В соответствии с законом сохранения энергии для любого процесса должно соблюдаться равенство:

$$Q = (U_2 - U_1) + A = \Delta U - A,$$

где Q – теплота; U_1 и U_2 – внутренняя энергия конечных и начальных состояний системы; A – работа.

Для химической реакции при постоянном давлении работа A равна произведению давления P на изменение объема в системе продуктов реакции и исходных веществ: $A = P(V_2 - V_1)$.

В этом случае теплота, подведенная к системе, в изобарном процессе выражается следующим образом:

$$Q_p = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1) = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Если обозначить $U + PV$ через H , то это выражение примет вид:

$$Q_p = H_2 - H_1.$$

Так как P и V – параметры состояния, а U – функция состояния, то и H также является функцией состояния, т.е. ее изменение не зависит от пути перехода, а лишь от начального и конечного состояния системы.

Величина H называется *энтальпией (теплосодержанием)*. Изменение энтальпии продуктов реакции по сравнению с энтальпией исходных веществ в изобарном процессе численно равно подведенному или выделившемуся количеству теплоты. Если $\Delta H < 0$, т.е. теплосодержание системы уменьшается, то реакция будет экзотермической; если $\Delta H > 0$, – эндотермической.

Таким образом, тепловой эффект химической реакции, протекающей при постоянном давлении, должен характеризоваться изменением энтальпии ΔH .

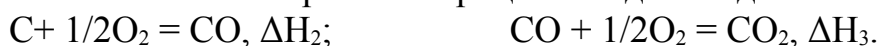
Если же процесс протекает без изменения объема, т.е. $V_2 - V_1 = 0$, то получим $Q_v = U_2 - U_1 = \Delta U$. Разница между величинами ΔU и ΔH достаточно велика для систем, содержащих вещества в газообразном состоянии. Для систем, вещества которых находятся в жидком или кристаллическом состояниях, в обычных условиях различие в величинах ΔU и ΔH можно пренебречь.

Закон Гесса

Основным законом термохимии является закон Гесса (1840 г.), который устанавливает, что *тепловой эффект реакции зависит только от вида и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от промежуточных состояний и путей перехода*. Закон Гесса является совершенно точным только для процессов, протекающих при постоянном объеме (тогда $Q_v = -\Delta U$) или при постоянном давлении (тогда $Q_p = -\Delta H$). В качестве примера рассмотрим реакцию образования диоксида углерода.

Его можно получить, непосредственно сжигая углерод: $C + O_2 = CO_2$, ΔH_1 .

Но можно также провести процессы в две стадии:



Закон Гесса позволяет для данного случая связать тепловые эффекты этих процессов уравнением $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$.

Следствие из закона Гесса

Тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования конечных продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования начальных веществ:

$$\Delta H_{\text{обр}} = \sum_{\text{кон}} \Delta H_{\text{обр}} - \sum_{\text{исх}} \Delta H_{\text{обр}},$$

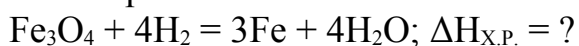
$\Delta H_{\text{обр}}$ – количество теплоты, которое сопровождается образованием 1 моль сложного вещества из простых веществ при стандартных условиях. $\Delta H_{\text{обр}}$ простых веществ принята за нуль (O_2 , H_2 , Cl_2 , Si и др.).

Чтобы сравнить тепловые эффекты различных реакций, необходимо точно указать условия, при которых эти реакции протекают. Физическое состояние каждого компонента реакции должно быть точно задано. Для этого определим стандартное состояние: для любого чистого вещества это – физическое состояние, в котором вещество наиболее устойчиво при давлении

1013 гПа (1 атм) и температуре 298 К. Для твердого тела стандартное состояние является кристаллическим. Для углерода стандартное состояние представлено графитом.

Символ ΔH°_{298} обозначает изменение энтальпии при 298 К; реагенты и продукты реакции находятся в стандартном состоянии при 298 К.

Например, вычислим тепловой эффект химической реакции ($\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$) в стандартных условиях, пользуясь табличными величинами значений энтальпии образования.



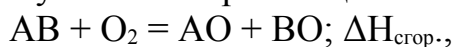
$$\Delta H^\circ_{298} \text{Fe}_3\text{O}_4 = -1110 \text{ кДж/моль}; \Delta H^\circ_{298} \text{H}_2\text{O} = -242 \text{ кДж/моль}.$$

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \Delta H^\circ_{298} \text{H}_2\text{O} \cdot 4 - \Delta H^\circ_{298} \text{Fe}_3\text{O}_4 = -(242) \cdot 4 - (-1110) = -968 + 1110 = 142 \text{ кДж/моль} - \text{эндотермическая реакция}.$$

В некоторых случаях удобнее вычислить тепловой эффект реакции по теплотам (энтальпиям) сгорания веществ.

Теплота сгорания – это тепловой эффект сгорания 1 моль данного вещества до полного окисления всех элементов, из которых состоит это вещество. В частности, при сгорании какого-нибудь органического соединения углерод окисляется до CO_2 , водород – до H_2O и т.д. Теплоты образования указанных оксидов одновременно рассматриваются как теплоты сгорания соответствующих простых веществ (С, H_2 и т.д.).

Пусть некоторое вещество АВ сгорает по уравнению (O_2 – кислород):



$$\Delta H_{\text{обр.}} \quad \Delta H_1 \quad \Delta H_2,$$

где $\Delta H_{\text{сгор.}}$ – теплота сгорания вещества АВ; $\Delta H_{\text{обр.}}$ – теплота его образования из простых веществ А и В; ΔH_1 и ΔH_2 – теплоты сгорания этих простых веществ.

$$\Delta H_{\text{сгор.}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 - \Delta H_{\text{обр.}}$$

$$\Delta H_{\text{обр.}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 - \Delta H_{\text{сгор.}}$$

Отсюда следует:

а) теплота сгорания химического соединения равна разности между суммой теплот сгорания простых веществ, образующих соединение, и теплотой образования этого соединения;

б) теплота образования химического соединения равна разности между суммой теплот сгорания простых веществ, образующих соединение, и теплотой сгорания самого соединения.

Закон Гесса является справедливым не только для чисто химических реакций, но и для сложных биохимических превращений. Так, количество теплоты, получаемой при окислении пищевых продуктов в живом организме, где эти процессы протекают в несколько стадий, и количество тепла, выделяемое при сжигании этих веществ в кислороде, оказались равными (табл. 5).

Таблица 5. Теплота сгорания 1 г пищевых веществ в живом организме и в кислороде, кДж

Вещество	В организме	В кислороде
Углеводы	16,8	16,8
Жиры	38,9	38,9
Белки	16,8	23,9

Расхождение в теплотах сгорания белка объясняется тем, что в организме белок сгорает до продуктов неполного окисления (карбамид), а в кислороде до полного окисления.

Энтропия и энергия Гиббса

Можно предположить, что химические процессы самопроизвольно идут в направлении уменьшения энергии какого-то вида. Этим видом энергии может быть внутренняя энергия системы или равнозначная ей энтальпия.

Действительно, известно большое число реакций, идущих самопроизвольно с выделением тепла, т.е. уменьшением внутренней энергии. Однако объяснить направленность химических процессов только уменьшением внутренней энергии (энтальпии), стремлением ее к какому-то минимуму нельзя. Известно много самопроизвольных химических реакций, которые идут с поглощением тепла, т.е. с увеличением внутренней энергии. Например, растворение в воде хлорида кальция, реакция получения этилена из этилового спирта являются эндотермическими процессами. При высоких температурах протекает довольно много самопроизвольных эндотермических реакций.

Следовательно, определенная направленность химических процессов не может быть объяснима только стремлением системы к уменьшению внутренней энергии (энтальпии), и, вероятно, имеются какие-то дополнительные факторы, также определяющие направление этих процессов.

В любых физических или химических процессах участвует очень большое число частиц: молекул, атомов или ионов. Поэтому можно ввести понятие наиболее вероятного их состояния и доказать, что во многих случаях процесс идет самопроизвольно к достижению этого наиболее вероятного состояния. Математически оказалось более удобным характеризовать вероятность состояния системы не самой вероятностью, а ее логарифмом.

Эта величина была названа энтропией, $S = k \cdot \ln W$, где S – энтропия, кДж/(моль · К); k – постоянная Больцмана; W – вероятность системы. Так как энтропия прямо пропорциональна логарифму вероятности состояния системы, то при переходе от менее вероятного состояния к более вероятному энтропия возрастает.

Энтропия S является количественной мерой беспорядка, зависит от агрегатного состояния, количества частиц и др.

$2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ при высоких t из 2 молекул образуется 3, т.е. в этой системе увеличивается беспорядок, а значит, и повышается энтропия ($\Delta S > 0$). Образование аммиака из водорода и азота $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ происходит с понижением энтропии ($\Delta S < 0$), так как уменьшается беспорядок в системе.

Значения энтропии одного моля каждого вещества при стандартных условиях – справочные величины. При протекании химической реакции

происходит изменение энтропии системы, которое может быть рассчитано так же, как изменение энтальпии:

$$\Delta S = \sum S_{\text{кон.прод}}^0 - \sum S_{\text{исх.вещ.}}^0$$

Таким образом, наряду с уменьшением внутренней энергии ΔH (энтальпии) на направленность любого физического или химического процесса влияет и увеличение энтропии ΔS .

В том случае, когда в системе действует оба фактора, эти факторы определяются суммарным влиянием изменения энтальпии и энтропии, причем если энтальпия уменьшается в результате выделения энергии при агрегации частиц конденсации, кристаллизации и т.п.), то возрастание энтропии связано с противоположными процессами этих частиц (испарением, растворением).

Для самопроизвольно идущих процессов при условии одновременного действия энтропийного (ΔS) и энтальпийного (ΔH) факторов справедливо соотношение

$$(\Delta H - T \cdot \Delta S) < 0 \text{ или } [(H_2 - H_1) - T(S_2 - S_1)] < 0.$$

Функцию $(H-TS)$ называют *изобарно-изотермическим потенциалом* (изобарным потенциалом) и обозначают буквой G (энергия Гиббса).

$$G = H - TS \text{ или } \Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S.$$

Если $\Delta G < 0$, то процесс происходит самопроизвольно при данных условиях и не протекает самопроизвольно при $\Delta G > 0$.

Для веществ и ионов, находящихся в стандартном состоянии, составлены таблицы энергии Гиббса G_{298}^0 .

Для процессов, идущих при постоянном объеме, $\Delta V = 0$

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V.$$

$$\Delta H = \Delta U,$$

тогда $\Delta U - T\Delta S = 0$ (для равновесной системы). Функцию $U - TS$ называют *изохорно-изотермическим потенциалом* (изохорным потенциалом, энергией Гельмгольца) и обозначают буквой F .

$$F = U - TS \text{ или } \Delta F = \Delta U - T\Delta S.$$

Тогда условием принципиальной возможности самопроизвольного протекания физического или химического процесса при постоянном объеме будет неравенство $\Delta F < 0$.

Необходимо подчеркнуть, что отрицательные значения ΔG и ΔF определяют только принципиальную возможность самопроизвольного осуществления физического и химического процессов. Будет ли наблюдаться этот процесс в действительности – утверждать нельзя, так как это зависит от конкретных условий.

Условием принципиальной осуществимости любого химического или физического процесса, т.е. возможности его самопроизвольного протекания без затраты работы, являются неравенства $\Delta G < 0$ при $p = \text{const}$, $T = \text{const}$, $\Delta F < 0$ при $V = \text{const}$, $T = \text{const}$.

В производственных условиях чаще встречаются процессы, идущие при постоянных Р и Т, и поэтому для установления возможности протекания процесса обычно приходится определять АG.

Пример. Вычислить ΔG°_{298} при 298 К и постоянном давлении реакции:
 $\text{CuO} + \text{C} = \text{Cu} + \text{CO}$.

Находим в справочнике

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta G^{\circ}_{298}(\text{CO}) - \Delta G^{\circ}_{298}(\text{CuO}) = -137,1 - (-129,4) = -7,7 \text{ кДж/моль.}$$

Отрицательная величина указывает на возможность протекания реакции в прямом направлении при стандартных условиях, но не дает оснований для выводов о ее направлениях при условиях, отличающихся от стандартных.

Лекция №7.

Тема. Химическая кинетика (2 часа).

Скорость химических реакций. Зависимость скорости процесса от концентрации, температуры, катализатора. Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Раздел химии, изучающий скорости и механизмы протекающих реакций, называется химической кинетикой.

Скорость химической реакции – это изменение количества вещества в единицу времени в единице реакционного пространства.

В зависимости от типа химической реакции (гомогенная или гетерогенная) меняется характер реакционного пространства. Гомогенной реакцией называется реакция, протекающая в однородной среде (в одной фазе). Гетерогенные реакции протекают на границе раздела фаз, например, твердой и жидкой, твердой и газообразной.

Реакционным пространством гомогенных реакций является объем, заполненный реагентами. Так как отношение количества вещества к единице объема называется концентрацией c , то скорость гомогенной реакции равна изменению концентрации исходных веществ или продуктов реакции во времени:

$$V = (C_2 - C_1) / (t_2 - t_1) = - \Delta C / \Delta t,$$

где, C_1 и C_2 – концентрации исходного вещества в момент времени t_2 и t_1 .

Знак минус означает, что концентрация исходного вещества уменьшается.

Скорость реакции в СИ имеет единицу измерения $[\text{моль} \cdot \text{м}^{-3} \cdot \text{с}^{-1}]$.

Скорость химических реакций зависит от:

1. Природы реагирующих веществ;
2. Величины поверхности соприкосновения реагирующих веществ;
3. Концентрации реагирующих веществ;
4. Температуры;

5. Давления (для газов);
6. Присутствия катализатора.

1) Влияние природы реагирующих веществ.

Вещества с ионными и ковалентнополярными связями в водных растворах взаимодействуют с большой скоростью. Вещества с неполярными и малополярными ковалентными связями взаимодействуют с различной скоростью. Это зависит от их химической активности.

Пример: $\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$ – реакция идет быстро со взрывом при комнатной температуре, а $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ – идет медленно даже при нагревании.

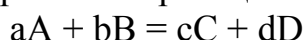
2) Влияние поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

Все реакции делятся на гомогенные и гетерогенные (определения). Чем больше поверхность соприкосновения, тем больше скорость химической реакции. Для увеличения скорости реакции твердые вещества измельчают, жидкие превращают в пар, реакционную смесь перемешивают.

3) Влияние концентрации реагирующих веществ.

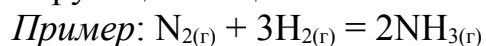
Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается Законом действия масс:

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных коэффициентам перед формулами веществ в уравнении реакции.

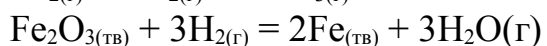


$$V = k [A]^a [B]^b \text{ – кинетическое уравнение реакции.}$$

k – константа скорости реакции, её физический смысл – это скорость химической реакции при $[A] = [B] = 1$ моль/л, k зависит от природы реагирующих веществ, температуры, но не зависит от концентрации реагирующих веществ.



$$V = k [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3$$



$$V = k [\text{H}_2]^3$$

4) Влияние температуры.

Правило Вант-Гоффа:

При повышении температуры на 10°C скорость большинства химических реакций увеличивается в 2 – 4 раза.

$$V_{t_2} = V_{t_1} \gamma^{t_2 - t_1 / 10},$$

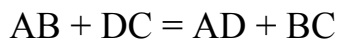
где γ – температурный коэффициент, для большинства хим. реакций равен 2-4.

Это уравнение можно использовать лишь для ориентировочных расчетов, т.к. их точность не высока.

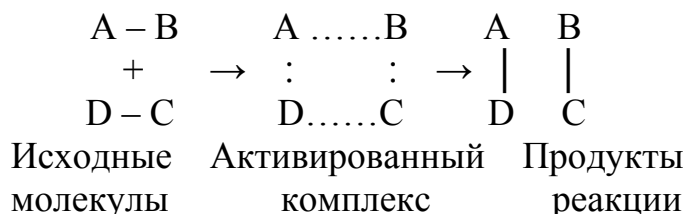
Скорость химической реакции зависит от энергии активации. Что такое энергия активации и почему она влияет на скорость реакции? Для ответа на этот вопрос необходимо хотя бы в общем виде рассмотреть механизм реакции.

В ходе химической реакции разрушаются одни и возникают другие молекулы и соединения, происходит изменение химических связей, т.е. перераспределение электронной плотности.

Как показали исследования, в ходе реакции система проходит через переходное состояние, через образование так называемого активированного комплекса. Например, ход реакции



можно представить схемой:



В активированном комплексе старые связи ещё не разорваны, но уже ослаблены, новые связи наметились, но ещё не образовались. Время существования его невелико (порядка $10^{-14} - 10^{-11}$ с). При распаде комплекса образуются либо продукты реакции, либо исходные вещества. Для образования переходного комплекса необходима энергия. Система в переходном состоянии имеет более высокую энергию, чем в исходном ($H_{нач}$) и конечном ($H_{кон}$) состояниях.

Энергия, необходимая для перехода вещества в состояние активированного комплекса, называется энергией активации.

Возможность образования активированного комплекса, а соответственно и химического взаимодействия, определяется энергией молекул. Молекула, энергия которой достаточна для образования активированного комплекса, называется активной. Доля их в системе зависит от температуры. С увеличением температуры растет доля молекул, энергия которых равна или выше энергии активации E_a , соответственно растет доля молекул, способных к активным столкновениям с образованием активированного комплекса, т.е. происходит ускорение реакции. Чем выше энергия активации, тем меньше доля частиц, способных к активному взаимодействию.

Экзотермические реакции протекают с меньшей энергией активации, чем эндотермические. Высокая энергия активации является причиной того, что многие химические реакции при невысоких температурах не протекают, хотя и принципиально возможны ($\Delta G < 0$). Так, в обычных условиях самопроизвольно не загораются дерево, ткани, бумага и т.д., хотя энергия Гиббса реакций окисления этих веществ ниже нуля ($\Delta G < 0$).

5) Механизмы химических реакций.

Рассмотренные выше зависимости скорости реакций от концентрации реагирующих веществ и температуры позволяют рассчитывать скорости многих практически важных реакций, как протекающих в природных условиях, так и в тех или иных реакторах, аппаратах и устройствах.

Знание кинетических уравнений и его констант очень полезно для понимания механизма химической реакции. Выявление механизма химических реакций является важнейшей фундаментальной задачей химии.

Химические реакции

Простые
(одностадийные)

Сложные
(многостадийные)
последовательные
параллельные
последовательно-параллельные

В каждой стадии реакции может участвовать одна молекула (мономолекулярные реакции), две молекулы (бимолекулярные реакции) и три молекулы (тримолекулярные реакции).

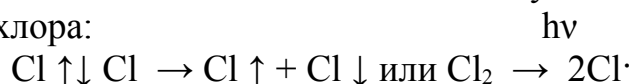
Число молекул реагента, принимающих участие в простейшей стадии, называется молекулярностью реакции.

Некоторые химические реакции протекают необычно. Скорость их зависит от природы и объема сосуда. При определенных условиях реакция ускоряется лавинообразно. Механизм этих реакций стал понятен после разработки теории цепных реакций:

а) первая стадия – стадия инициирования (или зарождение цепи), т.е. образования активных частиц – свободных радикалов.

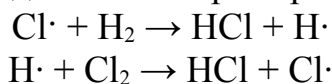
Свободные радикалы представляют собой осколки молекул, имеющие неспаренные электроны. Свободные радикалы принято обозначать точкой: Cl·, O·, OH·. Образование свободных радикалов (инициирование) происходит в результате воздействия на систему светом, излучением высокой частоты, теплом.

Например, цепная реакция взаимодействия хлора и водорода может начинаться в результате воздействия света на молекулы хлора с образованием свободных атомов хлора:



б) вторая стадия – рост цепи.

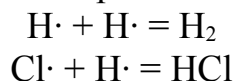
В результате взаимодействия радикалов с молекулами образуются продукты реакции и новые радикалы. Например:



В процессе реакции радикалы воспроизводятся и цепная реакция продолжается, т.е. реакция протекает через цепь последовательных стадий, в которых зарождаются и реагируют свободные радикалы. Свободные радикалы весьма реакционноактивны.

в) третья стадия – обрыв цепи.

В результате взаимодействия радикалов на стенках сосудов или на инертных молекулах образуются нейтральные молекулы. Например:



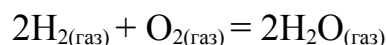
Этим объясняется влияние объема и природы сосуда.

К цепным реакциям относится горение топлива, т.е. реакция с кислородом, протекающая с выделением теплоты и со световым излучением. В двигателях внутреннего сгорания цепной характер реакции может вызывать микровзрывы (детонацию), для их предупреждения в топливо вводят антидетонаторы, на которых происходит обрыв цепей. При определенных условиях горение водорода и других видов топлива также может привести к взрыву.

В последние годы уделяется большое внимание периодическим процессам, характеризующимся колебаниями концентраций некоторых промежуточных соединений и соответственно скоростей превращения (колебательным реакциям). Примером такой реакции может служить открытое Б.П. Белоусовым взаимодействие лимонной кислоты с броматом, ускоряемое ионами церия. Раствор регулярно изменяет окраску от бесцветной (Ce III) к желтой (Ce IV) и обратно.

6) Влияние давления (для газов).

Рассмотрим на примере:



При давлении P_1 : $v_1 = k [\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]$; при давлении $P_2 = 2P_1$: $v_2 = k[2\text{H}_2]^2[2\text{O}_2] = k \cdot 4[\text{H}_2]^2 \cdot 2[\text{O}_2] = 8k [\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]$.

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{8k[\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]}{k[\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]} = 8.$$

При увеличении давления в 2 раза скорость реакции возрастает в 8 раз.

7) Влияние катализатора.

Вещества, которые ускоряют химическую реакцию, но не расходуются в результате реакции, называются катализаторами.

Явление изменения скорости реакции под воздействием катализаторов называется катализом.

Пример: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ – реакция идет медленно,
NO

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ – идет быстро,

т. к. $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, $\text{NO}_2 + \text{SO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$

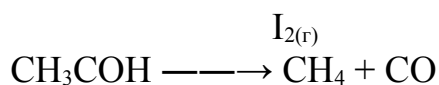
кат-р промежуточное
 соединение

Важная особенность катализаторов: они не влияют на термодинамику реакции, т.е. не изменяют энтальпию и энергию Гиббса реакции. Если энергия Гиббса реакции положительна, то в присутствии катализаторов она не станет самопроизвольной. Катализатор увеличивает константу скорости химической реакции. Ускорение каталитической реакции в основном вызывается уменьшением её энергии активации.

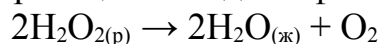
Механизм катализа зависит от типа реакции. Различают гомогенный и гетерогенный катализ.

Гомогенный катализ – реагирующие вещества и катализатор находятся в одном агрегатном состоянии.

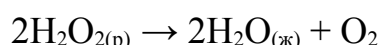
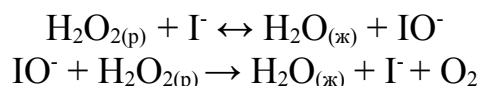
Примеры: газофазная каталитическая гомогенная реакция:



Гомогенная каталитическая реакция в жидкой фазе:



ускоряется иодид-ионами:



Роль катализатора в растворах могут играть растворители, особенно вода, ионы водорода и гидроксид-ионы. Гомогенными также являются многие природные реакции, катализируемые ферментами. Например, в организме человека катализируются ферментами процессы превращения крахмала в глюкозу, расщепление белков и т.д.

Гетерогенный катализ – реагирующие вещества и катализатор находятся в разных агрегатных состояниях.

Гетерогенными обычно являются твердые катализаторы, на поверхности которых реагируют газообразные или жидкие вещества.

Суммарная скорость химического превращения на гетерогенном катализаторе зависит от площади его поверхности, поэтому обычно применяются катализаторы с развитой поверхностью (пористые угли, силикаты).

Уже сейчас катализ используется в решении экологических задач, например, при очистке выбросов автомобилей и сточных вод. В дальнейшем применение катализаторов поможет также в создании экологически чистых малоотходных технологий.

Отрицательные катализаторы называются ингибиторами (например, используются для замедления процессов коррозии).

Необратимыми называются реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных веществ в конечные продукты. $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$.

Обратимыми называются реакции, которые одновременно протекают в прямом и обратном направлениях. $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI} + \text{Q}$.

Обратимые реакции идут не до конца, а до установления химического равновесия.

Состояние обратимой реакции, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется химическим равновесием. Равновесные концентрации – это концентрации реагирующих веществ,

которые остаются постоянными при сохранении постоянных внешних условий.

$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ – в состоянии равновесия ($V_{\text{прям. р-ии}} = V_{\text{обр. р-ии}}$)

$$V_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}} [A]^a [B]^b$$

$$V_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} [C]^c [D]^d$$

$$k_{\text{пр.}} / k_{\text{обр.}} = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b = \text{const} = K_p \text{ – константа равновесия.}$$

Константа равновесия зависит от температуры, но не зависит от концентрации реагирующих веществ. Отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ в момент равновесия является постоянной величиной при данных условиях.

Принцип Ле-Шателье: Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить концентрацию, температуру, давление), то равновесие смещается в сторону той реакции, которая препятствует этому воздействию.

- 1) Равновесие обратимой реакции $A + B = C + D$ смещается вправо при увеличении концентраций веществ А и В и уменьшении концентраций веществ С и D; и смещается влево при уменьшении концентраций веществ А и В и увеличении концентраций веществ С и D.
- 2) При повышении температуры равновесной системы равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, а при уменьшении температуры – в сторону экзотермической реакции.
- 3) При повышении давления равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул (молей) газообразных веществ; при уменьшении давления равновесие смещается в сторону увеличения числа молекул (молей) газообразных веществ.

Принцип Ле Шателье был сформулирован в общей форме в 1885 г. следует иметь в виду, что принцип Ле Шателье применим не только к химическим, но и ко всем физико-химическим равновесиям. В частности, в соответствии с этим принципом при воздействии внешних условий смещается равновесие в таких процессах, как кристаллизация, кипение, растворение и др.

Раздел 3. Химические системы (8 часов).

Лекция №8.

Тема. Растворы. Дисперсные системы (2 часа).

Химические системы. Понятие о дисперсных системах. Электролиты и неэлектролиты. Общие свойства растворов. Количественные способы выражения состава растворов. Законы разбавленных растворов неэлектролитов. Способы выражения концентрации растворов.

Очень многие химические реакции, в т.ч. технически и жизненно важные, протекают в жидких растворах. Растворы – это гомогенные (однородные)

системы переменного состава, которые содержат 2 или более компонентов. Вещество, масса которого преобладает в растворе, считается растворителем, остальные компоненты – растворенным веществом.

Растворы – это переход на следующий уровень иерархии химической организации вещества: от атомов, молекул к смесям веществ.

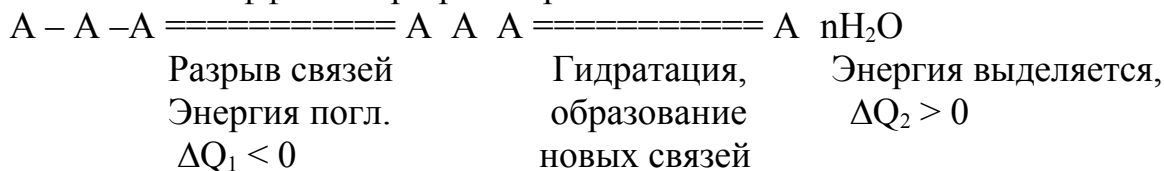
Растворы делятся на: жидкие (соль в воде, йод в спирте), газообразные (воздух 21% кислорода, 78% азота, 1% других газов) и твердые (сплавы металлов).

Процесс растворения:

Сольваты – продукты переменного состава, которые образуются при химическом взаимодействии частиц растворенного вещества с молекулами растворителя.

Кристаллогидраты – кристаллические вещества, содержащие молекулы воды.

Тепловые эффекты при растворении:



Общий тепловой эффект $\Delta Q = \Delta Q_2 - \Delta Q_1$. При растворении тепло может выделяться (например, NaCl, H₂SO₄) или поглощаться (например, KCl, NaNO₃).

Растворимость веществ зависит от природы растворителя, от природы растворенного вещества, температуры, давления (для газов). Растворимость газов при увеличении температуры уменьшается, при увеличении давления – увеличивается. Растворимость многих твердых веществ увеличивается при увеличении температуры.

Насыщенный раствор – это раствор, который содержит максимальное количество растворяемого вещества при данной температуре.

Ненасыщенный раствор, перенасыщенный раствор.

Количественная характеристика растворов.

1. Процентная концентрация по массе выражается процентным содержанием растворенного вещества, отнесенного ко всему раствору.

$$W = \frac{m_{\text{растворенного вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{растворенного вещества}}}{m_{\text{раств. в-ва}} + m_{\text{растворителя}}} \cdot 100\%$$

2. Молярная концентрация – это число молей растворенного вещества.

$$C_M = \frac{n}{V} \cdot 1000 = \frac{m}{V M} \cdot 1000, \text{ где } m - \text{масса } p\text{-ого вещества,} \\
 M - \text{молярная масса } p\text{-ого в-ва,} \\
 V - \text{объем раствора, мл.}$$

1M – одномолярный p-р, 0,1M – децимолярный p-р, 0,5M – полумолярный p-р,

0,01M – сантимольный p-р, 0,001M – миллимольный p-р.

3. Нормальная концентрация – это число грамм-эквивалентов растворенного вещества в 1л раствора.

$$C_N = \frac{m}{V \cdot \Xi} \cdot 1000, \quad C_{N1}V_1 = C_{N2}V_2 \text{ – закон эквивалентов для растворов.}$$

4. Моляльная концентрация – это число молей растворенного вещества в 1000г растворителя.

$$m = \frac{m_1}{m_2 \cdot M} \cdot 1000.$$

5. Молярная доля – это отношение числа молей растворенного вещества к общему числу молей.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}, \text{ где } n_1 \text{ – число молей } p\text{-ого вещества, } n_2 \text{ – число молей растворителя.}$$

Общими являются свойства растворов, которые зависят от концентрации и практически не зависят от природы растворенных веществ. Они также называются коллигативными. Такие свойства могут проявляться в полной мере в идеальных растворах.

Идеальный раствор – это раствор, в котором не происходят химические реакции между компонентами, а силы межмолекулярного взаимодействия между компонентами одинаковы. Соответственно, образование этих растворов на сопровождается тепловым эффектом ($\Delta H = 0$) и каждый компонент ведет себя в растворе независимо от других компонентов.

В природе идеальных растворов не существует, но можно приблизить к ним реальные растворы. Для этого нужно, чтобы концентрация растворенного вещества была минимальной. К идеальным растворам относятся реальные растворы с очень маленькой концентрацией растворенного вещества, причем растворенное вещество относится к неэлектролитам.

К общим свойствам растворов относятся понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором и температуры замерзания, повышение температуры кипения и осмотическое давление.

Фазовые превращения в растворах неэлектролитов могут быть описаны температурами кипения и кристаллизации, значения которых отличаются от соответствующих значений для чистых растворителей и зависят от концентрации растворенных веществ.

Фазовые превращения описываются законами Рауля.

Первый закон Рауля: молекулы нелетучего растворенного компонента раствора препятствуют улетучиванию из раствора молекул растворителя.

Понижение давления насыщенного пара над раствором по сравнению с чистым растворителем прямо пропорционально числу молей растворенного вещества и обратно пропорционально числу молей растворителя:

$$P_0 - P = \Delta P, \quad \Delta P = \frac{n}{n+N} P_0 \quad \text{или} \quad \Delta P = \frac{n}{N} P, \quad \text{где } P_0 - \text{давл. пара над чист.р-ем.}$$

n – число молей раст. вещ-ва.
 N – число молей растворителя.

Второй закон Рауля:

Повышение температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем прямо пропорционально моляльной концентрации раствора.

$$\Delta T_{\text{кип.}} = T - T_0 = K_{\text{кип.}} \cdot m = K_{\text{кип.}} \cdot \frac{m}{M} \cdot 1000 / G$$

где T – температура кипения раствора, T_0 – температура кипения раст-ля, $K_{\text{кип.}}$ – эбулиоскопическая конст-та, m – масса растворенного вещества, M – молекулярная масса растворенного вещества, G – масса растворителя.

Третий закон Рауля:

Понижение температуры затвердевания раствора по сравнению с чистым растворителем прямо пропорционально моляльной концентрации.

$$\Delta T_{\text{крист.}} = T_0 - T = K_{\text{крист.}} \cdot m = K_{\text{крист.}} \cdot \frac{m}{M} \cdot 1000 / G$$

Значения $K_{\text{крист.}}$ и $K_{\text{кип.}}$ – постоянные величины – в таблицах. Законы Рауля можно использовать для определения относительных молекулярных масс веществ.

Осмоз, осмотическое давление и закон Вант-Гоффа.

Самопроизвольный переход растворителя через полупроницаемую мембрану, разделяющую раствор и растворитель или два раствора с различной концентрацией растворенного вещества, называется осмосом.

Осмоз обусловлен диффузией молекул растворителя через полупроницаемую перегородку, которая пропускает только молекулы растворителя. Молекулы растворителя диффундируют из растворителя в раствор или из менее концентрированного раствора в более концентрированный, поэтому концентрированный раствор разбавляется.

Количественно осмос характеризуется осмотическим давлением, равным силе, приходящейся на единицу площади поверхности, и заставляющей молекулы растворителя проникать через полупроницаемую перегородку.

Осмотическое давление – это давление оказываемое на полупроницаемую перегородку, направленное от концентрированного раствора к чистому растворителю. В результате в раствор, помещенный в сосуд с полупроницаемыми стенками, проникает растворитель, разбавляя его и увеличивая при этом его объем.

Вант-Гофф изучал поведение молекул растворенного вещества в разбавленных растворах неэлектролитов. В разбавленных растворах неэлектролитов поведение молекул вещества похоже на поведение молекул газа находящихся в одинаковом объеме. Свойства разбавленных растворов математически описываются также, как и свойства газа.

Закон Вант-Гоффа:

Осмотическое давление равно давлению, которое оказывало бы растворенное вещество, находясь в газообразном состоянии и занимая объем раствора.

$$P_{\text{осм.}} = C_{\text{м}}RT,$$

где $C_{\text{м}}$ – молярная концентрация, R – универсальная газовая постоянная, T – абсолютная температура.

$$P_{\text{осм.}} = \frac{mRT}{MV} \cdot 1000.$$

Применимость законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов.

Растворы электролитов являются ионными проводниками. В них наблюдаются отклонения от законов Рауля и Вант-Гоффа. Поэтому Вант-Гофф ввел в уравнение $P_{\text{осм.}} = C_{\text{м}}RT$ поправочный коэффициент i .

i – изотонический коэффициент Вант-Гоффа – показывает во сколько раз наблюдаемая в опыте величина отличается от рассчитанной по теоретическому уравнению Рауля или Вант-Гоффа. Этими величинами являются осмотическое давление и температуры замерзания и кипения:

$$P_{\text{осм.}} = i CRT, \Delta T_{\text{зам}} = i K_{\text{м}}, \Delta T_{\text{кип}} = i E_{\text{м}}.$$

Подстановка изотонического коэффициента позволяет применять эти уравнения и для растворов электролитов. Изотонический коэффициент характеризует отклонение от законов идеальных растворов вследствие электролитической диссоциации электролитов.

Лекция №9.

Тема. Теория электролитической диссоциации (2 часа).

Теория электролитической диссоциации. Свойства растворов электролитов. Процессы в электролитах. Закон разбавления Оствальда. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости.

По способности проводить электрический ток в водном растворе или в расплаве вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Электролиты – это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, т. к. они распадаются на ионы (кислоты, соли, основания).

Неэлектролиты – это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, т. к. они не распадаются на ионы (O_2 , H_2 , многие орг. вещества).

Теория электролитической диссоциации (Аррениус 1887 г.):

1. Молекулы электролитов при растворении или расплавлении распадаются на ионы – этот процесс называется электролитической диссоциацией. Ионы могут быть простыми (пример) и сложными (пример).

2. В растворе или расплаве электролитов ионы движутся хаотично.

При пропускании электрического тока через раствор или расплав положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду, а отрицательно заряженные ионы (анионы) – к аноду.

3. Диссоциация процесс обратимый. Например

Общая сумма зарядов катионов = общей сумме зарядов анионов.

Кислоты – это элементы, которые при диссоциации образуют только один вид катионов H^+ . Число ступеней диссоциации зависит от основности слабой кислоты (пример).

Основания – это элементы, которые при диссоциации образуют только один вид анионов OH^- . Число ступеней диссоциации определяется кислотностью основания (пример).

Амфотерные гидроксиды – это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют одновременно H^+ и OH^- , т. е. диссоциируют по типу кислоты и основания. Прочность химической связи $Me - O$ и $H - O$ почти одинакова, поэтому (пример).

Нормальные соли – это сильные электролиты, образующие при диссоциации катионы металлов и анионы кислотного остатка (пример).

Кислые соли (пример).

Основные соли (пример).

Сильные электролиты

Сильные электролиты в водных растворах диссоциированы практически полностью. Понятие степени диссоциации к ним по существу неприменимо. Сильные электролиты способны хорошо проводить электрический ток. Они подвергаются диссоциации уже при расплавлении, а также и при растворении в соответствующих растворителях.

Так как в водных растворах сильные электролиты обычно полностью диссоциированы, число ионов в них больше, чем в растворах слабых электролитов той же концентрации. И если в растворах слабых электролитов концентрация ионов мала, расстояния между ними велики, взаимодействие ионов друг с другом незначительно, то в не очень разбавленных растворах сильных электролитов среднее расстояние между ионами вследствие значительной концентрации сравнительно мало. При этом силы межмолекулярного притяжения и отталкивания довольно велики.

В таких растворах ионы не вполне свободны, движение их стеснено взаимным притяжением друг к другу. Благодаря этому притяжению каждый ион окружен противоположно заряженными ионами (так называемая «ионная атмосфера»).

Если к такому раствору приложить постоянное электрическое поле, то разноименно заряженные ионы будут двигаться в разных направлениях. При этом каждый ион будет двигаться в одну сторону, а окружающая его атмосфера – в другую, вследствие чего направленное перемещение иона замедляется, т.е. уменьшается число ионов, проходящих через раствор в единицу времени. Чем больше концентрация раствора, тем сильнее

проявляется тормозящее действие ионной атмосферы на электрическую проводимость раствора.

Все свойства раствора сильного электролита, зависящие от концентрации ионов, проявляются так, как если бы число ионов в растворе было меньше, чем это соответствует полной диссоциации электролита.

Для оценки состояния ионов в растворе пользуются величиной, называемой *активностью*. Под активностью иона понимают ту эффективную условную концентрацию его, соответственно которой он действует при химических реакциях. Активность иона α равна его концентрации C , умноженной на коэффициент активности f , $\alpha = f \cdot C$.

Коэффициенты активности разных ионов различны (табл. 7). Кроме того, они изменяются в зависимости концентрации растворов. В концентрированных растворах $f > 1$ (ионы связываются в растворе), а в разбавленных f приближается к 1 (слабое межинное взаимодействие из-за больших расстояний между ионами). В разбавленных растворах природа иона мало влияет на значение их коэффициента активности. Можно считать, что f зависит только от его заряда и от ионной силы раствора I , под которой понимают полусумму произведений концентрации всех ионов в растворе на квадрат их заряда:

$$I = 1/2(C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + \dots + C_n Z_n^2).$$

Пример: Вычислите ионную силу раствора, содержащего 0,1 моль/л хлорида натрия и 0,1 моль/л хлорида бария.

Здесь концентрация ионов Na^+ (C_1) равна 0,1 моль-ион/л, $Z = 1$; концентрация Ba^{2+} (C_2) равна 0,1 моль-ион/л, $Z = 2$; общая концентрация хлорид ионов Cl^- (C_3) составляет $0,1 + 0,1 \cdot 2 = 0,3$ моль-ион/л, $Z = -1$. Тогда

$$I = \frac{1}{2} (C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + C_3 Z_3^2) = \frac{1}{2} (0,1 \cdot 1^2 + 0,1 \cdot 2^2 + 0,3 \cdot (-1)^2) = \\ = \frac{1}{2} (0,1 + 0,4 + 0,3) = 0,4$$

Таблица 7

**Коэффициент активности ионов f
при различных ионных силах раствора**

Ионная сила раствора I	Заряд иона			Ионная сила раствора I	Заряд иона		
	± 1	± 2	± 3		± 1	± 2	± 3
0,05	0,84	0,50	0,21	0,3	0,81	0,42	0,14
0,1	0,81	0,44	0,16	0,4	0,82	0,45	0,17
0,2	0,80	0,41	0,14	0,5	0,84	0,50	0,21

Пользуясь данными этой таблицы, нетрудно подсчитать, что в данной задаче коэффициенты активности однозарядных ионов Na^+ и Cl^- одинаковы и равны 0,82, а коэффициент активности Ba^{2+} равен 0,45. Коэффициент активности иона может быть вычислен по приближенной формуле $\lg f = -0,51 Z^2 \sqrt{I}$, если концентрация кислоты порядка 0,0001 М, то $f_H = 1$.

Число, показывающее какая часть молекул распалась на ионы, называется степенью электролитической диссоциации.

$$\alpha = \frac{n}{N}, \text{ где } n - \text{ число распавшихся на ионы, } N - \text{ общее число молекул.}$$

Степень диссоциации зависит от природы растворителя и природы растворяемого вещества, концентрации раствора, температуры и др. При уменьшении концентрации электролита и увеличении температуры степень диссоциации увеличивается.

В растворах слабых электролитов процесс диссоциации протекает обратимо и к нему может быть применен закон действующих масс. Для характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации K_d .



$$\text{по закону действия масс } K_p = \frac{[A^{m+}]^n [B^{n-}]^m}{[A_n B_m]}; K_p = K_d.$$

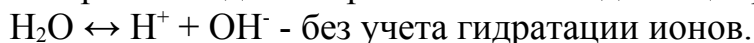
Константа диссоциации характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше константа, тем легче электролит диссоциирует на ионы, тем больше ионов в его растворе, тем сильнее электролит.

Пример: $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2 \cdot 10^{-5}$, $K_d(\text{HCN}) = 7 \cdot 10^{-10}$. Следовательно, уксусная кислота более сильная, чем цианистая.

Константа диссоциации не зависит от концентрации раствора, а зависит от природы электролита, природы растворителя и температуры. Значения K_d – в справочниках.

Тщательно очищенная от посторонних примесей вода обладает определенной, хотя и незначительной, электрической проводимостью, заметно возрастающей с повышением температуры.

Наличие электрической проводимости может быть объяснено только тем, что молекулы воды частично распадаются на ионы, т.е. вода – слабый электролит, в незначительной степени диссоциирует на ионы H^+ и OH^- , которые находятся в равновесии с недиссоциированными молекулами:



Этот процесс называется самоионизацией или автопротолизом.

Концентрацию ионов обычно выражают в молях ионов в 1 л. Как видно из уравнения диссоциации воды, в ней величины $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ одинаковы. Опытом установлено, что в одном литре воды при комнатной температуре (22°C) диссоциации подвергается лишь 10^{-7} моль воды и при этом образуется 10^{-7} моль/л ионов H^+ и 10^{-7} моль/л ионов OH^- .

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде называется ионным произведением воды (обозначается $K_{\text{воды}}$). При определенной температуре $K_{\text{в}}$ – величина постоянная, численно равная 10^{-14} .

При 25°C $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.

$K_{H_2O} = [H^+][OH^-]$ - ионное произведение воды = $10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$.

Постоянство произведения $[H^+][OH^-]$ означает, что в любом водном растворе ни концентрация ионов водорода, ни концентрация гидроксид-ионов не может быть равна нулю. Иными словами, любой водный раствор кислоты, основания или соли содержит как H^+ , так и OH^- -ионы. Действительно, для чистой воды $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л. Если в неё добавить кислоту, то $[H^+]$ станет больше 10^{-7} , а $[OH^-]$ – меньше 10^{-7} моль/л. И, наоборот, если к воде добавить щелочи, $[H^+]$ становится меньше 10^{-7} , а $[OH^-]$ – больше 10^{-7} моль/л.

Среду любого водного раствора можно охарактеризовать концентрацией H^+ или OH^- . В водных растворах различают три типа сред: нейтральная, кислая и щелочная.

Нейтральная среда: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л.

Кислая среда: $[H^+] > [OH^-]$, $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л.

Щелочная среда: $[H^+] < [OH^-]$, $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л.

Водородным показателем рН называют отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода: $pH = -\lg [H^+]$, $pH = 7$, $pH < 7$, $pH > 7$.

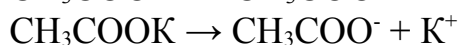
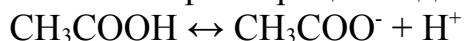
Индикаторы – это вещества, которые необратимо изменяют свой цвет в зависимости от среды растворов, т.е. рН раствора (лакмус, фенолфталеин, метилоранж).

Из схемы видно, что чем меньше рН, тем больше концентрация ионов H^+ , т. е. выше кислотность среды; и наоборот, чем больше рН, тем меньше концентрация ионов H^+ , т. е. тем выше щелочность среды.

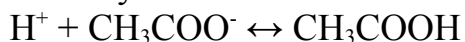
Имеются специальные приборы – рН-метры, с помощью которых можно определить рН растворов в диапазоне от 0 до 14 с точностью до 0,01 единицы рН.

Растворы, рН которых относительно мало изменяется при добавлении небольших количеств кислоты или основания, называются буферными. Они обычно содержат слабую кислоту и её соль, например, $CH_3COOH + CH_3COOK$ или слабое основание и его соль, например, $NH_4OH + NH_4Cl$.

Рассмотрим процессы диссоциации в растворе слабой кислоты и её соли:



При добавлении кислоты в раствор её ионы водорода связываются в слабую кислоту



При добавлении основания в раствор гидроксид-ион связывается в слабый электролит H_2O : $H^+ + OH^- \leftrightarrow H_2O$.

Образование слабых электролитов при добавлении в буферный раствор кислоты или основания и обуславливает устойчивость рН.

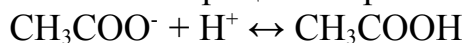
Лекция №№ 10-11

Тема. Гидролиз солей. Коллоидные растворы (4 часа).

Гидролиз солей. Понятие о коллоидных растворах, их роль в природе.
Сложные дисперсные системы.

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.

Опыт показывает, что растворы средних солей имеют щелочную, кислую или нейтральную реакции, хотя они и не содержат ни водородных, ни гидроксильных ионов. Объяснение этому следует искать во взаимодействии солей с водой. Рассмотрим, например, раствор CH_3COONa , имеющий щелочную реакцию. Ацетат натрия, как сильный электролит, при растворении в воде полностью диссоциирует на ионы Na^+ и CH_3COO^- . Последние взаимодействуют с H^+ и OH^- -ионами воды. При этом ионы Na^+ не могут связать ионы OH^- в молекулы, т. к. NaOH является сильным электролитом и существует в растворе только в виде ионов. В то же время ацетат-ионы связывают ионы H^+ с образованием молекул слабого электролита – уксусной кислоты, в результате чего новые молекулы H_2O диссоциируют на H^+ и OH^- ионы. Эти процессы протекают до тех пор, пока не установится равновесие:



Суммарное уравнение одновременно протекающих процессов имеет вид:
 $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

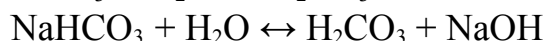
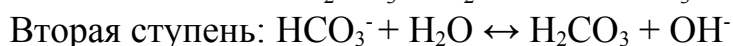
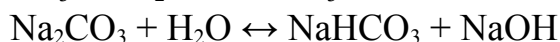
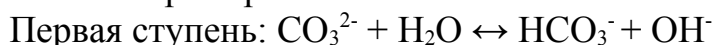
Это уравнение показывает, что в результате образования слабого электролита (уксусной кислоты) смещается ионное равновесие диссоциации воды и создается избыток OH^- -ионов, а потому раствор приобретает щелочную реакцию.

Взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита, называется гидролизом соли.

Случаи гидролиза солей. Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты и основания. Например, NH_4Cl , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, NaCl , Na_2CO_3 .

1. Все соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием, подвергаются гидролизу. Они сообщают раствору щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

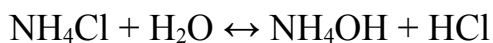
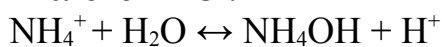
Гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами и сильными основаниями, протекает ступенчато, и при этом образуются кислые соли. Например:



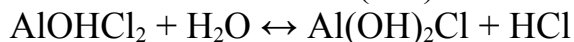
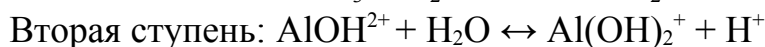
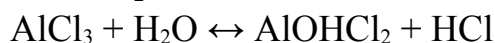
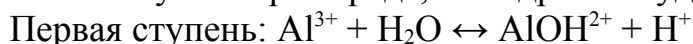
Однако в обычных условиях гидролиз практически ограничивается первой ступенью и лишь при сильном разбавлении и нагревании следует учитывать гидролиз образовавшейся кислой соли.

2. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, также подвергаются гидролизу. Они сообщают раствору кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

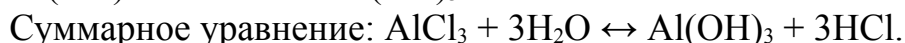
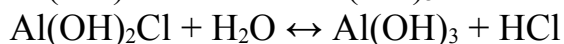
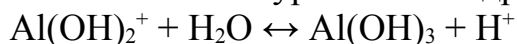
Например: NH_4Cl – соль образована слабым основанием NH_4OH и сильной кислотой HCl .



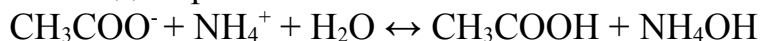
Аналогично при гидролизе солей, образованных многокислотными слабыми основаниями и сильными кислотами, получают основные соли. Гидролиз протекает главным образом по первой ступени. Рассмотрим в качестве примера соль AlCl_3 . Ион Al^{3+} будет связывать гидроксид-ионы воды. Но поскольку Al^{3+} три заряда, то гидролиз будет протекать по трем ступеням:



Третья ступень – реакция практически не протекает. Однако разбавление раствора и повышение температуры усиливают гидролиз. В этом случае можно записать уравнения гидролиза и по третьей ступени:



3. Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием ещё легче подвергаются гидролизу. Например: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Ионы этой соли одновременно связывают ионы H^+ и OH^- :



В этом случае реакция раствора зависит от степени диссоциации продуктов гидролиза – кислоты и основания; если преобладают ионы OH^- , она щелочная, а если ионы H^+ – кислая, если же их число одинаково – нейтральная. Поскольку в рассматриваемом примере степени диссоциации CH_3COOH и NH_4OH , образующихся в результате гидролиза, примерно равны, то раствор соли будет нейтральным.

4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. Ионы таких солей не могут образовывать с водой слабых электролитов. В этом случае ионы соли практически в реакции не участвуют и равновесие диссоциации воды не нарушается, концентрация H^+ и OH^- -ионов остаётся такой же, как у чистой воды, а значит, раствор будет иметь нейтральную реакцию ($\text{pH} = 7$). При высокой температуре гидролизу могут подвергаться и соли этого типа, например:



Для большинства солей гидролиз – процесс обратимый. Когда продукты гидролиза уходят из сферы реакции, гидролиз протекает необратимо, например:



(в уравнениях необратимого гидролиза ставится знак равенства).

Константа и степень гидролиза.

Запишем уравнение гидролиза в общем виде. Пусть HA – кислота, MOH – основание, MA – образованная ими соль. Тогда уравнение гидролиза будет иметь вид: $\text{MA} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HA} + \text{MOH}$.

Этому равновесию отвечает константа равновесия:

$$K_p = \frac{[\text{HA}][\text{MOH}]}{[\text{MA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Концентрация воды в разбавленных растворах представляет собой практически постоянную величину. Обозначая $K_p [\text{H}_2\text{O}] = K_r$ получим:

$$K_r = \frac{[\text{HA}][\text{MOH}]}{[\text{MA}]}, \quad K_r = K_b/K_d$$

где $K_b = [\text{OH}^-][\text{H}^+]$, K_d – константа диссоциации слабой кислоты HA .

Величина K_r называется константой гидролиза соли. Её значение характеризует способность данной соли подвергаться гидролизу; чем больше K_r , тем в большей степени протекает гидролиз.

Показателем глубины протекания гидролиза является степень гидролиза β , представляющая собой отношение концентрации гидролизованных молекул $c_{\text{гидр}}$ к исходной концентрации растворенных молекул электролита: $\beta = c_{\text{гидр}}/c$. Степень гидролиза возрастает с увеличением температуры, т.к. гидролиз – процесс эндотермический.

Степень гидролиза определяется природой соли, её концентрацией и температурой. Природа соли проявляется в величине константы гидролиза. Зависимость от концентрации выражается в том, что с разбавлением раствора степень гидролиза увеличивается.

Влияние температуры на степень гидролиза вытекает из принципа Ле-Шателье. Все реакции нейтрализации протекают с выделением теплоты, а гидролиз – с поглощением теплоты. Поэтому степень гидролиза растет с повышением температуры.

Из сказанного ясно, что для ослабления гидролиза растворы следует хранить концентрированными и при низких температурах. Кроме того, подавлению гидролиза способствует подкисление (в случае солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием) или подщелачивание (для солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой) раствора.

1. Для раствора соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:

$$\beta = \sqrt{K_r/c},$$

$$[\text{OH}^-] = \beta c = \sqrt{K_r c},$$

$$\text{pH} = \text{p}K_b - \text{pOH} = \text{p}K_b - \lg \sqrt{K_r c}$$

Для расчета константы гидролиза по первой ступени входит константа диссоциации слабого электролита по последней ступени. Например, константа гидролиза иона CO_3^{2-} по первой ступени $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ равна:

$$K_r = \frac{K_b}{K_{д,2}} = \frac{10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-11}} = 2 \cdot 10^{-4}$$

А константа гидролиза иона PO_4^{3-} по первой ступени $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ равна:

$$K_r = \frac{K_b}{K_{д,3}} = \frac{10^{-14}}{7,3 \cdot 10^{-12}} = 7,7 \cdot 10^{-3}$$

2. Для раствора соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием:

$$[\text{H}^+] = \beta c = \sqrt{K_r c},$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg\sqrt{K_r c} = \sqrt{K_b/K_{д,с}},$$

где $K_{д}$ – константа диссоциации слабого основания.

3. Для раствора соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием:

4.

$$K_r = \frac{K_b}{K_{д,к} K_{д,о}}$$

$$\beta = \sqrt{K_r} = \sqrt{K_b/(K_{д,к} K_{д,о})},$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_b K_{д,к}/K_{д,о}},$$

$$\text{pH} = 0,5(\text{pK} + \text{pK}_{д,к} - \text{pK}_{д,о}).$$

Как видно, в зависимости от соотношения $\text{pK}_{д,к}$ и $\text{pK}_{д,о}$ среда может иметь как кислую, так и основную реакцию.

ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ.

Мы рассмотрели истинные растворы, представляющие собой гомогенную смесь компонентов. При увеличении размеров частиц система становится гетерогенной, состоящей из двух или более фаз с сильно развитой поверхностью раздела. Такие системы называются дисперсными.

Дисперсная фаза – мелко раздробленное вещество.

Дисперсионная среда – однородное вещество, в котором равномерно распределена дисперсная фаза.

В зависимости от степени измельчения дисперсной фазы различают: истинные растворы, коллоидные растворы и грубодисперсные системы.

Истинные растворы характеризуются однородностью, т. е. наличием частиц с диаметром менее 10^{-7} см (например, растворы сахара, спиртов, щелочей).

Коллоидные растворы – это высокодисперсные двухфазные системы, которые характеризуются наличием частиц с диаметром от 10^{-5} до 10^{-7} см (например, растворы белков, полисахаридов).

Грубодисперсные системы (суспензии, эмульсии) характеризуются размером частиц диаметром более 10^{-5} см.

Дисперсные системы также классифицируются по агрегатным состояниям дисперсной фазы и дисперсионной среды:

Тип дисперсной системы	Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Примеры
Аэрозоль	Газ	Жидкая	Туман, облака
Аэрозоль	Газ	Твердая	Дым, пыль
Пена	Жидкая	Газ	Взбитые сливки, мыльная пена
Эмульсия	Жидкая	Жидкая	Молоко, майонез
Золь	Жидкая	Твердая	Краски
Твердая эмульсия	Твердая	Жидкая	Масло
Гель	Твердая	Жидкая	Желе, агар-агар.

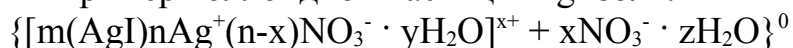
При образовании дисперсных систем наблюдается взаимодействие диспергируемых частиц и молекул растворителя:

- 1) происходит разрушение структуры растворяемого вещества;
- 2) образование сольватных оболочек. Сольватная оболочка – это ориентация молекул растворителя вокруг частиц растворяемого вещества.

Коллоидная частица имеет сложное строение. Она включает в себя: -ядро, - адсорбированные ионы, - противоионы, - растворитель.

Существуют лиофильные (гидрофильные) коллоиды, в которых растворитель взаимодействует с ядрами частиц, и лиофобные (гидрофобные) коллоиды, в которых растворитель не взаимодействует с ядром частиц.

Пример коллоидной частицы AgI золь:



Ядро состоит из электронейтрального агрегата частиц ($m(\text{AgI})$) с адсорбированными ионами элементов, входящих в состав ядра ($n\text{Ag}^+$). Коллоидная частица кроме ядра имеет противоионы ($(n-x)\text{NO}_3^-$) и молекулы растворителя ($y\text{H}_2\text{O}$). Вокруг частиц коллоидных находится диффузный слой ионов ($x\text{NO}_3^- \cdot z\text{H}_2\text{O}$), заряд которых равен заряду коллоидной частицы. Коллоидная частица и диффузный слой образуют электронейтральную мицеллу.

Электрические свойства коллоидных растворов.

В 1909 г. профессор Московского университета Ф.Ф. Рейсс наблюдал воздействие постоянного электрического тока на диспергированную в воде глину и на этом основании описал электрические свойства коллоидных растворов.

Частицы дисперсной фазы (глины) перемещались к аноду (наблюдалось помутнение раствора. Частицы дисперсионной среды (воды) перемещались к катоду (наблюдалось повышение уровня прозрачной жидкости).

Направленное движение частиц к электродам говорило об их заряде, причем дисперсная фаза несет на себе заряд, противоположный по знаку заряду среды.

Движение частиц дисперсной фазы к одному из электродов при пропускании через золь постоянного электрического тока называется электрофорезом, а движение частиц дисперсионной среды – электроосмоса.

Коагуляция коллоидных растворов.

Устойчивость золя можно нарушить, устранив одноименный заряд коллоидных частиц и защитную гидратную оболочку.

Коллоидные частицы не защищены и при столкновениях слипаются, укрупняются. Процесс укрупнения частиц, потеря агрегативной устойчивости золя называется коагуляцией. Коагуляция золя приводит к потере его кинетической устойчивости, которая выражается в образовании осадка. Таким образом, снятие электрического заряда и удаление гидратной оболочки частиц приводит к разрушению коллоидных систем.

Коллоидные растворы в природе и технике.

В природной воде содержится часть примесей в коллоидном состоянии. Поэтому воду, используемую для коммунальных нужд, электростанций, строительства подвергают обработке, вызывающей коагуляцию коллоидных частиц. Дымовые газы электростанций, металлургических заводов и других предприятий представляют собой аэрозоли. Для их коагуляции применяется электрогазоочистка методом электрофореза.

Многие лекарственные вещества, пищевые продукты, парфюмерные товары, средства борьбы с сельскохозяйственными вредителями и сорняками применяются в коллоидном состоянии. В коллоидном состоянии находятся многие составные части живых организмов: кровь, лимфа, внутриклеточная жидкость. Поэтому для лечения некоторых болезней широко используется введение в организм лекарств методом электрофореза.

Раздел 4. Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы (6 часов).

Лекция №12

Тема. Окислительно-восстановительные процессы (2 часа).

Понятие о процессах окисления и восстановления. Окислительно-восстановительная способность нейтральных атомов, простых, сложных ионов и молекул. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций. Зависимость направления реакции от рН-среды. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Химические связи между атомами различных элементов несимметричны, в молекулах сложных веществ осуществляются полярные ковалентные связи. В ионных соединениях эта неравномерность распределения электронов максимальна – при образовании веществ с ионной связью валентные электроны практически полностью переходят от атома одного элемента к атому другого элемента.

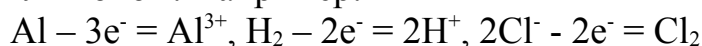
Неравномерность распределения электронов между атомами в соединениях получила название степени окисления. Степень окисления – это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что оно состоит только из ионов. При этом элемент, электроны которого смещаются к атомам другого элемента, проявляет положительную степень окисления. Элемент, к атому которого смещаются электроны атома другого элемента, проявляет отрицательную степень окисления.

В простых веществах степень окисления равна 0. Щелочные металлы - +1, щелочноземельные металлы - +2, фтор -1, водород - +1 или -1, кислород - 2 (-1, +2).

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными. Изменение степени окисления связано с оттягиванием или перемещением электронов.

Окислительно-восстановительные реакции – самые распространенные и играют большую роль в природе и технике. Они являются основой жизнедеятельности. С ними связаны дыхание и обмен веществ в живых организмах, гниение и брожение, фотосинтез в зеленых частях растений. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов и при электролизе. Рассмотрим основные положения теории окислительно-восстановительных реакций.

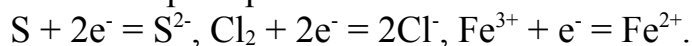
1. Окислением называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Например:



При окислении степень окисления повышается.

2. Восстановлением называется процесс присоединения электронов атомам, молекулой или ионом.

Например:



При восстановлении степень окисления понижается.

3. Атомы, молекулы и ионы, отдающие электроны, называются восстановителями. Во время реакции они окисляются. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются окислителями. Во время реакции они восстанавливаются. Так как атомы, молекулы и ионы входят в состав определенных веществ, то и эти вещества соответственно называются восстановителями или окислителями.

4. Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано окислением, что можно выразить уравнениями:

Восстановитель – $e^- \leftrightarrow$ Окислитель

Окислитель + $e^- \leftrightarrow$ Восстановитель.

Поэтому ОВР представляют собой единство двух противоположных процессов – окисления и восстановления. Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Важнейшие окислители и восстановители.

Восстановители и окислители могут быть как простыми веществами, так и сложными.

В соответствии с их местом в периодической системе элементов, атомы большинства металлов содержат на внешнем энергетическом уровне 1-2 электрона. Поэтому в химических реакциях они отдают валентные электроны, т. е. окисляются. Металлы обладают восстановительными свойствами.

В периодах с повышением порядкового номера элемента восстановительные свойства простых веществ понижаются, а окислительные возрастают.

У элементов главных подгрупп с повышением порядкового номера усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные. Лучшие восстановители – щелочные металлы, а наиболее активные из них Fr и Cs. Лучшие окислители – галогены. Элементы главных подгрупп 4-8 групп (неметаллы) могут как отдавать, так и принимать электроны и проявлять восстановительные и окислительные свойства. Исключение – фтор. Он проявляет только окислительные свойства, т. к. обладает наибольшей относительной электроотрицательностью.

Элементы побочных подгрупп имеют металлический характер, поэтому их простые вещества являются восстановителями.

Окислительные и восстановительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления атома данного элемента. Например, KMnO_4 – окислитель, MnO_2 – окислительно-восстановительные свойства, MnSO_4 – восстановитель (объяснить).

Сложные анионы, содержащие атомы с высокой степенью окисления, так же являются окислителями. Например, NO_3^- , MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, ClO_3^- и др. окислительные свойства обуславливает не атом с высокой степенью окисления, а весь анион. Элементарные анионы проявляют только восстановительные свойства. Например, F^- , Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} и др.

Таблица 1. Важнейшие окислители и восстановители.

Восстановители	Окислители
1. Металлы, водород, уголь.	1. Галогены.
2. CO.	2. KMnO_4 , K_2MnO_4 , MnO_2 .
3. H_2S , SO_2 , H_2SO_3 и её соли.	3. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 .
4. HI, HBr, HCl.	4. HNO_3 .
5. SnCl_2 , FeSO_4 , MnSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.	5. O_2 , O_3 , H_2O_2 .

6. HNO_2 , NH_3 , NO .

7. H_3PO_3 .

8. Катод при электролизе.

6. H_2SO_4 (конц.).

7. PbO_2 , FeCl_3 .

8. Анод при электролизе.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

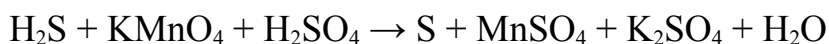
1. Метод электронного баланса.

В этом методе сравнивают степени окисления атомов в исходных и конечных веществах, руководствуясь правилом: число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем. Для составления уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Рассмотрим применение этого метода на примерах.

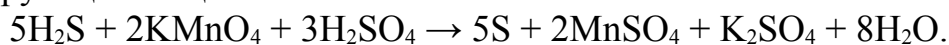
Пример 1. $\text{Cu} + \text{Pd}(\text{NO}_3)_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pd}$, медь – восстановитель, палладий – окислитель.

Пример 2. $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, HCl – восстановитель, MnO_2 – окислитель.

Пример 3. Напишем схему реакции – формулы исходных и полученных веществ:



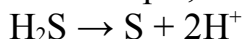
Затем покажем изменение степеней окисления атомов до и после реакции. H_2S – восстановитель, KMnO_4 – окислитель. И, наконец, находим коэффициенты при окислителе и восстановителе, а затем при других реагирующих веществах.



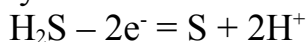
2. Метод полуреакций, или ионно-электронный метод.

Как показывает само название, этот метод основан на составлении ионных уравнений для процесса окисления и процесса восстановления с последующим суммированием их в общее уравнение. В качестве примера составим уравнение той же реакции.

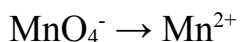
При пропускании сероводорода через подкисленный раствор перманганата калия малиновая окраска исчезает, и раствор мутнеет. Опыт показывает, что помутнение раствора происходит в результате образования элементарной серы, т.е. протекания процесса:



Эта схема уравнена по числу атомов. Для уравнивания по числу зарядов надо от левой части схемы отнять два электрона, после чего можно стрелку заменить на знак равенства:

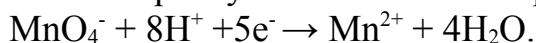


Обесцвечивание раствора связано с переходом иона MnO_4^- (он имеет малиновую окраску) в ион Mn^{2+} (практически бесцветный), что можно выразить схемой:

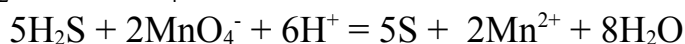
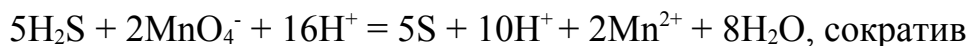
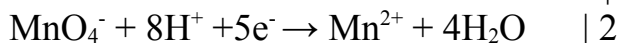


В кислом растворе кислород, входящий в состав ионов MnO_4^- , вместе с ионами водорода в конечном итоге образуют воду. Поэтому процесс перехода записываем так: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$.

Чтобы стрелку заменить на знак равенства, надо уравнять и заряды.



Для составления общего уравнения реакции надо уравнения полуреакций сложить, предварительно уравнив числа отданных и полученных электронов:



Переносим коэффициенты в молекулярное уравнение.

Достоинство метода полуреакций в том, что в нем применяются не гипотетические ионы, а реально существующие. В растворе нет ионов Mn^{7+} , S^{6+} , а есть ионы MnO_4^- , SO_4^{2-} . При этом методе видна роль среды как активного участника всего процесса.

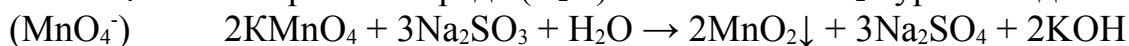
Влияние среды на характер протекания ОВР.

Реакции окисления – восстановления могут протекать в различных средах: в кислой (избыток H^+ -ионов), нейтральной (H_2O) и щелочной (избыток OH^- -ионов). В зависимости от среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами. Среда влияет на изменение степеней окисления атомов.

→→→ Кислая среда (H^+) →→→→ Mn^{2+} бесцветный раствор

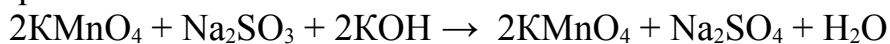


KMnO₄ Нейтральная среда (H_2O) →→→→ MnO_2 бурый осадок



фиолетовый раствор →→Щелочная среда(OH^-)→→→→ MnO_4^{2-} зеленый

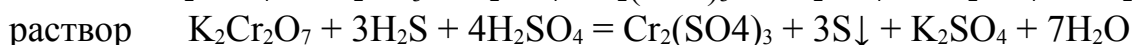
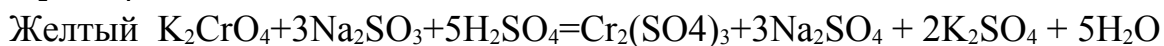
раствор



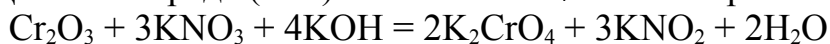
K₂Cr₂O₇

Оранжевый раствор→ Кислая среда (H^+)→ Cr^{3+} зеленый раствор

K₂CrO₄ →



Cr₂O₃ →→→ Щелочная среда (OH^-) →→→→ CrO_4^{2-} желтый раствор



Направление окислительно-восстановительных реакций.

Возможность предсказать направление окислительно-восстановительной реакции предоставляет второй закон термодинамики.

Если энергия Гиббса окислительно-восстановительной реакции ниже нуля ($\Delta G < 0$), то реакция может протекать в прямом направлении. Если указанная энергия выше нуля, то прямая реакция в данных условиях невозможна, а возможна лишь обратная реакция. Энергию Гиббса реакции

можно рассчитать, зная энергии Гиббса реакций образования продуктов и исходных веществ, которые для стандартных состояний приводятся в справочниках.

Пример: Определить направление реакции: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{MgO} + \text{H}_2$. Энергия Гиббса этой реакции при стандартных состояниях и 298 К равна $-94,5$ кДж/моль. Отсюда следует, что окисление магния водой в этих условиях возможно, а обратная реакция окисления водорода оксидом магния невозможна.

Роль окислительно-восстановительных процессов.

В качестве примеров окислительно-восстановительных процессов, протекающих в природных биологических системах, можно привести реакцию фотосинтеза у растений и процессы дыхания у животных и человека. Процессы горения топлива, протекающие в топках котлов тепловых электростанций и в двигателях внутреннего сгорания и реактивных двигателях ракет, являются примерами технически важных окислительно-восстановительных реакций.

Окислительно-восстановительные процессы, протекающие в природе и технике, нередко наносят огромный ущерб природе и человеку. В качестве примера таких процессов могут служить коррозия металлов, лесные пожары, окисление азота при сжигании топлива.

При помощи окислительно-восстановительных реакций получают металлы, органические и неорганические соединения, проводят анализ различных веществ, очищают многие вещества, природные и сточные воды, газовые выбросы электростанций и заводов и др.

Лекции №№13-14

Тема. Электрохимические процессы (4 часа).

Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов. Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии.

Электрохимия – область химии, изучающая процессы, которые либо сопровождаются возникновением электрического тока, либо вызваны электрическим током. Преобразование химической энергии реакции в электрическую осуществляется в устройствах, называемых химическими источниками тока, или гальваническими элементами. Химические же превращения за счет внешней электрической энергии происходят при электролизе в электролизерах.

Двойной электрический слой. Электродный потенциал

Возникновение электродного потенциала нельзя объяснить, не представляя себе строения кристаллической решетки металла. Известно, что

металлы характеризуются металлической связью. Сущность металлической связи заключается в том, что в узлах кристаллической решетки металла находятся положительные ионы и атомы, между которыми движутся нелокализованные электроны. Таким образом, в металле существует подвижное равновесие, которое можно выразить уравнением:



где Me – атом металла; Me^{n+} – ион металла; n – заряд иона; e^{-} – электрон.

При помещении металлической пластинки (электрода) в воду полярные молекулы воды взаимодействуют с ионами поверхностного слоя металла, ориентируясь к ним отрицательными концами диполей. В результате этого взаимодействия связь между ионом металла и электронами ослабевает, и ионы в гидратированном состоянии переходят в раствор. На электроде остается избыток электронов. В результате такого перехода жидкость возле электрода заряжается положительно, а электрод – отрицательно. По мере перехода ионов металла в водную среду увеличивается как отрицательный заряд металла, так и положительный заряд раствора, при этом все чаще и чаще ионы металла притягиваются обратно на металлическую пластинку. Скорость перехода ионов металла с электрода в раствор будет тормозиться накапливающимися ионами металла в приэлектродном слое раствора. В результате через некоторое время устанавливается подвижное равновесие, которое можно представить в виде $\text{Me} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Me}_2^n \cdot \text{H}_2\text{O} + n e^{-}$. (2)

Электростатическое притяжение, которое испытывают положительно заряженные ионы металла, перешедшие в раствор со стороны отрицательно заряженного электрода, не позволяет катионам металла уходить далеко от электрода. В результате этого на границе «металл-раствор» создается двойной электрический слой.

Двойной электрический слой можно уподобить плоскому конденсатору с определенной разностью потенциалов. *Разность потенциалов, возникающую между электродом и окружающей его водной средой, называют электродным потенциалом и обозначают $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$* . Величина электродного потенциала зависит от активности этого металла в водных растворах, концентрации раствора, температуры.

Активность металла в водных растворах определяется строением его кристаллической решетки, плотностью упаковки ионов, величиной заряда и радиуса иона, энергией взаимодействия ионов с полярными молекулами воды (энергией гидратации). Металл считается тем активнее в водной среде, чем больше его ионов переходит в раствор и чем больше электронов остается на пластинке. Таким образом, чем активнее металл, тем больше его отрицательный электродный потенциал.

При погружении металла не в воду, а в раствор соли этого металла, равновесие (2) смещается. Повышение концентрации ионов данного металла в растворе, очевидно, облегчает процесс осаждения ионов из раствора на электрод и, следовательно, равновесие устанавливается при другом значении электродного потенциала. Металлы, ионы которых обладают значительной

способностью к переходу в раствор (активные металлы), будут заряжаться и в таком растворе отрицательно, но в меньшей степени, чем в чистой воде, т.е. электродный потенциал будет менее отрицательным.

Для неактивных металлов при установлении равновесия (2) концентрация ионов металла в воде очень малая. Если такой металл погрузить в раствор соли с большой концентрацией ионов этого металла, то в этом случае имеющиеся в растворе положительные ионы выделяются на металле с большой скоростью, чем происходит переход их из металла в раствор. В этом случае поверхность металла получит положительный заряд, а прилегающий к ней раствор – отрицательный за счет притяжения к электроду отрицательно заряженных ионов соли. И в этом случае на границе «металл-раствор» возникает двойной электрический слой и, следовательно, определенный электродный потенциал только положительного знака. Температура также оказывает влияние на электродный потенциал. При нагревании увеличивается скорость беспорядочного движения ионов и скорость колебательного движения ионов в металле, уменьшается гидратация. опыты показывают, чем выше температура, тем меньше ионов переходит в раствор и тем меньше электронов остается на пластинке. Таким образом, при нагревании электродный потенциал становится менее отрицательным.

Зависимость электродного потенциала от всех рассмотренных выше факторов выражается *уравнением Нернста*, которое будет рассмотрено ниже.

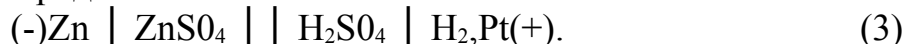
Непосредственно измерить величину электродного потенциала отдельного электрода нельзя. Его измеряют относительно величины электродного потенциала другого электрода, называемого *электродом сравнения*. В качестве электродов сравнения или стандартных электродов чаще всего применяют водородный, каломельный и другие электроды. Рассмотрим устройство и работу водородного электрода.

В стеклянный сосуд, заполненный раствором серной кислоты с концентрацией ионов H^+ , равной 1 моль/л, опущен платиновый электрод, покрытый мелкодробленой платиной (платиновой чернью), что сильно увеличивает поверхность электрода. Через сосуд пропускается газообразный водород под атмосферным давлением. Платиновая чернь хорошо адсорбирует на своей поверхности водород, и платиновая пластина действует как водородная. На поверхности платины устанавливается равновесие $H_2 \rightleftharpoons 2H^+$, а на границе электрода с раствором – равновесие $H \rightleftharpoons H^+ + e^-$, и суммарный процесс выражается уравнением $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$. Схематически водородный электрод обозначают $2H^+/H_2, Pt$, где вертикальная черта обозначает поверхность раздела фаз. Электродный потенциал такого электрода зависит от концентрации ионов водорода в растворе, давления водорода в газовой фазе и температуры. Электродный потенциал водородного электрода, в котором поддерживаются условия: концентрация ионов водорода равна 1 моль/л (активность ионов водорода $\alpha = 1$), давление водорода 1 атм, температура 25 °С, – считается равным нулю, и такой электрод называют *нормальным водородным электродом*.

Гальванические элементы

Гальваническими элементами называются устройства, в которых химическая энергия окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую энергию.

Чтобы измерить электродный потенциал любого металла с помощью нормального водородного электрода, нужно собрать прибор, называемый гальваническим элементом. Он состоит из двух электродов, один из которых водородный, соединенных между собой проводником (внешняя цепь) и электролитом (внутренняя цепь). Электрохимическая схема этого гальванического электрода записывается так:



Этот гальванический элемент работает следующим образом. Ионы цинка с пластинки переходят в раствор, а ионы водорода из раствора на пластинку. Но цинк более активный, чем водород, и поэтому ионов Zn в раствор переходит больше, чем ионов водорода. На цинковом электроде остается больше электронов, чем на платине в водородном электроде. Если электроды соединить проводником, то электроны по внешней цепи будут идти от Zn к H₂. На цинковом электроде будет протекать процесс окисления: $\text{Zn} - 2e^- = \text{Zn}^{2+}$.

Электрод, на котором идет окисление, называется *анодом*. Цинк – анод. Электроны, перешедшие от цинка к водороду по пластинке, восстанавливают ионы водорода из раствора серной кислоты: $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$.

Электрод, на котором идет процесс восстановления, называется *катодом*. Водородный электрод – катод.

Растворы, в которые опущены электроды, соединены электролитическим мостиком для свободного перемещения анионов от водородного электрода, где их образуется избыток, к цинковому, где их мало.

Электроны, идущие по внешней цепи от цинка к водороду, обуславливают величину электродвижущей силы гальванического элемента (ЭДС), которую и фиксирует измерительный прибор.

ЭДС элемента – работа, которую производят электроны во внешней цепи. Она равна разности потенциалов его электродов, а также разности потенциалов катода и анода.

$$\text{ЭДС} = E_{\text{кат}} - E_{\text{анод}}$$

Поскольку потенциал катода в этом элементе (нормальный водородный электрод) равен 0, то потенциал цинкового электрода равен ЭДС элемента.

Если электрод, потенциал которого измеряется, опущен в раствор своей соли с концентрацией катионов металла 1 моль/л (температура 25 °С), то такой электродный потенциал называется *стандартным электродным потенциалом* и обозначается E_0 .

Как уже отмечалось выше, электродный потенциал металла зависит от активности металла, концентрации ионов металла в растворе и температуры. **Уравнение Нернста**, отражающее эту зависимость, записывается так:

$$E = E_0 + \frac{Rt}{nF} \ln C_{Men+},$$

где E – электродный потенциал металла; E_0 – стандартный электродный потенциал металла; R – универсальная газовая постоянная; T – температура, К; n – заряд иона металла; C – концентрация ионов металла в растворе, моль/л; F – число Фарадея.

Для комнатной температуры (20-25 °С), подставляя значение R , T и F и переводя натуральный логарифм в десятичный, получаем уравнение Нернста в виде:

$$E = E_0 + \frac{0,059}{nF} \lg C_{Men+}.$$

Уравнение Нернста позволяет рассчитать значение электродного потенциала при любой температуре и концентрации ионов металла в растворе.

Располагая металлы в ряд по возрастанию алгебраической величины их стандартных электродных потенциалов, получаем ряд *стандартных потенциалов* или, как его еще называют, *ряд напряжений*.

Ряд стандартных электродных потенциалов представляет собой количественную электрохимическую характеристику металлов. Чем меньше алгебраическая величина стандартного потенциала металла, тем легче атомы этого металла отдают электроны, т.е. окисляются, а ионы этого металла труднее принимают электроны, т.е. восстанавливаются.

Каждый металл может вытеснить из раствора соли любой другой металл, стоящий за ним в ряду стандартных электродных потенциалов, т.е. имеющий больший электродный потенциал.

Каждый металл, имеющий стандартный потенциал меньше нуля, т.е. стоящий в ряду стандартных электродных потенциалов до H , вытесняет водород из разбавленных кислот H_2SO_4 и HCl .

Гальванические элементы применяются не только для измерения электродных потенциалов металлов. Это химические источники тока.

В основе работы гальванического элемента лежат процессы, происходящие на границе между металлом и раствором электролита и сопровождающиеся возникновением на ней разности или скачка потенциалов.

Рассмотрим электрохимические процессы, происходящие в гальваническом элементе, состоящем из цинкового и медного электродов, опущенных соответственно в растворы сульфата Zn и сульфата Cu . На цинковом электроде как более активном металле ($E_0 = -0,76$ в) происходит переход ионов Zn^{2+} в раствор, а на пластинке накапливаются избыточные электроны.

Медь – менее активный ($E_0 = +0,34$ в) металл, катионы меди Cu^{2+} из раствора оседают на поверхности электрода, и он заряжается положительно. Замкнем внешнюю цепь гальванического элемента, т.е. соединим эти электроды металлическим проводником. Избыточные электроны с цинкового электрода будут переходить на медный, где ощущается их недостаток. По

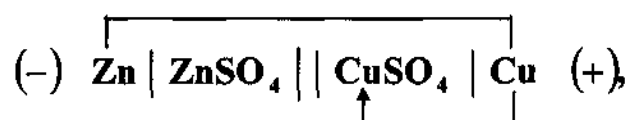
внешней цепи гальванического элемента потечет электрический ток. Пришедшие на медный электрод электроны восстановят катионы меди до атомов $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}^0$. Поскольку на обоих электродах нарушалось равновесие на границе «металл-раствор», то, чтобы его восстановить, новые катионы Zn^{2+} с цинкового электрода уйдут в раствор, избыточные электроны пойдут на медный электрод и восстановят новые катионы меди и т.д.

Таким образом, на цинковом электроде будет происходить реакция окисления $\text{Zn} - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$, на медном – реакция восстановления $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$.

Цинк будет являться анодом, а медь – катодом.

Избыточные ионы SO_4^{2-} , которые появляются в растворе сульфата меди, через пористую перегородку или электрический мостик поступают в раствор сульфата цинка, где их недостаток, и заряды растворов нейтрализуются.

Данный гальванический элемент можно записать в виде краткой электрохимической схемы:



где одна черта означает границу между электродом и раствором; две черты – границу между растворами; в скобках записываются заряды электродов, причем анод записывается слева, катод – справа.

Как уже отмечалось выше, необходимое условие работы гальванического элемента – разность потенциалов его электродов, которая называется *электродвижущей силой* гальванического элемента.

ЭДС всякого работающего гальванического элемента – величина положительная. Её рассчитывают, как уже отмечалось, по разности электродных потенциалов: от электродного потенциала катода отнимают потенциал анода.

Так, для медно-цинкового элемента, в котором электроды погружены в одномолярные растворы их солей, ЭДС будет равна разности между стандартными электродными потенциалами меди (катода) и цинка (анода), т.е.

$$\text{ЭДС} = E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} - E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = 0,34 \text{ в} - (-0,76 \text{ в}) = 1,10 \text{ в.}$$

Таким образом, обобщая все вышеизложенное, необходимо подчеркнуть, что поскольку электроны могут самопроизвольно переходить только от электродов с высокой концентрацией электронов на электроды, где концентрация их ниже, то самопроизвольно будет протекать процесс ухода электронов с того электрода, потенциал которого меньше по алгебраической величине. Другими словами, анодом в гальваническом элементе всегда будет тот электрод, который имеет более низкий электродный потенциал, т.е. стоит в ряду стандартных электродных потенциалов левее. Чем дальше в ряду стандартных электродных потенциалов расположены металлы, образующие гальванический элемент, тем больше ЭДС этого элемента.

Если концентрация электролита, в который опущен электрод, отличается от одномолярной, то величину электродного потенциала необходимо вначале рассчитать по уравнению Нернста.

Электролиз

Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

Химические реакции на электродах осуществляются за счет электрической энергии.

В электролизерах (приборах для проведения электролиза) избыток электронов на одном электроде и недостаток на другом создаются за счет внешнего источника постоянного тока.

На электроде, получающем избыток электронов (заряжается отрицательно), идет реакция восстановления. Этот электрод называется *катодом* (как и в любом другом электрохимическом процессе). На другом электроде, где создается недостаток электронов (заряжается положительно), протекает реакция окисления. Этот электрод называется *анодом*.

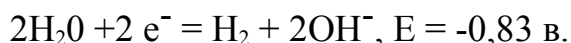
На характер и течение электродных процессов при электролизе большое влияние оказывают состав электролита, растворитель, материал электродов и режим электролиза (напряжение, плотность тока, температура и т.д.). Прежде всего, надо различать электролиз расплавленных электролитов и их растворов.

В растворах электролитов при электролизе в процессах будут участвовать молекулы воды.

Большую роль в электролизе играет материал, из которого сделаны электроды. Вначале рассмотрим характеры катодного и анодного процессов с нерастворимыми электродами, например угольными.

Катодные процессы электролиза водных растворов электролитов

В водном растворе электролит диссоциирует на положительно заряженные ионы – *катионы* и отрицательно заряженные – *анионы*. При пропускании постоянного электрического тока через раствор электролита катионы подходят к катоду, а анионы – к аноду. В прикатодном пространстве, кроме катионов электролита, присутствуют молекулы воды, поскольку раствор водный. Молекулы воды также способны восстанавливаться на катоде, и реакция восстановления воды, сопровождающаяся образованием водорода, протекает при потенциале $E = -0,83$ в.



Какие же процессы в первую очередь будут протекать на катоде? Ответ можно получить с помощью ряда напряжения.

Чем меньше алгебраическая величина стандартного электродного потенциала металла, тем характернее для него ионное состояние и тем труднее восстановить его ионы на катоде. При этом возможны 3 случая:

1. Катионы металлов, имеющих малую величину стандартного электродного потенциала (от Li^+ до Al^{3+} включительно), не восстанавливаются, восстанавливаются молекулы воды.

2. Катионы металлов, имеющих стандартный потенциал меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия (от Al^{3+} до H^+), при электролизе восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

3. Катионы металлов, имеющих стандартный потенциал больший, чем у H (от Cu^{2+} до Au^{2+}), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде.

Если же водный раствор содержит катионы различных металлов, то при электролизе их выделение на катоде протекает в порядке уменьшения алгебраической величины стандартного электродного потенциала металла. Так, из смеси катионов Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} сначала будут восстанавливаться катионы Ag^+ ($E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,8$ в), затем катионы Cu^{2+} ($E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34$ в) и последними – катионы Fe^{2+} ($E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = +0,44$ в).

Анодные процессы электролиза водных растворов электролитов

Характер реакций, протекающих на аноде, зависит как от присутствия молекул воды, так и от вещества, из которого сделан анод.

Различают растворимые и нерастворимые аноды. Нерастворимые аноды изготавливают из угля, графита, платины. При электролизе нерастворимые электроды сами не посылают электроны во внешнюю цепь, электроны посылаются только в результате окисления на них анионов или молекул воды.

Порядок окисления анионов на нерастворимом аноде следующий:

1. Наиболее легко окисляются бескислородные кислотные остатки: I^- , Cl^- , Br^- , F^- , S^{2-} , Se^{2-} , затем OH^- .

2. Кислородсодержащие анионы: SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , затем OH^- , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , NO_2^- и др. – из водных растворов на аноде не окисляются, потому что вместо них окисляются легче молекулы воды, и на аноде выделяется O_2 : $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$.

В случае растворимого анода электроны во внешнюю цепь посылает сам анод, а не анионы раствора. Растворимые аноды изготавливают из меди, серебра, цинка, кадмия, никеля, железа и т.д.

Рассмотрим несколько примеров электролиза водных растворов солей.

Пример 1. Как протекает электролиз водного раствора CuCl_2 с угольными электродами?

В водном растворе протекает диссоциация CuCl_2 : $\text{CuCl}_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$.

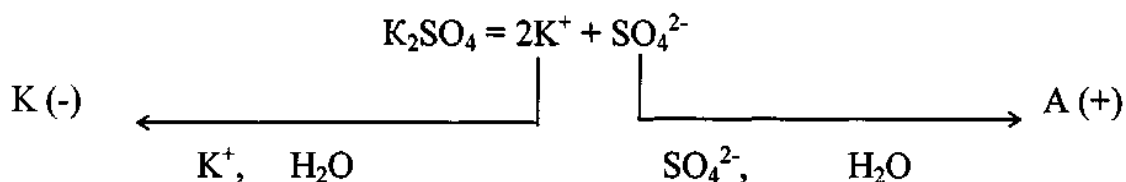
К отрицательному катоду переходят катионы Cu^{2+} , и в прикатодном пространстве есть также H_2O .

К положительному катоду подходят анионы Cl^- , и в прианодном пространстве также находятся молекулы воды.

Катодный процесс: поскольку стандартный потенциал меди ($E^\circ = +0,34$ в) больше, чем потенциал восстановления воды ($E_{\text{в}} = -0,83$ в), то в первую очередь будет идти восстановление катионов меди: К (-) $\text{Cu} + 2e^- = \text{Cu}$.

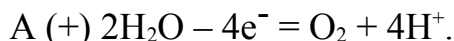
Анодный процесс: поскольку анион соли не содержит в своем составе кислород, то он будет окисляться легче, чем молекулы воды. Следовательно, на аноде будет идти реакция А (+) $2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$.

Пример 2. Как протекает электролиз раствора сульфата калия с нерастворимыми электродами?



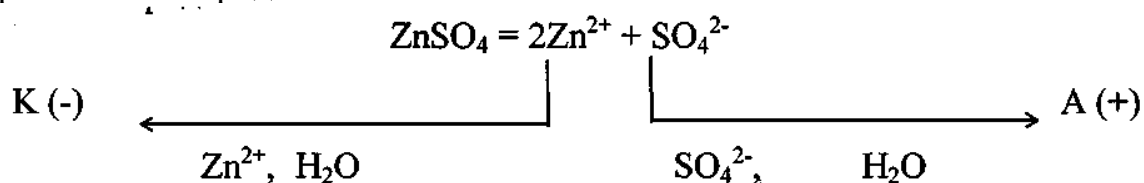
Катодный процесс: стандартный электродный потенциал калия намного меньше потенциала восстановления H_2O ($E_{\text{к+к}} = -2,92$ в; $E_{\text{н+о}} = -0,83$ в), поэтому в первую очередь будут восстанавливаться молекулы воды: К (-) $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$. Водород в виде пузырьков газа будет удаляться с катода, а в прикатодном пространстве будут накапливаться анионы OH^- , создавая щелочную среду.

Анодный процесс: поскольку анион SO_4^{2-} кислородсодержащий, то в первую очередь на аноде будет окисляться вода:

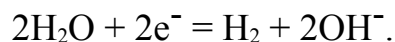


Кислород также удаляется с поверхности электрода, а в прианодном пространстве накапливаются катионы H^+ , создавая кислую среду.

Пример 3. Как протекает электролиз раствора сульфата цинка с инертными электродами?

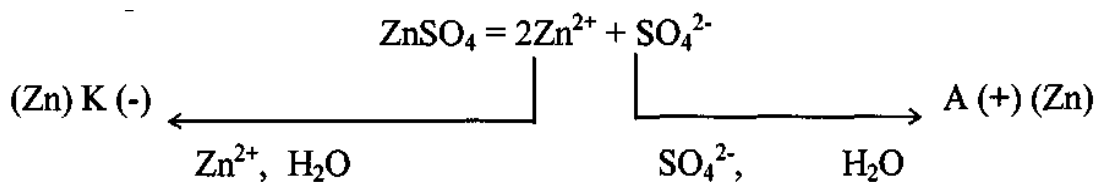


Катодный процесс: стандартный электродный потенциал цинка ($E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76$ в) немного больше потенциала восстановления воды ($E_{\text{в}} = -0,83$ в), поэтому на катоде будут идти одновременно и восстановление Zn^{2+} , и восстановление воды: К (-) $\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}^0$

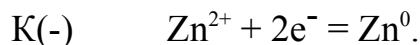


Анодный процесс: анион SO_4^{2-} содержит кислород, поэтому легче будет окисляться вода: А (+) $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$.

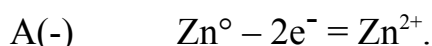
Пример 4. Как протекает электролиз водного раствора сульфата цинка, если электроды изготовлены из цинка?



Катодный процесс: на катоде будет идти восстановление катионов цинка:



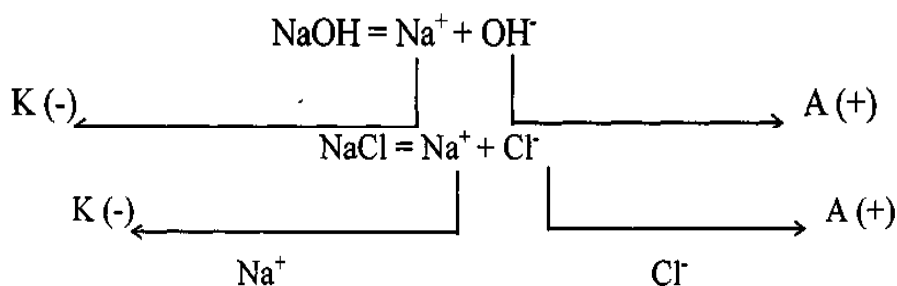
Анодный процесс: в процессе окисления могут участвовать: SO_4^{2-} , H_2O и металл, из которого сделан анод, т.е. Zn . Из всех этих частиц легче всего окисляются атомы металла. Поэтому на аноде будет происходить реакция



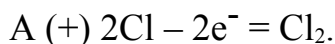
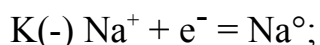
Ионы Zn^{2+} будут переходить в раствор и перемещаться к катоду. Таким образом, происходит перенос цинка с анода на катод, идет растворение анода.

Электролиз расплава электролита

Закономерности электролиза водных растворов распространяются и на расплавы. Однако отсутствие в этом случае воды сказывается на характере



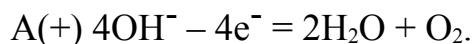
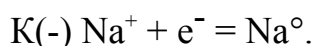
электродных процессов. Электролиз расплава, например, NaCl , при нерастворимом аноде сводится к восстановлению катиона Na^+ (на катоде) и окислению аниона Cl^- (на аноде):



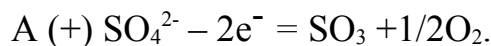
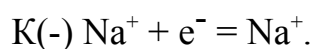
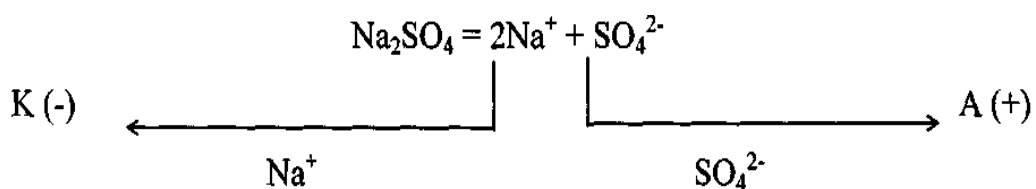
Так же как и в водном растворе, если применять растворимый анод, например медный, и в расплавах может происходить анодное растворение металла.

В качестве примеров рассмотрим электродные процессы, протекающие в некоторых расплавах электролитов при их электролизе.

Пример 1. Электролиз расплава NaOH



Пример 2. Электролиз расплава $\text{Na}_2\text{SO}_4^{2-}$



Законы Фарадея

Между количеством выделившегося при электролизе вещества и количеством прошедшего через электролит электричества существует связь, которая находит отражение в двух законах Фарадея.

Первый закон: массы веществ, выделившихся на электроде при электролизе, прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита.

Второй закон: одинаковые количества электричества выделяют при электролизе на электродах эквивалентные массы различных веществ. Для выделения на электроде одной эквивалентной массы любого вещества необходимо затратить одно и то же количество электричества, а именно 96 500 кулонов, называемое числом Фарадея.

Так, при пропускании 96 500 Кл электричества через раствор CuCl_2 с инертными электродами на катоде выделится одна эквивалентная масса меди (31,77 г) и одновременно на аноде – одна эквивалентная масса Cl (35,45 г).

Из закона Фарадея вытекает уравнение

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot Q}{F} ; \quad (9)$$

где m – масса окисленного или восстановленного вещества, г; \mathcal{E} – эквивалент вещества; Q – количество кулонов электричества, прошедшего через электролит, $Q = It$, где I – сила тока, А; t – время электролиза, с.

Так как $\mathcal{E} = A/n$, где A – атомная масса элемента; n – его валентность в соединении, формулу (9) можно представить в виде

$$m = \frac{A \cdot I \cdot t}{n \cdot 96500} . \quad (10)$$

Если $I \cdot t = 1$ Кл, то масса выделившегося вещества составляет

$$\frac{A}{96500} = E, \text{ или } \frac{\mathcal{E}}{96500} = E.$$

Величина E называется *электролитическим эквивалентом вещества* и характеризует собой массу вещества, окисляющегося или восстанавливающегося на электродах при прохождении через электролит 1 Кл электричества. Как видно, химический эквивалент связан с электрохимическим соотношением $\mathcal{E} = E \cdot F$. (11)

При практическом проведении электролиза действительный расход тока вследствие протекания тех или иных побочных процессов (например,

взаимодействие образовавшихся веществ с электродом или электролитом) обычно превышает количество его, рассчитанное согласно закону Фарадея. Отношение массы действительно получаемого вещества m_i к массе, теоретически вычисленной, называется выходом по току A_T , т.е.

$$A_T = \frac{m_i \cdot 96500}{I \cdot t \cdot \mathcal{E}} \quad 100\% \quad (12)$$

Коррозия металлов

Коррозией называется разрушение металлов под воздействием окружающей среды. Все коррозионные процессы имеют одну и ту же причину: термодинамическую неустойчивость металлов в условиях воздействия внешней среды.

Выделение металлов из руд требует затраты энергии (в доменном процессе, при электрометаллургическом получении и т.д.), поэтому обратное превращение металлов в окисленное состояние протекает с высвобождением энергии. В результате этого металлы самопроизвольно переходят в термодинамически более стабильные соединения: оксиды, гидроксиды, основные соли и т.д.

Коррозия – это физико-химическое взаимодействие металла и среды, в которой он находится. Среда, вызывающая коррозию, называется ***коррозионной***, или ***агрессивной***. Агрессивной средой может быть газ, воздух, вода (особенно морская), растворы электролитов, органические растворители.

Способность металлов противостоять коррозионному воздействию среды называют ***коррозионной стойкостью***.

Химические процессы, вызывающие коррозию, – это окислительно-восстановительные реакции, протекающие на границе раздела «металл – агрессивная среда».

Металлы при коррозии окисляются, а вещества среды, с которыми они взаимодействуют, восстанавливаются.

Коррозионные процессы различают по следующим признакам:

а) виду (геометрическому характеру) коррозионных разрушений на поверхности или объеме металла;

б) виду коррозионной среды;

в) механизму реакций взаимодействия металла со средой.

По характеру разрушений металла при взаимодействии его с агрессивной средой коррозию разделяют на следующие виды:

а) сплошную (равномерную и неравномерную); разрушение охватывает всю поверхность металла;

б) местную – разрушения локальны, большая часть поверхности не затронута, может иметь вид пятен, язв, точек петтенгов (углубление точек);

в) подповерхностную, начавшись с поверхности, коррозия в дальнейшем поражает подповерхностные слои металла;

г) межкристаллитную – не разрушая зерен металла коррозия продвигается по их менее стойким границам;

д) избирательную (селективную) – в сплаве разрушается один компонент.

По виду агрессивной среды, принимающей участие в разрушении металла, различают коррозию: газовую, атмосферную, подземную, в жидкостях – неэлектролитах, в растворах – электролитах.

По механизму реакции взаимодействие металла с коррозионной средой различают два основных вида коррозии: *химическую* и *электрохимическую*.

Особо выделяют *биохимическую* (микробиологическую) и *радиационную* коррозии.

Химической коррозией называют разрушение металла под действием окружающей среды без возникновения электрического тока.

Химическая коррозия бывает:

а) жидкостная – в жидкостях – неэлектролитах;

б) газовая – при контактах металлов с сухими газами при высоких температурах.

К химической коррозии в жидкостях неэлектролитах относят коррозионные процессы металлов в органических жидкостях: спиртах, бензоле, феноле, хлороформе, четыреххлористом углероде, нефти, керосине, бензине и т.д. В чистом виде органические растворители и углеводороды, входящие в состав нефти и жидких топлив, слабо реагируют с металлами. Но присутствие в них даже незначительных количеств примесей сероводорода, элементарной серы, меркаптанов резко активизирует коррозию металлов.

Меркаптаны (R-SH) вызывают коррозию меди, никеля, свинца, олова и других металлов. Содержащийся в нефти сероводород взаимодействует с железом, свинцом, медью, серебром с образованием сульфидов; крекинг-бензины при взаимодействии с металлами (железом, медью, магнием, свинцом, цинком) осмоляются, возрастает кислотность среды, что и способствует коррозии. Алюминий разрушают даже безводные хлорорганические растворители, а присутствие в них воды приводит к усилению коррозии.

Газовая коррозия наиболее распространенный вид химической коррозии, она наблюдается при работе двигателей внутреннего сгорания, при термической обработке, горячей прокатке, ковке металлов и т.д. Газовая коррозия может проходить при действии на металл кислорода, хлора, хлороводорода оксида углерода (II), оксидов серы (II), (IV).

При коррозии металла в атмосфере, содержащей кислород, в том числе и воздушной, образуются оксиды металла. Поверхность металла покрывается оксидной пленкой, которая может защищать металл от дальнейшего окисления.

Чтобы оксидная пленка обладала защитными свойствами, она должна быть сплошной, беспористой, иметь хорошее сцепление с металлом, иметь коэффициент термического расширения, близкий характеристике металла, быть химически инертной по отношению к данной агрессивной среде, обладать твердостью и износостойкостью. При образовании такой пленки на поверхности металл переходит в пассивное состояние, т.е. дальше не подвергается коррозии.

Если образовавшаяся оксидная пленка пористая, рыхлая и плохо сцеплена с металлом, то она не будет обладать защитными свойствами для металла (например, пленка, состоящая из оксидов железа разной степени окисления FeO , Fe_2O_3 , Fe_3O_4).

При воздействии на металлы оксида углерода (II) с ростом температуры и давления могут образоваться легко летучие соединения – карбонилы металла $\text{Me}(\text{CO})_4$, которые, испаряясь с поверхности металла, разрушают его поверхностный слой.

Коррозии под действием хлора и хлороводорода подвержены практически все металлы. При этой коррозии образуются хлориды металлов.

Продукты сгорания топлива (угля, жидких углеводородов, мазута и др.) содержат значительные количества соединений серы и ванадия, влияющих на скорость газовой коррозии.

С повышением температуры скорость газовой коррозии почти всех металлов увеличивается.

Электрохимической коррозией называют разрушение металла в среде электролита с возникновением в системе электрического тока.

Различают:

- а) гальванокоррозию – коррозию металла в растворах электролитов;
- б) атмосферную – коррозию в атмосфере любого влажного газа;
- в) почвенную – коррозию во влажной почве;
- г) электрокоррозию – коррозию за счет внешнего электрического тока.

При электрохимической коррозии процесс взаимодействия металла с окислителем включает анодное растворение металла и катодное восстановление окислителя. Поверхность любого металла неоднородна и состоит из множества короткозамкнутых микрогальванических элементов. Гальванические элементы на поверхности металла могут образоваться при наличии в металле примесей, пленок на его поверхности, неоднородности сплава по химическому и фазовому составам.

Разнородные участки металла имеют различные значения электродных потенциалов. Участки, имеющие меньшее значение потенциала, являются анодом, и на них протекает процесс окисления, а участки с большим электродным потенциалом – катодом, на них идет восстановление окислителя. Катодом могут служить самые разнообразные вещества, но обязательно являющиеся электронными проводниками.

Примером гальванокоррозии может служить коррозия железа в контакте с медью в растворе электролита – соляной кислоты. При таком контакте возникает гальванический элемент

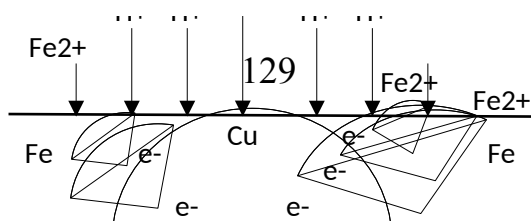
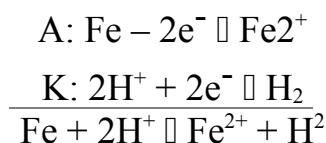


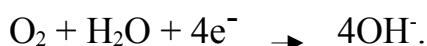
Схема действия гальванической пары

Как показано на рисунке, более активный металл Fe ($E_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} = -0,46\text{В}$) – анод – окисляется, посылая электроны меди, и переходит в раствор ионов Fe^{2+} . Ионы H^+ из электролита движутся к меди, являющейся катодом ($E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}} = +0,34\text{ В}$), где, принимая электроны, восстанавливаются. Таким образом, протекают реакции



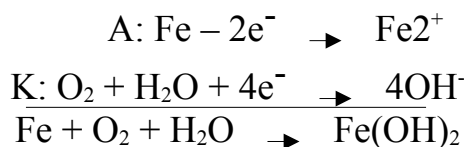
В результате перехода электронов с анода на катод потенциал катода становится более отрицательным, а потенциал анода – более положительным, т.е., как и в обычном гальваническом элементе, имеет место поляризация электродов. В результате этого происходит выравнивание потенциалов электродов, и коррозия замедляется или вовсе прекращается. Однако при коррозии окислители внешней среды, принимающие электроны у катода, деполяризуют его, т.е. повышают потенциал катода. Эти окислители называются *катодными деполяризаторами*. В приведенном примере катодным деполяризатором является ион водорода (водородная деполяризация).

Катодным деполяризатором может являться кислород, растворенный в воде (кислородная деполяризация). Восстановление кислорода на катоде протекает по уравнению:



При работе гальванопары *железо-медь* в нейтральной среде

(-) Fe/O₂,H₂O/Cu (+) протекают реакции



Гидроксид железа (II) в присутствии воды и кислорода воздуха переходит в гидроксид железа (III): $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Возможность протекания коррозионных процессов зависит от энергии Гиббса. Коррозия как самопроизвольный процесс протекает, если энергия Гиббса ΔG реакции имеет отрицательное значение. А так как энергия Гиббса связана с ЭДС элемента $E = -(\Delta G/nF)$, то возможность коррозии может быть

установлена по знаку ЭДС элемента E. ЭДС элемента должна быть положительна.

Так как ЭДС элемента E равна разности потенциалов окислителя и восстановителя $E = E_{\text{окисл.}} - E_{\text{восст.}}$, то коррозия возможна при условии, что потенциал окислителя положительнее потенциала металла (восстановителя). Равновесные потенциалы восстановления катионов водорода и молекул кислорода зависят от кислотности среды.

Потенциал восстановления ионов водорода меняется от $E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0\text{В}$ (сильно кислая среда) до $E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,41\text{В}$ (нейтральная среда). Потенциал восстановления кислорода в нейтральной среде $E_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = +0,81\text{В}$. Из сравнения потенциалов ионов водорода, кислорода и потенциалов металла можно сделать следующие выводы:

а) ионы водорода, находящиеся в воде и нейтральных водных растворах электролитов, будут окислять только те металлы, потенциал которых меньше $-0,41\text{В}$;

б) растворенный в воде кислород будет окислять только те металлы, потенциал которых меньше $+0,81\text{В}$.

Появление анодных и катодных участков на поверхности металла (гальванопар) может быть вызвано не только наличием вкраплений других металлов, но и присутствием примесей неметаллических веществ (например, углерода) или неоднородностью поверхности. Совершенно чистые металлы подвержены коррозии в значительно меньшей степени.

Значительную роль при коррозии играет кислотность среды, в которой находится металл. Так при больших значениях pH растворяется алюминий и практически не растворяется железо. Из-за амфотерности $\text{Zn}(\text{OH})_2$ коррозия цинка возрастает как в кислой, так и в щелочной среде. Золото, весьма стойкое в обычных условиях, легко окисляется в растворе цианида калия KCN вследствие образования комплексных соединений.

Атмосферная коррозия – это коррозия во влажном воздухе при обычной температуре. Поверхность металла покрывается пленкой влаги, содержащей кислород. В этой пленке и протекает коррозия с кислотной депоизольацией. Интенсивность коррозии возрастает с увеличением влажности воздуха, содержания в нем газов CO_2 и SO_2 , пыли, копоти, а также с появлением на поверхности металла шероховатостей и трещин, облетающих конденсацию влаги.

Почвенная коррозия угрожает трубопроводам, оболочкам кабелей и всем подземным сооружениям. Особенно коррозионно-активны почвы с высокой влажностью, низким значением pH и хорошей электропроводимостью

Электрическая коррозия вызывается блуждающими токами, исходящими от трамваев, метро, электрических железных дорог и различных электроустановок, работающих на постоянном токе.

Блуждающие токи разрушают подземные металлические сооружения, вызывают появление на металлических предметах, находящихся в земле

участков входа и выхода постоянного тока. Разрушаются анодные зоны, т.е. места выхода тока.

Блуждающие токи от источников переменного тока вызывают слабую коррозию у подземных изделий из стали и сильную – у изделий из цветных металлов.

Биохимическая (микробиологическая) коррозия – это разрушение металлов при воздействии микроорганизмов и продуктов их жизнедеятельности. Микроорганизмы могут разрушать защитные покрытия на металлах, подавлять действие веществ, замедляющих коррозию (ингибиторов). Бактерии могут вырабатывать серную, муравьиную, уксусную и другие органические кислоты, деполяризовать катодные участки коррозионных микрогальванических элементов

Особенности коррозии в морской воде

Особенностями морской воды как агрессивной среды являются:

а) высокая концентрация солей (от 5 до 39 г/л), снижающая химическое сопротивление электролита;

б) большое содержание хлоридов (ион Cl^- является сильнейшим активатором коррозии);

в) энергичное перемешивание воды с одновременной аэрацией, способствующее увеличению содержания растворенного кислорода. Скорость коррозии в зоне прилива или волны в 3-5 раз больше, чем зоне полного погружения;

г) одновременное содержание в воде ионов Cl^- и кислорода, являющегося сильным окислителем;

д) присутствие биологических факторов, вызывающих биокоррозию и обрастание судов.

Все это делает воду очень сильной коррозионной средой, хотя ее pH = 7,2-8,0. Особенно резко возрастает скорость коррозии по ватерлинии судна, что объясняется большим поступлением атмосферного кислорода.

Исключительно энергичное коррозионное воздействие оказывают брызги морской воды. По мере испарения воды из капли в последней увеличивается концентрация солей, что приводит к увеличению коррозии.

Методы защиты металлов от коррозии

1. Защитные поверхностные покрытия металлов.

Такие покрытия могут быть как металлические (цинк, олово, свинец, хром и другие металлы), так и неметаллические (лаки, краски, эмали и вещества). Металлические покрытия различают как анодные и катодные. *Анодным* является покрытие защищаемого металла другим металлом, имеющим электродный потенциал меньше, чем потенциал защищаемого металла. *Катодным* является покрытие, когда потенциал наносимого металла больше, чем потенциал защищаемого металла.

2. Создание сплавов с антикоррозионными свойствами.

Введением в состав стали до 12 % хрома получают нержавеющую сталь, устойчивую к коррозии. Усиливают антикоррозионные свойства стали

добавки никеля, кобальта и меди. В этом случае повышается склонность сплавов к пассивации.

3. Электрохимические методы.

К ним относится протекторная защита. Применяется в тех случаях, когда защищаемая конструкция (подземный трубопровод, корпус судна) находится в среде электролита (морская вода, подземные почвенные воды и т.д.). Защищаемую конструкцию соединяют с *протектором* – металлом, имеющим более отрицательный потенциал, чем у защищаемого металла. В качестве протектора при защите стальных изделий обычно используют магний, алюминий, цинк и их сплавы. В процессе коррозии протектор служит анодом и разрушается, предохраняя тем самым от разрушения конструкцию.

На том же принципе основана *электрозащита*. Конструкцию, находящуюся в среде электролита, также соединяют с другим металлом, но через внешний источник тока. При этом защищаемую конструкцию присоединяют к катоду, а металл – к аноду источника тока. Анод (защищающий металл) разрушается, а на катоде происходит восстановление окислителя.

4. Изменение состава среды.

Для замедления коррозии металлических изделий в электролит вводят вещества (чаще всего органические), называемые *замедлителями коррозии*, или *ингибиторами*. Это имеет большое значение в тех случаях, когда металл необходимо защищать от разъедания кислотами. Например, прибавление ингибиторов ПР и ЧМ к кислоте в количестве 1-0,5 % замедляет коррозию железа в 10-100 и более раз. Ингибиторы широко применяются при химической очистке от накипи паровых котлов, снятии окалина с обработанных изделий, а также при хранении и перевозке соляной кислоты в стальной таре. К числу неорганических ингибиторов относятся нитраты, хроматы, фосфаты, силикаты.

Органические ингибиторы прочно адсорбируются на поверхности металла и повышают перенапряжение электродных реакций. Неорганические ингибиторы тормозят анодную реакцию, что замедляет анодное растворение металла и благоприятствует его переходу в пассивное состояние.

МОДУЛЬ 2. Химия элементов (8 часов).

Раздел 1. Химия металлов (4 часа).

Лекция №№ 15-16

Тема. Общие свойства металлов (2 часа).

Простые вещества и их соединения. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства металлов. Металлические сплавы и композиты.

Тема. Основные закономерности химии d-элементов (2 часа).

Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.

Металлы

Если в периодической системе элементов Д.И. Менделеева провести диагональ от бериллия к астату, то справа вверх от диагонали будут находиться элементы-неметаллы (исключая элементы побочных подгрупп), а слева внизу – элементы-металлы (к ним же относятся элементы побочных подгрупп). Элементы, расположенные вблизи диагонали (например, Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb и др.), обладают двойственным характером. К элементам-металлам относятся s-элементы первой и второй групп, все d- и f-элементы, а также р-элементы главных подгрупп: третьей (кроме бора), четвертой (Ge, Sn, Pb), пятой (Sb, Bi) и шестой (Po).

Наиболее типичные элементы-металлы расположены в начале периодов (начиная со второго). Таким образом, из 110 элементов 85 являются металлами. По сходным химическим свойствам все металлы подразделяются на щелочные, щелочноземельные, переходные, платиновые и благородные.

К щелочным металлам относятся металлы первой группы главной подгруппы периодической системы. Щелочноземельные металлы – это металлы второй группы главной подгруппы периодической системы, кроме бериллия. Переходные металлы – это группа химических элементов, в атомах которых имеются частично заполненные d- и f-электронами внутренние электронные оболочки. Платиновыми металлами называют шесть металлов восьмой группы побочной подгруппы, включающей рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платину. К благородным металлам относят химически стойкие металлы – золото, серебро, а также металлы платиновой группы.

Металлы служат основным конструкционным материалом в машиностроении и приборостроении. Все они обладают общими металлическими свойствами, но каждый элемент проявляет их в соответствии с его положением в периодической системе Д.И. Менделеева, т. е. в соответствии с особенностями строения его атома.

Атомы элементов, обладающих металлическими свойствами, содержат незначительное число электронов на внешних электронных уровнях (1-2). Вследствие малой плотности электронов на внешних уровнях атомы металлов в процессе кристаллизации легко сближаются, и происходит перекрывание электронных орбиталей. Рассмотрим в качестве примера образование кристалла лития из свободных атомов. Свободный атом лития обладает высокой электронной плотностью орбитали $1s^2$, а орбиталь $2s^1$ представлена одним электроном. При сближении атомов орбитали $2s^1$ перекрываются, и в кристалле металлического лития все время поддерживается некоторая плотность электронов.

Металлы – это твердые кристаллические вещества. Характерной особенностью кристаллического состояния вещества является правильное, периодическое расположение атомов в пространстве. У металлов атомы в кристалле расположены в строго определенном порядке и образуют так называемую пространственную решетку, в узлах которой находятся положительно заряженные ионы, а между ними перемещаются свободные электроны. Расположение атомов в кристалле условно можно изображать различными схемами, но чаще всего в виде пространственных так называемых элементарных кристаллических ячеек, многократным повторением которых можно воспроизвести пространственную кристаллическую решетку.

Наиболее распространенные типы кристаллических решеток:

– кубическая объемноцентрированная решетка – характерна для W, Mo, V, Cr, Fe_a;

– кубическая гранецентрированная решетка – характерна для Pb, Fe_γ, Al, Cu, Ni;

- гексагональная плотноупакованная решетка – характерна для Ti_a, Mg, Zn, Be.

В решетках такого типа каждый атом окружен максимальным геометрически допустимым числом атомов, соответствующим плотнейшей упаковке шаров одного и того же размера. Некоторые металлы, например, олово, индий, галлий, имеют тетрагональную решетку, которая (как кубическая) может быть простой, объемно- или гранецентрированной.

Физические, механические и технологические свойства металлов

К физическим свойствам металлов относятся цвет, плотность, плавкость, электро- и теплопроводность, теплоемкость, магнитные и другие свойства.

Плотность. Плотность металлов находится в периодической зависимости от порядкового номера элемента. Легкие металлы ($\rho \leq 5 \text{ г/см}^3$): s-металлы и Al, Sc, Ti, минимальная плотность – у Li ($\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$). Тяжелые металлы: d-металлы 5-7 периодов, максимальная плотность у Os ($\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$).

Плавкость. Тпл. имеет периодическую зависимость от порядкового номера элемента. Легкоплавкие металлы: s- и p-металлы, а также d-металлы второй группы, минимальная температура плавления – у Hg (Тпл = -33,6 °С). Тугоплавкие металлы (Тпл > 1500 °С): d-металлы четвертой–восьмой групп, максимальная температура плавления – у W (Тпл = 3380 °С).

Электрическая проводимость и теплопроводность. Для металлической связи, осуществляющейся в металлах, ионы, находящиеся в металлической решетке, связаны друг с другом нелокализованными подвижными электронами. Электроны, возбуждаясь, относительно легко переходят из одной орбитали в другую. Этим объясняется высокая электрическая проводимость и теплопроводность металлов. Максимальная электрическая проводимость – у Au, Cu, Ag, Al.

Механические свойства металлов характеризуют их прочностное, пластичное и вязкое состояния. Прочность – способность металла, не

разрушаясь, сопротивляться действию прилагаемых внешних сил. Вязкость — способность металла оказывать сопротивление ударным нагрузкам. Пластичность — свойство металла деформироваться без разрушения при приложении внешних сил. Пластичность металлов объясняется специфическими свойствами металлической связи. При механическом воздействии отдельные слои кристаллической решетки смещаются друг относительно друга, при этом происходит лишь некоторое перераспределение электронного газа, связывающего друг с другом атомы металла, но разрыва химических связей не происходит: металл деформируется, не разрушаясь.

Упругость — свойство металла восстанавливать свою форму после прекращения действия приложенных внешних сил.

Твердость — способность одного тела противостоять проникновению в него другого тела, более твердого.

Технологические свойства — ковкость, жидкотекучесть, свариваемость, обрабатываемость режущим инструментом — влияют на выбор приемов и методов изготовления деталей машин.

Ковкость — способность металлов подвергаться обработке давлением. Это свойство металлов связано с их пластической деформацией, особенно при нагревании. Ковкость определяет возможность применения таких видов обработки, как прокатка, прессование, волочение, ковка и штамповка.

Жидкотекучесть — способность металлов легко растекаться и заполнять полностью литейную форму.

Свариваемость — способность металлов легко давать прочные неразъемные соединения изготовленных из них деталей.

Химические свойства металлов

Металлы в свободном состоянии являются восстановителями. В химическом отношении атомы всех металлов характеризуются сравнительной легкостью отдачи валентных электронов и способностью образовывать положительно заряженные ионы, проявляя в своих соединениях только положительную степень окисления. Многие металлы (железо, хром, марганец) имеют в различных соединениях разную степень окисления, но она всегда положительная. Восстановительная способность разных металлов неодинакова. В главных подгруппах восстановительные свойства металлов сверху вниз усиливаются. В побочных подгруппах наоборот — сверху вниз восстановительные свойства ослабевают, а окислительные — усиливаются.

О восстановительных способностях металлов судят по электродным потенциалам, значения которых являются периодической функцией порядкового номера элемента. Чем меньше величина потенциала, тем выше восстановительная способность этого металла и тем ниже окислительная способность его ионов. А также наиболее сильные восстановители — щелочные и щелочноземельные металлы: бериллий, магний, алюминий, лантаноиды и d-металлы 3 и 4 групп.

Наименьшая восстановительная способность у d-металлов 1 группы и платиновых металлов. Будучи восстановителями, металлы могут

взаимодействовать с окислителями:

- а) все металлы окисляются фтором и могут окисляться хлором;
- б) большинство металлов (кроме платины и золота) могут окисляться бромом и кислородом в кислой среде;
- в) в нейтральной среде кислород не может окислять золото, платиновые металлы, ртуть, серебро;
- г) ионы водорода в кислой среде могут окислять металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода.

Однако реальная возможность окисления того или иного металла определяется не только термодинамикой, но и кинетикой процесса. Взаимодействие многих металлов с хлором, бромом, кислородом, ионами водорода и другими окислителями тормозится пассивными пленками на поверхности металлов. Большой склонностью к пассивации обладают бериллий, алюминий, d-металлы 4-8 групп.

Рассмотрим некоторые типичные случаи взаимодействия металлов с активными средами.

1. Металлы высокой химической активности могут разлагать воду с вытеснением водорода при комнатной температуре:

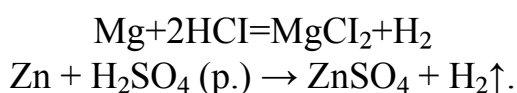


Менее активные металлы вступают в реакцию с водой при нагревании, образуя в некоторых случаях оксиды: $\text{Me} + \text{H}_2\text{O} = \text{MeO} + \text{H}_2$.

Sn, Pb, Cu, Hg, Ag, Pt, Au не реагируют с водой даже при нагревании.

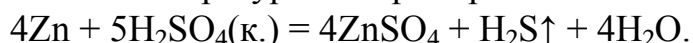
2. С кислотами металлы реагируют различно в зависимости от активности самого металла и окислительных свойств кислоты. Особенности действия кислот на металлы заключаются в следующем:

а) в растворах галогеноводородов и разбавленной серной кислоте окислителем является только ион H^+ :



С разбавленными кислотами могут взаимодействовать только металлы, стоящие до водорода в ряду напряжений металлов (имеющие положительный электродный потенциал);

б) концентрированная серная кислота сама может восстанавливаться или до S^{-2} , или до $(\text{SO}_3)^{2-}$. Степень восстановления зависит от активности металла, концентрации кислоты и температуры. Например:

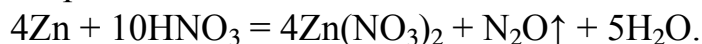


Концентрированная серная кислота с малой концентрацией ионов H^+ может при нагревании окислять металлы, которые в ряду активности не могут вытеснять водород: $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

в) азотная кислота является сильнейшим окислителем, продуктами восстановления могут быть NO_2 , N_2O_3 , NO , N_2O , N_2 , NH_3 .

Активные металлы восстанавливают азот до NH_3 или до нитрата аммония NH_4NO_3 : $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

При нагревании реакция идет иначе:



Обычно при взаимодействии с азотной кислотой продуктами реакции являются NO или NO₂: $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$



Азотная кислота действует почти на все металлы (за исключением золота, платины, тантала, родия, иридия), превращая их в нитраты, а некоторые металлы – в оксиды.

Концентрированная HNO₃ пассивирует некоторые металлы. Железо, хром и алюминий, легко растворяющиеся в разбавленной азотной кислоте, не растворяются в холодной концентрированной HNO₃. Эти металлы переходят под действием концентрированной азотной кислоты в пассивное состояние.

Окислительную способность азотной кислоты можно усилить, добавив к ней соляной кислоты («царская водка») или HF. Эти смеси растворяют самые пассивные металлы (Au, Pt).

3. Взаимодействие металлов с элементарными окислителями:

- с кислородом: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ – оксид;
- с галогенами: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$ – галогенид (хлорид);
- с серой при нагревании: $2\text{Li} + \text{S} = \text{Li}_2\text{S}$ – сульфид;
- с водородом (при нагревании): $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$ – гидрид;
- с азотом: $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$ – нитрид.

Так как металлы и их катионы имеют вакантные молекулярные орбитали, то большинство из них являются комплексообразователями и соответственно входят в состав комплексных соединений. Наиболее выражена склонность к комплексообразованию у ионов переходных металлов, особенно d-элементов 1,2 и 8 групп. Комплексные соединения, особенно железа, кобальта, меди, марганца, хрома, ванадия, цинка и молибдена, входят в состав биологических систем, включая ферменты, переносчики крови и т.д. Например, в гемоглобин крови входит комплексное соединение железа.

Основные способы получения металлов

Металлы получают из руд, т.е. исходного сырья, в котором содержится экономически приемлемое количество металла. Предварительно руда обрабатывается для увеличения концентрации металла путем отделения пустой породы и разделения остатка на различные фракции. Последующие операции заключаются в получении соединения металла, из которого удобно выделить металл тем или иным способом.

Так как большинство металлов в природе находится в окисленном состоянии, то извлечение их основано на восстановлении из тех или иных соединений в растворах (при невысокой температуре) или расплавах (при повышенных температурах).

Восстановление проводят:

- химическими способами: химическое восстановление заключается во взаимодействии соединений металлов с углём, водородом или металлами-восстановителями, например: при взаимодействии оксидов железа со

специально обработанным углём (коксом) образуется чугун; с помощью водорода получают вольфрам, молибден, кобальт и другие металлы по реакции: $WO_3 + 3H_2 = W + 3H_2O$; многие металлы производят взаимодействием соединений металлов с другими металлами, например: $BeF_2 + Mg = Be + MgF_2$.

Таким способом получают кадмий, олово, хром, серебро, титан и др. Кроме магния восстановителями служат цинк и алюминий;

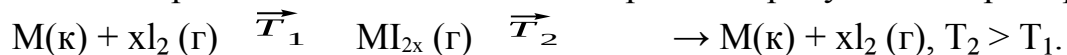
- электрохимическими способами: электролизом из растворов осаждают медь, никель, серебро, хром, кадмий, олово и др. Электролизом из расплавов осаждаются сильные восстановители: щелочные металлы, магний, алюминий.

Получение чистых металлов

Свойства металлов зависят от содержания в них примесей. Например, титан долгое время не находил применения из-за хрупкости, обусловленной наличием примесей.

После освоения методов очистки области применения титана резко расширились. Особенно большое значение имеет чистота материалов в электронной и вычислительной технике и ядерной энергетике.

Все методы очистки металлов можно разделить на химические и физико-химические. Химические методы очистки заключаются во взаимодействии металлов с теми или иными реагентами, образующими с основными металлами или примесями осадки или газообразные продукты. Например:



Физико-химические методы:

а) электрохимический способ (рафинирование) – очищаемый металл служит анодом, чистый металл осаждается на катоде электролизера, примеси переходят либо в раствор электролита, либо в виде осадка накапливаются в шламе;

б) дистилляционные методы заключаются в испарении жидкого (например, ртути) или расплавленного металла с последующей конденсацией паров. Отделение примесей обусловлено разной температурой испарения основного металла и примеси;

в) кристаллизационные методы основаны на различном содержании примесей в твердом и расплавленном металлах. Особенно широко применяют зонную плавку, заключающуюся в том, что вдоль слитка (стержня) медленно перемещается зона нагрева и соответственно зона расплавленного металла. Некоторые примеси концентрируются в расплаве и собираются в конце слитка, другие – в начале слитка. После многократных прогонок отрезают начальную и конечную часть слитка, остается очищенная средняя часть металла.

Свойства соединений металлов

Соединения щелочных металлов

Соединения	Способы получения	Химические свойства
------------	-------------------	---------------------

Me ₂ O – оксиды щелочных металлов	Образуются при непосредственном контакте металлов с кислородом воздуха: 2Me + 0,5O ₂ = Me ₂ O	Проявляют свойства основных оксидов: K ₂ O + 2HCl = 2KCl + H ₂ O K ₂ O + H ₂ O = 2KOH K ₂ O + Cl ₂ O ₇ = 2KClO ₄
MeOH – гидроксиды щелочных металлов	Me ₂ O + H ₂ O = 2MeOH В промышленности получают электролизом растворов солей: 2NaCl + 2H ₂ O → 2NaOH + H ₂ ↑ + Cl ₂ ↑	В водных растворах проявляют все характерные свойства оснований (щелочей): NaOH + HCl = NaCl + H ₂ O 2NaOH + CO ₂ = Na ₂ CO ₃ + H ₂ O 2KOH + ZnO = K ₂ ZnO ₂ + H ₂ O NaOH + Al(OH) ₃ = NaAlO ₂ + 2H ₂ O

Соединения щелочноземельных металлов

Соединения	Способы получения	Химические свойства
MeO - оксиды щелочноземельных металлов	Образуются при непосредственном контакте металлов с кислородом воздуха: 2Me + O ₂ = 2MeO Оксид кальция получают прокаливанием известняка: CaCO ₃ → CaO + CO ₂ ↑	Оксид бериллия амфотерен: BeO + Na ₂ O = Na ₂ BeO ₂ (бериллат натрия) BeO + 2HCl = BeCl ₂ + H ₂ O Оксиды остальных металлов проявляют основные свойства: CaO + 2HCl = CaCl ₂ + H ₂ O CaO + SO ₃ = CaSO ₄ CaO + H ₂ O = Ca(OH) ₂
Me(OH) ₂ - гидроксиды щелочноземельных металлов	MeO + H ₂ O = Me(OH) ₂	Гидроксид бериллия проявляет амфотерные свойства: Be(OH) ₂ + 2NaOH = Na ₂ [Be(OH) ₄] Be(OH) ₂ + 2HCl = BeCl ₂ + H ₂ O. Гидроксиды остальных металлов обладают свойствами оснований: Ca(OH) ₂ + H ₂ SO ₄ = CaSO ₄ + 2H ₂ O Ca(OH) ₂ + CO ₂ = CaCO ₃ + 2H ₂ O

Соединения металлов III группы главной подгруппы

Соединения	Способы получения	Химические свойства
Me ₂ O ₃ - оксиды металлов	4Al + 3O ₂ → 2Al ₂ O ₃ 2Al(OH) ₃ → Al ₂ O ₃ + 3H ₂ O	Оксид алюминия не растворяется в воде и с ней не реагирует. Оксиды обладают амфотерными свойствами: Al ₂ O ₃ + 6HCl = 2AlCl ₃ + 3H ₂ O Al ₂ O ₃ + 2NaOH $\xrightarrow{\text{сплавле́ние}}$

		$2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 7\text{H}_2\text{O} =$ $2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$
Me(OH) ₃ - гидроксиды металлов	$\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} =$ $\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$	Гидроксид алюминия в воде практически нерастворим. Гидроксиды алюминия, галлия и индия амфотерны: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} =$ $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$ Гидроксид таллия Tl(OH) ₃ обладает только основными свойствами

Соединения переходных металлов

Общим свойством соединений почти всех d-элементов является переменная степень окисления. Так как на внешнем слое у большинства d-элементов находится два s-электрона, то они проявляют степень окисления +2. Высшая степень окисления у элементов, не содержащих на орбиталях пар d-электронов (III-VII группы), соответствует номеру группы. Для элементов VIII группы, у которых d-орбитали имеют электронные пары, высшие степени окисления не характерны. Исключение составляют рутений и осмий, проявляющие высшие степени окисления +8. Строение и свойства соединений

d-элементов зависят от степени окисления атомов:

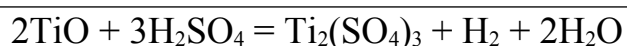
1) соединения d-металлов III, IV, V, VI, VII групп в высших степенях окисления проявляют свойства, подобные свойствам p-элементов соответствующих групп;

2) соединения d-металлов VIII, I, II групп, за исключением Fe и его аналогов, обладают малыми степенями окисления, и соединения их проявляют только металлические свойства.

Все соединения d-элементов в зависимости от степени окисления можно разделить на три группы:

- а) высшей степени окисления +4; +8;
- б) промежуточной степени окисления +4; +3;
- в) низшей степени окисления +2; +1.

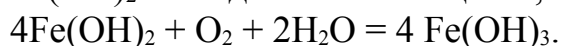
Соединения высшей степени окисления	Оксиды и гидроксиды d-металлов имеют преимущественно неметаллический (кислотообразующий) характер
Соединения промежуточной степени окисления	Эти соединения обычно проявляют амфотерность если не в водных средах, то при сплавлении: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CaO} = \text{CaFe}_2\text{O}_4$ – феррит кальция
Соединения низшей степени окисления	Оксиды и гидроксиды d-металлов обладают главным образом основным характером:



Рассмотрим на примере соединений семейства железа (Fe, Co, Ni). Железо, кобальт, никель образуют оксиды типа ЭО, Э₂O₃ и гидроксиды типа Э(ОН)₂ и Э(ОН)₃. Характер оксидов и гидроксидов:

FeO, CoO, NiO – основные свойства	Fe(OH) ₂ , Co(OH) ₂ , Ni(OH) ₂ – основные свойства
Fe ₂ O ₃ – амфотерные свойства	Fe(OH) ₃ – амфотерные свойства
Co ₂ O ₃ , Ni ₂ O ₃ — основные свойства	Co ₂ O ₃ , Ni ₂ O ₃ — основные свойства

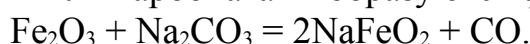
Fe(OH)₂ – бледно-зеленого цвета, на воздухе быстро окисляется:



Co(OH)₂ также окисляется на воздухе. В отличие от гидроксидов железа и кобальта Ni(OH)₂ на воздухе не окисляется. Только при действии сильных окислителей, например, хлора, в щелочной среде происходит окисление гидроксида никеля (II) в гидроксид никеля (III):



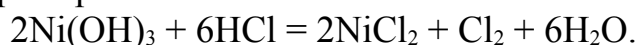
Оксид и гидроксид железа (III) обладают амфотерными свойствами. При сплавлении со щелочами или карбонатами образуются ферриты:



↓
Феррит

При окислении Fe(OH)₃ в щелочной среде получаются соли железной кислоты – ферраты (K₂FeO₄ и др.). Гидроксид железа (III) – более слабое основание, чем гидроксид железа (II); это выражается в том, что соли железа (III) сильно гидролизуются, а со слабыми кислотами (например, с H₂CO₃, H₂S) гидроксид железа (III) солей не образует.

Оксиды и гидроксиды кобальта и никеля в отличие от оксида и гидроксида железа не обнаруживают амфотерных свойств и являются окислителями. Например:



В качестве примера рассмотрим также соединения марганца:

Степень окисления Mn	Оксид	Соответствующий гидроксид
+2	MnO – основной оксид	Mn(OH) ₂ – белый осадок
+3	Mn ₂ O ₃ – основной оксид	Mn(OH) ₃
+4	MnO ₂ – амфотерный оксид	И кислотные, и основные свойства выражены очень слабо
+7	Mn ₂ O ₇ – кислотный	HMnO – марганцевая кислота

Раздел 2. Химия неметаллов (4 часа).**Лекция № 17****Тема. Общие свойства неметаллов (2 часа).**

Свойства и распространенность неметаллов. Водород. Химия воды.

Водород занимает особое положение в периодической системе и может быть отнесен, как к I, так и к VII главной подгруппе. Как щелочной металл проявляет в соединениях степень окисления +1, имеет ярко выраженные восстановительные свойства, для него характерны реакции взаимного вытеснения. Спектр водорода сходен со спектрами щелочных металлов. Но при этом, как галоген может присоединять электрон с образованием иона водорода H⁻, ему недостает одного электрона на внешнем энергетическом уровне, как и легкие галогены, он является газообразным веществом, его молекула состоит из двух атомов, в соединениях замещается галогенами, потенциал ионизации соизмерим с представителями VII главной подгруппы (H-13,6 эВ, F- 17,4 эВ, а Li-5,6). Однако у атома водорода отсутствует эффект экранирования, в отличие от щелочных металлов, молекулярные орбитали отличаются от галогенов, поэтому можно расположить водород всецело над вторым периодом от лития до фтора.

Массы атомов у изотопов водорода различаются между собой очень сильно (в разы). Это приводит к заметным различиям в их поведении в физических процессах (дистилляция, электролиз и др.) и к определенным химическим различиям (различия в поведении изотопов одного элемента называют изотопными эффектами, для водорода изотопные эффекты наиболее существенны). Поэтому в отличие от изотопов всех остальных элементов изотопы водорода имеют специальные символы и названия. Водород с массовым числом 1 называют легким водородом, или протием (лат. Protium, от греческого protos — первый), обозначают символом H, а его ядро называют протоном, символ p. Водород с массовым числом 2 называют тяжелым водородом, дейтерием (лат. Deuterium, от греческого deuterios — второй), для его обозначения используют символ ²H, или D (читается «де»), ядро d — дейтрон. Радиоактивный изотоп с массовым числом 3 называют сверхтяжелым водородом, или тритием (лат. Tritium, от греческого tritos — третий), символ ³H или T (читается «те»), ядро t — тритон.

Опыт показывает, что химическая активность водорода иногда сильно повышается. Это наблюдается тогда, когда реагирующие с ним вещества находятся в непосредственном контакте с выделяющимся водородом. Повышенную активность такого водорода "в момент выделения" ("in statu nascendi") объясняется тем, что реагируют не молекулы H₂, а атомы. Действительно, при реакциях получения водорода (например, действием цинка на кислоту) первоначально выделяются именно отдельные атомы. Если же у места их выделения имеется вещество, способное с ними реагировать, то

такая реакция может происходить без предварительного образования молекул H_2 .

Это представление было косвенно подтверждено, когда удалось получить атомарный водород в газообразном состоянии и изучить его реакционную способность. Оказалось, что он значительно активнее молекулярного. Так, атомарный водород уже при обычных условиях соединяется с серой, фосфором, мышьяком и т. д., восстанавливает оксиды многих металлов, вытесняет некоторые металлы (Cu, Pb, Ag и др.) из их солей и вступает в другие химические реакции, на которые при тех же условиях не способен обычный молекулярный водород.

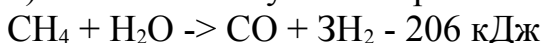
При химических взаимодействиях с участием обычного водорода молекула его должна распадаться на атомы. Но сама реакция такого распада (диссоциация на атомы) сильно эндотермична: $H_2 + 435 \text{ кДж} = H + H$.

Очевидно, что затрачиваемая на эту реакцию энергия (энергия диссоциации) должна быть восполнена энергией, выделяющуюся при взаимодействии атомов водорода с введенным в реакцию веществом. Следовательно, можно ожидать, что реакция водорода, при которых выделяется менее 435 кДж/моль, не будет протекать самопроизвольно. В случае взаимодействия веществ с атомарным водородом такой затраты энергии на диссоциацию уже не требуется. Поэтому здесь и возможен значительно более широкий круг реакций.

Атомарный водород удобно получать действием на обычный водород тихого электрического разряда. При этом часть молекул распадается на атомы, которые под уменьшенным давлением соединяются в молекулы не моментально, благодаря чему и могут быть изучены химические свойства атомарного водорода. Аналогично водороду может быть получен в атомарном состоянии и кислород. Его химическая активность при переходе в атомарное состояние тоже резко возрастает.

Основные виды сырья для промышленного производства водорода - природный газ, жидкие и твердые горючие ископаемые, вода. Наибольшее кол-во водорода получают паровой конверсией природного газа, включающей след. стадии.

1) Каталитическую конверсию газа с водяным паром:



Осуществляется в присутствии Ni на Al_2O_3 при 750-870 °C в трубчатых реакторах. Для наружного обогрева стальных трубок реактора часть природного газа сжигают. По др. способу в смесь газа с водяным паром добавляют O_2 (0,55 — 0,65 м³ на 1 м³ CH_4), благодаря чему конверсия CH_4 становится автотермичной (в результате экзотермической реакции:

$CH_4 + 1/2O_2 \rightarrow CO + 2H_2 + 35,6 \text{ кДж}$) и не требует наружного обогрева реактора. Этот процесс осуществляют в реакторах шахтного типа при 830-1000°C.

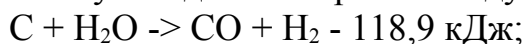
2) Конверсию CO с водяным паром:



процесс проводят при 370-440 °С в присутствии железохромового катализатора (первая ступень) и при 230-260 °С в присутствии цинкхроммедного катализатора (вторая ступень).

Известен также способ высокотемпературной (1350-1450 °С) конверсии газообразных углеводородов, основанный на их неполном окислении кислородом до СО в свободном объеме без катализатора. Дальнейшие стадии конверсии СО и очистки газовой смеси аналогичны применяемому в первом способе.

Получение водорода из твердых горючих ископаемых включает их переработку с водяным паром и воздухом или O₂ (газификацию):



В результате образуется водяной газ (содержащий до 40% СО и 50% H₂), а также СО₂, СН₄, N₂ и примеси сернистых соединений. После очистки от последних получают водород, как указано в первом способе. Аналогично перерабатывают и тяжелые нефтяные остатки.

Газ, содержащий 85-90% водорода и 10-15% др. газов, гл. обр. углеводородов, получают в кач-ве побочного продукта на нефтеперерабатывающих заводах (см. Газы нефтепереработки). Из газа коксовых печей, содержащего 55-60% водорода, последний выделяют методом фракц. конденсации при глубоком охлаждении (см. Газовое разделение).

Сравнительно небольшое кол-во водорода (и одновременно O₂) получают электролизом воды. Электролитом служит водный р-р КОН (350-400 г/л); давление в электролизерах от атмосферного до 4 Мпа.

Перспективные методы получения водорода - термохим. и термоэлектрохим. циклы разложения воды с использованием тепла, выделяемого в атомных реакторах. В этих циклах все компоненты системы, кроме воды, полностью регенерируются.

Газообразный водород применяют для синтеза NH₃, СН₃ОН, высших спиртов, углеводородов, HCl и др., как восстановитель при получении мн. орг. соединений, в т.ч. пищевых жиров. В металлургии водород используют для получения металлов, создания защитной среды при обработке металлов и сплавов, в нефтепереработке - для гидроочистки нефтяных фракций и смазочных масел, гидрирования и гидрокрекинга нефтяных дистиллатов, нефтяных остатков и смол. Водород применяют также в производстве изделий из кварцевого стекла и др. с использованием водородно-кислородного пламени (температура выше 2000°С), для атомно-водородной сварки тугоплавких сталей и сплавов, для охлаждения турбогенераторов, как восстановитель в топливных элементах.

Жидкий водород применяется как горючее в ракетной и космической технике, для заполнения пузырьковых камер, в качестве хладагента в криогенных конденсационных и адсорбционных вакуум-насосах.

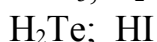
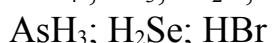
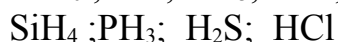
В 1980 в США расход водорода составил (% к общему потреблению): на синтез NH_3 - 26, синтез CH_3OH - 3,3, гидрокрекинг - 34,7, гидроочистку нефтепродуктов - 21, нефтехимический синтез - 3,5.

Гидриды (бинарные соединения, содержащие водород) делятся на два основных типа:

а) летучие (молекулярные) гидриды,

б) солеобразные (ионные) гидриды.

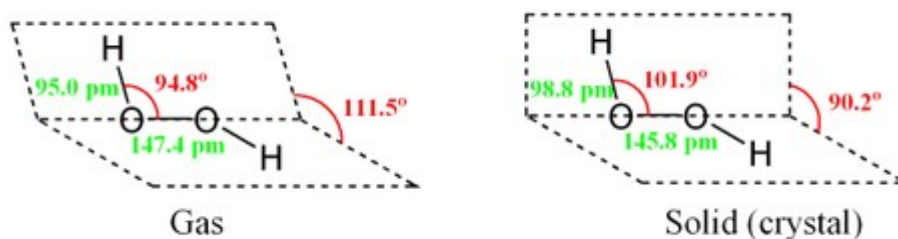
Элементы IVA – VIIA групп и бор образуют молекулярные гидриды. Из них устойчивы только гидриды элементов, образующих неметаллы:



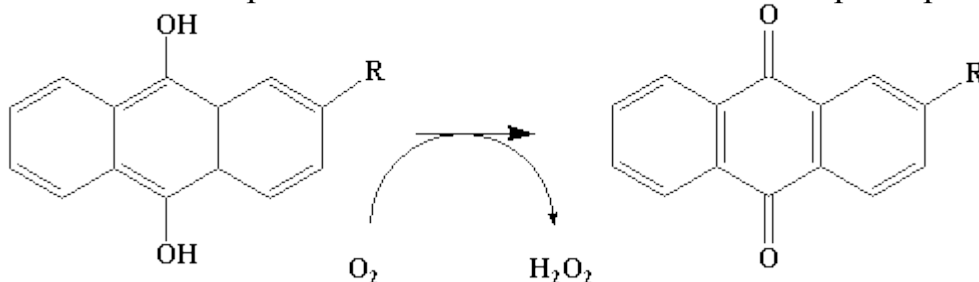
За исключением воды, все эти соединения при комнатной температуре – газообразные вещества, отсюда их название – "летучие гидриды".

К ионным гидридам относятся гидриды щелочных, щелочноземельных элементов и магния. Кристаллы этих гидридов состоят из анионов H^- и катионов металла в высшей степени окисления Me^{\oplus} или $\text{Me}^{2\oplus}$ (в зависимости от группы системы элементов).

Молекула пероксида водорода нелинейна, две связи $\text{O}-\text{H}$ длиной по 0,095 нм расположены в двух плоскостях под углом близким к $100-120^\circ$, а связь $\text{O}-\text{O}$ длиной 0,148 нм в три раза слабее, чем $\text{O}-\text{H}$, лежит на пересечении плоскостей и образует со связью $\text{O}-\text{H}$ угол близкий к 95° . Поэтому пероксид водорода не устойчив, его молекула характеризуется большими, чем у воды, полярностью и электрическим моментом диполя. Перекись водорода образует устойчивые водородные связи, которые приводят к ассоциации молекул.



В промышленности применяют автоокисление алкилантрагидрохинолов и

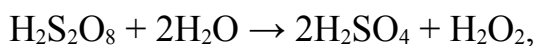


других.

Электролиз серной кислоты:

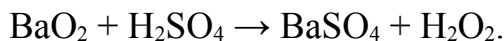
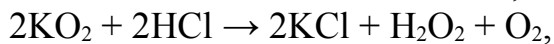
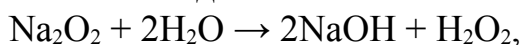


полученная пероксодисерная кислота разлагается водой:



а пероксид водорода отделяется от серной кислоты перегонкой.

В лаборатории перекись водорода получают взаимодействием пероксидов и супероксидов щелочных и щелочно-земельных металлов с кислотами или водой:



Безводная перекись водорода - прозрачная жидкость со слабым запахом озона. Применяется как отбеливающее средство в текстильной и бумажной промышленности, антисептическое и дезинфицирующее средство (3% водный раствор), в органическом синтезе. Концентрированная перекись водорода (80-90%) используется и как топливо в двигателях для подводных лодок, самолетов, торпед и др.

В организм поступает в основном через органы дыхания, возможны отравления при попадании на кожу. Оказывает местное раздражающее и прижигающее действие.

На производстве пергидроля (30% раствор перекиси водорода), получаемого электролизом серной кислоты, работающие подвергаются, кроме того, воздействию тумана серной кислоты и озона, которые также вызывают раздражение слизистых оболочек органов дыхания и кожи. Наблюдаются аллергические состояния - бронхиальная астма и экзема (примесь аммония персульфата).

Лекция №18

Тема. Элементы главных подгрупп IV-VII групп (2 часа).

Общая характеристика. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства. Важнейшие водородные и кислородные соединения.

Галогены

Фтор, хлор, бром, йод и астат принадлежат к галогенам. Они составляют VII A подгруппу *p*-элементов в периодической системе Менделеева и обладают ярко выраженным неметаллическим характером.

Атомы галогенов имеют на внешнем квантовом слое по 7 электронов: их электронная конфигурация s^2p^5 . Галогены, приобретая один электрон, способны образовать однозарядные отрицательные ионы и, теряя свои электроны (за исключением фтора), могут проявлять различную положительную степень окисления от 1 до 7. Семивалентное состояние характерно лишь для хлора и йода; для фтора возможно лишь одновалентное состояние, а для брома и астата – пятивалентное.

Распределение электронов внешнего уровня.

Невозможность возбудить спаренные электроны фтора (отсутствие во втором уровне *d* – подуровня) свидетельствует о том, что единственно

возможной его валентностью является 1. У других атомов возможно возбуждать последовательно спаренные электроны и повышать валентность до 3, 5 и 7. Невозможность 7 - валентного состояния у брома и астата до сих пор не получило объяснения.

Неметаллический характер, строение электронной оболочки и полиатомность образуемых ими молекул отличают атомы VII A подгруппы от марганца, технеция и рения, составляющих подгруппу VII B *d* - элементов периодической системы. Некоторое сходство галогенов с элементами подгруппы марганца проявляется в соединениях высших степеней окисления.

В отношении физических и химических свойств элементарных форм галогенов замечается правильное их изменение от фтора к астату. Исключения составляют: сродство к электрону, которое максимально у хлора, а наименьшее, по-видимому, у астата и энергия диссоциации молекул на атомы, которая у хлора выше, чем у фтора.

Аномальные свойства фтора по сравнению с хлором – более сильная степень термической диссоциации – объясняются возникновением в молекуле хлора дативных связей между парами *s*- и *p*- электронов одного атома и свободными орбитами в *d*- состоянии другого атома, в результате чего прочность связи в молекуле в целом возрастает.

В ряду F – At по мере увеличения радиуса атомов и ионов происходит постепенное изменение свойств галогенов и их соединений. Так, например, фтор и хлор при обычных условиях газообразны, бром – жидкость, а йод и астат – твёрдые вещества. В этом же ряду повышаются температуры плавления и кипения галогенов, понижается их сродство к водороду, а сродство к кислороду усиливается. Общая химическая активность в данной группе наиболее сильно выражена у фтора и постепенно падает к астату; устойчивость же их кислородных соединений, наоборот, возрастает.

В таблице 1 показано, как изменяются некоторые свойства галогенов при повышении порядкового номера.

Таблица 1. Некоторые свойства галогенов

Физические константы	Фтор	Хлор	Бром	Йод	Астат
Изотопы, их массовые числа (в смеси,%)	¹⁹ F (100)	³⁵ Cl (75,53) ³⁷ Cl (24,47)	⁷⁹ Br (50,537) ⁸¹ Br (49,463)	¹²⁷ I (100)	²¹⁰ At (известны еще 19 менее устойчивых радиоактивных изотопов)
Средняя атомная масса	18,998	35,453	79,909	126,904	Наиболее устойчивый изотоп [210]
Распределение электронов по квантовым слоям	2)7	2)8)7	2)8)18)7	2)8)18)18)7	2)8)18)32)18)7
Кажущийся радиус нейтрального атома, °А	0,86	1,07	1,19	1,37	-

Кажущийся радиус отрицательно заряженного иона, °А	F ⁻ , 1,33	Cl ⁻ , 1,81	Br ⁻ , 1,96	I ⁻ , 2,20	-
Валентность	1	1,3,4,5,7	1,3,5	1,3,4,5,7	1,5
Состав молекул	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂	At ₂
Физическое состояние при обыкновенной температуре	Слабо-желтоватый газ	Железнодорожно-зелёный газ	Красно-бурая жидкость	Черно-фиолетовые кристаллы	-
Т.пл., °С Т.кип., °С	-223 -187,9	-101,4 -34	-7,2 58,2	113,6 184,5	Легко сублимируется даже при обыкновенной температуре
Плотность, г/см ³	1,108 (-187,9°) жидк.	1,570 (-34,0°) жидк.	3,187° жидк.	4,942 твёрд.	-
Плотность по воздуху	1,32	2,45	5,51	8,75	-
Сродство к электрону, кДж/моль	339,74	361,92	341	310,45	-
Энергия диссоциации, кДж/моль	156,5	281,2	194,1	148,5	-

В наружном слое атомов данной подгруппы имеются по семь (s^2p^5) электронов, при которых только один электрон холостой. Валентность в нормальном состоянии равна 1. При возбуждении электронов можно увеличить число холостых электронов, и тем самым, повысить валентность. Фтор бывает только одновалентен. Бром и астат не известны в семивалентном состоянии (предельная валентность равна 5).

Все атомы галогенов образуют отрицательные ионы типа R и тем легче, чем меньше кажущийся радиус атома. Кажущиеся радиусы нейтральных атомов растут с увеличением числа квантовых слоёв, т.е. в сторону повышения порядкового номера, а ионизационные потенциалы падают.

Кажущиеся радиусы отрицательных ионов правильно растут с увеличением квантовых слоёв, т.е. с увеличением порядкового номера.

Восстановительные свойства нейтральных атомов повышаются с увеличением радиуса атома, а окислительные свойства уменьшаются. Наиболее сильным окислителем в этой подгруппе, как и следовало ожидать, является фтор, являющийся самым сильным окислителем из всех элементов.

Восстановительная способность отрицательных ионов повышается в сторону увеличения радиуса отрицательно заряженного иона.

Последний представитель подгруппы галогенов – астат является радиоактивным элементом. В отличие от остальных элементов этого ряда, астат обладает более выраженными металлическими свойствами: он осаждается из растворов сероводородом и при электролизе выделяется на

катоде. Все простые вещества подгруппы галогенов состоят из диатомных (двухатомных) молекул.

Температуры плавления и кипения с изменением кристаллической решетки резко повышаются от фтора к йоду. В этом же направлении увеличиваются плотности и молекулярные объёмы.

Все галогены – типичные неметаллы. Особое место по величине сродства к электрону и энергии диссоциации молекул занимает фтор.

С ростом радиуса атома дативные связи ослабляются или вовсе не проявляются, поэтому свойства молекул брома и йода находятся в закономерной связи со свойствами хлора.

Нахождение в природе и получение

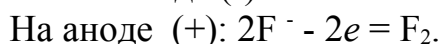
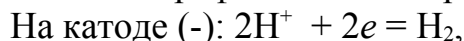
В свободном виде галогены в природе не существуют. Фтор и хлор – довольно распространены; бром и йод относятся к рассеянным элементам; астат вообще не встречается в естественных условиях и был получен искусственным путём в очень незначительных количествах.

Важнейшими минералами фтора являются: плавиковый шпат или флюорит CaF_2 , апатит $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{F}, \text{Cl})$, криолит $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$ (редко встречается).

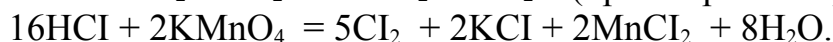
Наиболее распространёнными минералами, содержащими хлор, являются: поваренная соль или галит NaCl , сильвин KCl , карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Бром в связанном виде содержится в морской воде ($6,6 \times 10^{-3}$ вес. %), озёрных рассолах, буровых водах и в верхних отложениях калийных солей и глин. Йод встречается в тех же источниках, но в меньших количествах (в морской воде $5 \times 10^{-6}\%$). Значительно его содержание в морской водоросли ламинарии (морская капуста). Йод также присутствует в залежах селитры и в некоторых минералах.

Фтор выделяют электролизом расплава гидрофторида калия $\text{KHF}_2(\text{KF} \cdot \text{HF})$ при $240 - 250^\circ\text{C}$. Этот процесс проводится в медных сосудах, стенки которых служат катодом; анодом являются графитовые электроды:



Хлор в технике также получают электролитическим методом – электролизом рассола хлорида натрия с диафрагмой и с ртутным катодом. Газообразный хлор выделяется на аноде, а водород и едкий натр образуются на катоде. В лабораторных условиях его выделяют действием на соляную кислоту окислителями – MnO_2 или KMnO_4 :



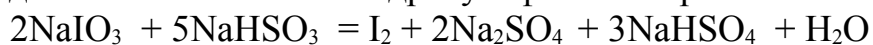
Методы получения брома в промышленности основаны на реакциях окисления бромидов хлором до элементарного брома с последующим извлечением его из раствора отгонкой паром или воздухом. При извлечении брома из концентратов морской воды их подкисляют, а затем обрабатывают хлором. Образующийся газообразный бром поглощают раствором соды. Затем раствор выпаривают. Свободный бром из остатка выделяется с помощью серной кислоты.

В лаборатории бром получают по реакции:

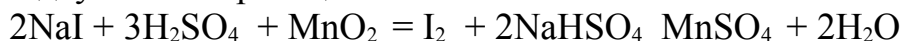


Наибольшие количества йода добывают из маточных рассолов чилийской селитры, в которых йод находится в виде йодата NaIO_3 .

Йодат восстанавливают гидросульфитом натрия:



Из золы морских водорослей йод иногда извлекают действием серной кислоты и двуокиси марганца:

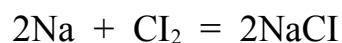
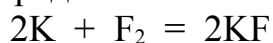


Йод получают из нефтяных буровых вод окислением I^- в I_2 двуокисью марганца в присутствии серной кислоты. По другому, более современному методу нефтяные воды пропускают через фильтр из хлорида серебра AgCl . Благодаря проходящей реакции обмена йодид серебра AgI остаётся на фильтре, а растворимые хлориды уходят в фильтрат. Из AgI свободный йод выделяют с помощью хлора.

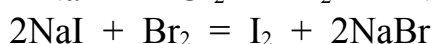
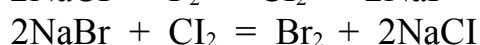
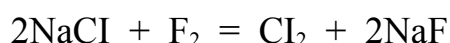
Свойства галогенов

При обычных условиях фтор и хлор – газы зелёновато-жёлтого цвета, бром – тяжёлая красно-бурая жидкость, йод – кристаллическое вещество тёмно-серого цвета с лёгким металлическим блеском. Все галогены имеют резкий удушающий запах. Они (кроме хлора) умеренно растворимы в воде. Значительно лучше галогены растворяются в органических растворителях, в частности, в бензоле, хлороформе и сероуглероде (йод хорошо растворим в водном растворе KI).

В химическом отношении галогены являются сильными окислителями, так как они имеют большое сродство к электрону ($F - 340 \text{ кдж/г-атом}$, $\text{Cl} - 362 \text{ кдж/г-атом}$, $\text{Br} - 341 \text{ кдж/г-моль}$, $\text{I} - 310 \text{ кдж/г-моль}$) и характеризуются высокими значениями нормальных окислительно-восстановительных потенциалов в водных растворах ($E^\circ (F/F^-) = + 2,85$, $E^\circ (\text{Cl}/\text{Cl}^-) = + 1,358$, $E^\circ (\text{Br}/\text{Br}^-) = + 1,087$, $E^\circ (\text{I}/\text{I}^-) = + 0,535$). Их окислительные свойства особенно ярко проявляются при взаимодействии с металлами. В этих реакциях каждый атом галогена присоединяет к себе по одному электрону, превращаясь в отрицательный однозарядный ион:



С ростом размеров атомов в ряду $F - \text{Cl} - \text{Br} - \text{I}$ постепенно уменьшаются значения окислительно-восстановительных потенциалов галогенов, а значит, понижается их окислительная способность. Поэтому каждый галоген вытесняет все остальные, стоящее правее его, из их соединений:



Фтор – самый активный неметалл из всех элементов. Он непосредственно соединяется почти со всеми элементами и даже (при

определённых условиях) с золотом, платиной и некоторыми благородными газами. Большинство химических соединений (NH_3 , H_2S , SiO_2 , др.) разлагаются фтором. В ряде случаев этот процесс протекает настолько бурно, что он сопровождается воспламенением или горением. Отмеченные свойства фтора свидетельствуют о его исключительных окислительных свойствах, связанных с ярко выраженным стремлением фтора к отрыву электронов от других элементов и переходом в ионное состояние.

Все реакции окисления фтором можно подразделить на группы:

Окисление элементарных веществ. При этом H_2 , S , Br_2 , I_2 , Si , B , C (в порошке), P воспламеняются в атмосфере фтора на свету и в темноте (реакция водорода с фтором идёт в темноте со взрывом); K , Na , Pb , Fe загораются при обыкновенной температуре на свету; Mg , Zn , Sn , Al , Ag , Cu и др. загораются на свету при слабом нагревании; Pt , Au загораются при нагревании до 300 – 400°C.

Окисление органических соединений – протоплазмы слизистых оболочек и т.п. сопровождается обугливанием.

Окисление сложных соединений (SiO_2 , H_2S , NH_3 и др.) протекают сильно экзотермически, даже с воспламенением (реакция с SiO_2 сопровождается выделением кислорода).

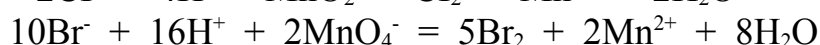
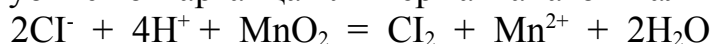
При окислении воды фтором получается фтороводород и выделяется кислород, который частично превращается в озон.

Все приведённые выше реакции основаны на большом сродстве фтора к электрону 339,74 кДж/моль. Следует отметить, что фтор непосредственно не окисляет кислород и азот, но окисляет хлор, хотя эта реакция идёт с большим трудом.

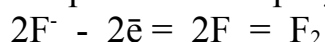
Хлор по химическим свойствам аналогичен фтору. Он, так же как и фтор, непосредственно соединяется с большинством элементов, но менее энергично, чем фтор.

Несмотря на сравнительно меньшее сродство к электрону, бром и йод являются достаточно активными неметаллами. При этом бром по активности приближается к хлору, а йод в этом отношении заметно уступает бром. Эти два галогена непосредственно и энергично соединяются с рядом элементов – серой, фосфором, калием, железом, ртутью и др., - переходя в отрицательные ионы Br^- и I^- .

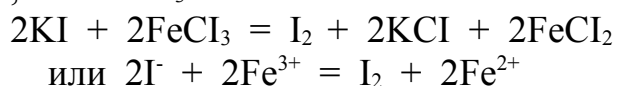
В свою очередь ионы Cl^- и Br^- могут быть окислены до свободных галогенов двуокисью марганца или перманганатом калия:



Для окисления же иона F^- необходим очень сильный окислитель. Среди химических соединений такого окислителя не существует. Для этой цели используется анод электролизера. При прохождении электрического тока через расплавы солей фтора на аноде ионы F^- , теряя электроны, разряжаются до свободных атомов, которые затем образуют молекулы фтора:

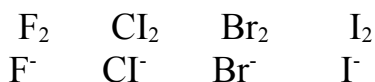


Ион I^- является сильным восстановителем. Он может быть легко окислен таким окислителем, как $FeCl_3$:



Изменение окислительных свойств галогенов и восстановительных свойств их ионов можно изобразить следующей схемой:

Усиление окислительных свойств



Усиление восстановительных свойств

Галогены, соединяясь между собой, образуют интергалиты. Так нагреванием смеси фтора и хлора до $250^\circ C$ получают ClF , нагреванием смеси фтора и брома – BrF , а пропусканием хлора в жидкий бром или над йодом – соответственно $BrCl$ и ICl . Известны также IF и IBr . При действии избытка галогена, стоящего выше в периодической системе, образуются более сложные по составу соединения: ClF_3 , BrF_3 , BrF_5 , IF_7 , ICl_3 .

Все интергалиты – малоустойчивые вещества с низкими температурами кипения (самая высокая температура кипения у смешенного галита BrF_3 равна $127^\circ C$). Они характеризуются большой химической активностью. Так, например, трифторид хлора энергично вступает во взаимодействие с такими устойчивыми соединениями, как MgO , CaO , Al_2O_3 и др.

ClF_3 ; BrF_3 и ICl_3 с галитами щелочных металлов образуют комплексные соединения.

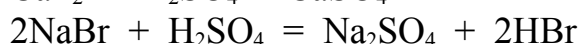
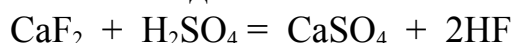
Соединения галогенов с водородом

Галогены с водородом образуют галогеноводороды общей формулы HX с ковалентной связью между атомами. Их обычно получают двумя основными способами.

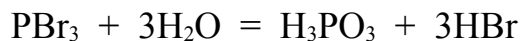
1) прямым соединением элементов. При этом фтор с водородом реагируют со взрывом на холоду в темноте, хлор – при прямом освещении солнечными лучами, а бром и йод – только при нагревании.



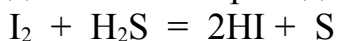
2) действием кислот на галиты.



Иногда галогеноводороды (главным образом HBr и HI) выделяют из галоидов некоторых неметаллов водой:



Они могут быть также получены действием сероводорода на галогены в водном растворе:



Молекулы галогеноводородов имеют линейную форму. Длина связи неодинаковая, она увеличивается от HF и HI;

	HF	HCl	HBr	HI
Длина связи, А	0,917	1,275	1,410	1,600

Так как атомы галогенов более электроотрицательны, то к ним смещена связующая пара электронов, в результате центры тяжести зарядов не совпадают и молекулы обладают дипольным моментом: они полярны. Дипольные молекулы их соответственно равны: 1,91; 1,04; 0,79 и 0,38 D. Астатоводород HAt до сих пор не получен. Астатиды – соли HAt – также не выделены, но в растворах, доказано наличие отрицательного иона At.

Температуры плавления и кипения повышаются в сторону усложнения электронной оболочки атома от фтора к йоду. Фтороводород отличается от остальных водородистых соединений более высокими температурами плавления и кипения. Это можно объяснить тем, что молекулы фтороводорода полимеризованы за счёт водородной связи, и состав их, вероятно, H_3F_3 . Плотность пара фтороводорода при температуре выше $70^\circ C$ отвечает формуле HF, при $27^\circ C$ она уже в 2,5 раза выше, что указывает на полимеризацию молекул в жидком состоянии они должны состоят из молекул H_3F_3 .

Теплоты образования из $H_2 + X_2$ резко понижаются от HF к HI. Последнее – соединение эндотермическое. При слабом нагревании иодоводород распадается.

При обычных условия галогеноводороды – бесцветные газообразованные вещества, легко переходящие в жидкие образования (т.кип. HF – $19,5^\circ C$, HCl – $85,0^\circ C$, HBr – $66,7^\circ C$, HI – $35,3^\circ C$). Они обладают резким запахом, вызывающим сильное раздражение дыхательных путей. Галогеноводороды жадно поглощаются водой: в 1л воды растворяются 500л HCl ($20^\circ C$), 600л HBr ($0^\circ C$) и 425л HI ($10^\circ C$); HF при обычной температуре имеет неограниченную растворимость. Теплота растворения галогеноводородов в воде величина положительная и в общем повышается от HF к HI, что свидетельствует о сильной сольватации молекул.

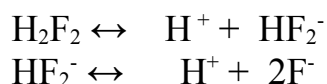
Жидкий фтороводород в отличие от остальных галогеноводородов состоит из ассоциированных молекул $(HF)_n$, образование которых происходит за счёт водородной связи:



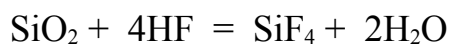
Степень полимеризации n зависит от температуры: при $19,5^\circ C$ молекулярный вес отвечает формуле $(HF)_3$, при $30^\circ C$ – $(HF)_2$, при $90^\circ C$ – HF.

Водные растворы галогеноводородов проявляются свойства кислот и соответственно называются: HF – фтороводородная или плавиковая, HCl – хлороводородная или соляная, HBr – бромоводородная и HI – йодоводородная. Они (кроме HF) являются сильными кислотами. Их кажущиеся степени диссоциации в 0,1 н. растворе равны: HF – 8 %, HCl – 92,5%, HBr – 93,5%, HI – 95%.

Фтороводородная кислота в растворе существует в виде димера H_2F_2 Это двухосновная кислота, диссоциирующая в две стадии:



Плавиковая кислота реагирует со многими металлами (кроме платины и золота). Поверхность свинца под действием плавиковой кислоты покрывается тонким слоем фторида свинца, который предохраняет металл от дальнейшего растворения. В отличие от всех кислот плавиковая растворяет стекло по реакции:



Поэтому её хранят в сосудах из свинца, каучука или парафина.

Фтороводородная кислота образует два ряда солей – фторидов: средние (CaF_2) и кислые (KHF_2). Большинство из них не растворимы в воде.

Соляная, бромоводородная и йодоводородная кислоты одноосновны. Они являются типичными сильными кислотами, растворяют почти все металлы, за исключением благородных и полублагородных.

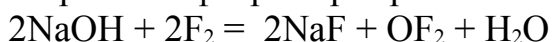
Соли этих кислот – хлориды, бромиды и иодиды, - как правило, хорошо растворимы в воде. Нерастворимы AgCl , Hg_2Cl_2 , AgBr , Hg_2Br_2 , Cu_2Br_2 , AgI , HgI_2 , PbI_2 , MnI_2 ; труднорастворимы PbBr_2 и HgBr_2 ; PbCl_2 (растворяются в горячей воде).

Из всех галогеноводородных кислот наибольшее значение имеет соляная. В настоящее время её в промышленности получают из водорода и хлора. Водород сжигают в атмосфере хлора. Образующий газообразный хлороводород HCl поглощают водой. Насыщенный при 15°C водный раствор соляной кислоты содержит 42,7 % хлороводорода ($d = 1,21$).

Концентрированная соляная кислота, поступающая в продажу, содержит 38 % HCl и имеет плотность 1,19.

Кислородные соединения галогенов

Фтор с кислородом образует ряд оксидов, из которых наиболее изучены OF_2 , O_2F_2 и O_3F_2 . Оксид фтора OF_2 может быть получен косвенным путём при пропускании газообразного фтора через разбавленные растворы щелочей:



OF_2 - бесцветный ядовитый газ (т. кип. – $144,8^\circ\text{C}$), растворим в воде. Водный раствор OF_2 проявляет окислительные свойства – из растворов щелочей он выделяет кислород: $\text{OF}_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaF} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Двуокись фтора O_2F_2 образуется при действии тихого электрического разряда на смесь кислорода и фтора, взятых в эквивалентных соотношениях при температуре жидкого воздуха: $\text{O}_2 + \text{F}_2 \leftrightarrow \text{O}_2\text{F}_2$
 O_2F_2 до -57°C – твёрдое вещество оранжевого цвета.

Трёхокись фтора O_3F_2 может быть получена действием электрического разряда на смесь кислорода и фтора при -200°C . O_3F_2 представляют собой кроваво-красную вязкую жидкость, разлагающуюся на элементарные вещества при -158°C .

Все соединения фтора с кислородом – сильные окислители.

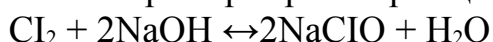
Хлор с кислородом образует оксиды: Cl_2O – оксид, ClO_2 – диоксид, Cl_2O_6 – гексаоксид и Cl_2O_7 - гептаоксид. Из них ClO_2 и Cl_2O_6 с водой

образуют по две кислоты (реакции диспропорционирования):



Перечисленным оксидам хлора соответствуют кислоты: хлорноватистая HClO (соли – гипохлориты), хлористая HClO_2 (соли – хлориты), хлорноватая HClO_3 (соли – хлораты), хлорная HClO_4 (соли – перхлораты). HClO и другие её соли существуют только в водных растворах. Сама кислота образуется при растворении хлора в воде: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$

а её соли – при пропускании хлора через растворы щелочей:

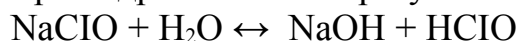


Для хлорноватистой кислоты в растворах характерны три типа разложения, протекающее обычно параллельно:



Под действием прямого солнечного света или в присутствии катализатора (соли кобальта) разложение HClO протекает практически по первой реакции. В присутствии водоотнимающих веществ (CaCl_2) преимущественно идёт вторая реакция. При нагревании особенно легко осуществляется третья реакция (аналогично ведёт себя гипохлорит при нагревании).

Хлорноватистая кислота – сильный окислитель, так как она легко отдаёт свой кислород. Гипохлориты также отличаются сильными окислительными свойствами. При гидролизе они образуют HClO :



Из солей хлорноватистой кислоты наибольшее практическое значение имеет гипохлорит кальция $\text{Ca}(\text{OCl})_2$. В виде двойной соли (хлорноватистой и соляной кислот) его получают в технике при пропускании хлора через гашёную известь: $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}(\text{OCl}) + \text{H}_2\text{O}$

Этот продукт поступает в продажу под названием белильной или хлорной извести (порошок белого цвета). Белильная известь как окислитель производит отбеливающее действие и является дезинфицирующим средством.

Двуокись хлора ClO_2 с водой образует две кислоты – хлористую HClO_2 и хлорноватую HClO_3 : $2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HClO}_2 + \text{HClO}_3$

HClO_2 – неустойчивая кислота, она быстро разлагается. Наибольшей устойчивостью характеризуются её соли – хлориты. Они образуются в смеси с хлоратами при взаимодействии ClO_2 со щелочами:



При добавлении к смеси данных солей перекиси водорода получают только хлориты, так как перекись водорода восстанавливает хлораты в хлориты:



Хлориты проявляют очень сильные окислительные свойства.

Применение

В настоящее время **фтор** применяется в больших количествах. Развилось новое направление в химии и технологии – синтез

фторорганических производных. Из последних отметим тефлон, получаемый полимеризацией тетрафторэтилена C_2F_4 (неплавкая, твёрдая пластическая масса, стойкая по отношению к кислотам и щелочам), фторкаучуки (устойчивые при высоких и низких температурах и по отношению к ряду агрессивных сред); фреоны, используемые в качестве хладагента в холодильных установках и др. Фтор необходим для разделения изотопов урана: молекулы гексафторида урана, содержащие изотопы урана с массовыми числами 235 и 238, обладают различной скоростью диффузии. Большое значение имеют фтористые соединения, применяемые в качестве катализаторов.

Хлор применяется для приготовления белильных и других солей, для отбеливания бумажной массы и тканей, стерилизации питьевой воды, дезинфекции, дегазации, получения брома, приготовления различных хлорорганических производных и др. **Бром** служит для приготовления неорганических и, главным образом, многочисленных органических препаратов, а также для дезинфекции и других целей. **Йод** точно также находит себе достаточно широкое применение в лаборатории (йодометрия), в органической химии (для приготовления препаратов), а также в неорганической и органической промышленности (для получения многих соединений). В медицине йод используется как антисептик (5%-ный раствор йода в спирте) и для других целей.

Халькогены

Как отмечалось элементы фтор, хлор, бром и йод называются галогенами от греческих слов *hals*, морская соль, и *genes*, рождённый, т.е. элементы, происходящие из морской соли. Аналогично элементы кислород, сера, селен, и теллур называются халькогенами от греческого слова *chalkos*, относящийся к меди, т.е. элементы, происходящие из некоторых медных руд.

Полоний, также, входящий в эту группу элементов, радиоактивен (подобно астату в группе галогенов), поэтому в этой главе не рассматривается. В отличие от астата полоний был впервые обнаружен в природных радиоактивных рудах как промежуточное вещество при превращении радия в свинец; аstat впервые был искусственно синтезирован в циклотроне при облучении висмута альфа-частицами.

Некоторые закономерности в группе

В таблице 2 показано, как изменяются некоторые свойства халькогенов при повышении порядкового номера. В каждом ряду таблицы элементов происходит монотонное изменение свойств, и в разных рядах направления изменений согласуются между собой.

Большой скачок в изменении свойств при переходе от кислорода к сере напоминает изменения в группе галогенов. Переход от неметаллических признаков к свойствам металлов халькогенов выражен в большей степени и происходит быстрее, чем у галогенов (однако следует вспомнить металлический блеск иода).

Таблица 2 Некоторые свойства халькогенов

Свойства	Показатель свойств халькогенов				Тенденция
	Кислород	Сера	Селен	Теллур	
Формула (при комнатной температуре)	O ₂ (г)	S ₈ (кр)	Se (кр) длинные цепи	Te (кр) длинные цепи	
Цвет (при комнатной температуре)	—	жёлтый	металлический, серый.	серебристый	Углубляется
Т. пл., °С	-218,7	112,8 (ромб)	220,9	450	Возрастает
Т. кип., °С	-183	444,6	688	1390	Возрастает
Ионизационные потенциалы кДж/моль	1313;3391	999;225	941;2074	869;181	Уменьшаются
Плотность, г/см ³	1,426(-53°С)	2,06 (ромб)	4,8	6,25	Возрастает
Радиус атома, нм	0,066	0,104	0,117	0,137	Возрастает
Электронная структура (газообразный атом)	2,6	2,8,6	2,8,18,6,	2,8,18,18,6	
Степень окисления	-2; -1; 0	-2; -1; 0; +2; +4; +6	-2; 0; +4; +6	-2; 0; +4; +6	

Ни один из халькогенов не является хорошим проводником электрического тока или тепла, проводимость же кристаллов селена и теллура заметно меняется при разных ориентациях кристалла, что и следовало ожидать для кристалла, построенного из длинных цепей атомов (вспомните о графите).

Все эти элементы существуют в разнообразных молекулярных модификациях.

Аллотропическим видоизменением кислорода является озон O₃. Озон – газ характерным запахом свежести. При -112°С он переходит в жидкое состояние, а при -251,5 С затвердевает в кристаллы чёрно-синего цвета. Озон лучше, чем кислород растворяется в воде (450 мл в 1 л воды при 20 С).

Сера существует в виде нескольких модификаций. При обычных условиях – это жёлтое кристаллическое вещество ромбической формы. Ромбическая α-сера имеет плотность 2,06. При нагревании её выше температуры плавления (112,8) образуется моноклиническая β-сера. плотность 1,96, т. пл. 119,25 С. В α и β -модификациях сера имеет восьмиатомные кольцевые молекулы – коронки. Ряд превращений расплавленная сера претерпевает при более высоких температурах. Выше 60°С кольца S₈ разрываются, и поэтому расплав серы

темнеет и становится вязким; при 300°C кольца цепи из атомов серы укорачиваются, вследствие чего расплав становится снова жидким; наконец, при 444,6°C сера закипает. Если расплавленную серу быстро вылить в холодную, то образуется так называемая пластическая сера (каучукоподобная масса). При быстром же охлаждении паров серы образуются мелкодробленая сера – серный цвет.

Пары серы при невысоких температурах состоят из молекул S_8 , S_6 и S_4 , а выше 800°C (до 1500°C) – из молекул S_2 .

Селен имеет также ряд аллотропических видоизменений:

- 1) аморфный-порошок красно-бурого цвета;
- 2) стекловидный-хрупкая, блестящая, красно-коричневая масса;
- 3) кристаллический-хрупкое вещество серого цвета; его электропроводность сильно увеличивается при освещении.

Теллур известен в двух модификациях:

- 1) кристаллический - очень хрупкое с металлическим блеском вещество
- 2) аморфный-порошок коричневого цвета. Теллур хорошо проводит тепло и электрический ток, приближаясь в этом отношении к металлам.

Степени окисления халькогенов

Чаще других встречаются соединения, в которых степень окисления халькогена: -2, +6 и +4. Весьма характерны состояния: -2, связанное с получением вакантными р-орбиталями двух электронов (с образованием иона X или ковалентной молекулы); -1, обусловленное распределением электронов между двумя атомами халькогена, и +6.

Кислород во всех своих соединениях (кроме OF_2 и $O[PtF_6]$) имеет постоянное окислительное число -2. Высокие окислительные числа (+4, +6) ему не присущи, так как внешние парные электроны не могут разъединиться при отсутствии d подуровня на втором (внешнем) уровне атомов кислорода.

Вследствие увеличения радиуса атомов в ряду O-P_o неметаллические свойства элементов ослабевают. Оксиды и гидроксиды селена, теллура и особенно полония проявляют амфотерный характер (с сильными кислотами они дают непрочные соли, легко подвергающиеся гидролизу). В соединениях с водородом и металлами все элементы группы проявляют отрицательную степень окисления (-2), а в соединениях с более электроотрицательными элементами (типа F) – положительные степени окисления. В ряду O-P_o устойчивость первых соединений падает, последних-повышается.

Нахождение в природе и применение

Кислород является самым распространенным элементом на Земле. Селен и теллур относятся к рассеянным редким элементам, а полоний – к очень редким, радиоактивным. Вот их кларки (в вес.%): O-46,6; S- $5,2 \cdot 10^{-2}$; Se- $9 \cdot 10^{-6}$; Te- $1,8 \cdot 10^{-7}$; Po- $2 \cdot 10^{-15}$.

В свободном виде кислород содержится в воздухе (23,01 вес %). В связанном виде он входит в состав воды (88,89%) и подавляющего большинства минеральных и органических соединений.

Серу, селен и теллур в природе встречаются как в самородном

состоянии, так и в виде различных минералов. Наиболее распространенными минералами серы являются: FeS_2 -пирит, CuFeS_2 -медный колчедан, PbS -свинцовый блеск, ZnS -цинковая обманка, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ -гипс, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ -мирабилит. Сера также содержится в нефти и каменном угле.

Минералы селена и теллура представляют собой преимущественно селениды и теллуриды, которые встречаются совместно с сульфатами меди, серебра, ртути и некоторых других металлов. Минералы же, содержащие только селениды и теллуриды встречаются довольно редко.

Залежи самородной серы находятся в Туркмении, Западной Украине, по берегам Волги и в других местах. Место нахождения селена и теллура находится в Канаде, США и Швеции.

В промышленности кислород используется в больших количествах при проведении окислительных процессов в металлургии. Применение кислородного дутья вместо воздушного значительно интенсифицирует производственные процессы и позволяет на тех же агрегатах выплавить больше металла. Так, например, в мартеновском процессе кислородное дутье на 40% сокращает длительность плавки. Еще более эффективен кислородно-конверторный способ выплавки стали. Кислород успешно используется также для получения высоких температур в процессах резания и сварки металлов (ацетиленово-кислородные и водородно-кислородные горелки). Он применяется в производствах серной и азотной кислот, пероксида водорода и других продуктов, а также в процессах обжига руд. Жидкий кислород в смеси с древесным углем, сажой, торфом, древесными опилками и другими горючими веществами используется как взрывчатая смесь. Газообразный кислород употребляется в больших количествах в медицине, а озон как сильно дезинфицирующее вещество - для стерилизации питьевой воды, обеззараживания воздуха.

Элементарная сера применяется в химической промышленности для вулканизации каучука, а также в производстве серной кислоты, сероводорода, сероуглерода, спичек, черного пороха, взрывчатых веществ и многих органических красителей. В сельском хозяйстве сера используется для борьбы с вредителями сельскохозяйственных культур, а в фармацевтической промышленности – для производства различных лекарственных препаратов.

Диоксид серы SO_2 расходуется в производстве серной кислоты и в больших количествах – для отбеливания бумаги.

Сероводород, образующийся в качестве отходящего газа при переработке нефти, является ценным сырьем для получения серной кислоты; в лаборатории H_2S служит в качестве реактива для качественного обнаружения различных металлов.

Среди кислот серная кислота имеет самое большое применение главным образом в производстве минеральных удобрений и взрывчатых веществ, а также для очистки нефтепродуктов, жиров и масел, в производстве красителей, кислот, солей и многих органических веществ.

Из солей серы применяются: тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в текстильной

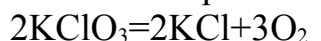
промышленности в качестве «антихлора» после отбеливания тканей, а также в фотографии; гидросульфит кальция $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ в производстве целлюлозы из древесины; гидросульфит натрия NaHSO_3 для удаления остатков хлора после отбеливания тканей. Широкое использование находят соли серной кислоты: жженный гипс или алебастр $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ (при замешивании с водой быстро затвердевает, превращаясь в гипс) – строительном деле в качестве вяжущего материала, а также для изготовления различных отливочных форм; медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – при электролитическом покрытии медью других металлов, а также для протравки семян перед посевом; сульфат натрия Na_2SO_4 – в производстве стекла и бумаги.

Изменяемость электропроводности селена в зависимости от интенсивности света используется в фотоэлементах и установках для выпрямления переменного тока (селеновые выпрямители). В металлургии селен, и теллур служат в качестве присадок к нержавеющей стали и сплавам для увеличения их механической прочности и улучшения антикоррозионных свойств.

Высокая фоточувствительность селенидов и теллуридов свинца в инфракрасной области спектра позволяет использовать их для обнаружения предметов в темноте, для автоматического управления самолетами и ракетами.

Получение простых веществ и их свойства

Кислород в технике получают многократным испарением жидкого воздуха или электролизом воды. В лаборатории (катализатор – MnO_2):

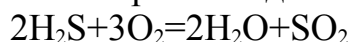


Основную массу серы в промышленности выплавляют из руды самородной серы. Для отделения серы от пустой породы, руду нагревают, сера легко плавится и отделяется от породы.

Дальнейшую очистку серы от примесей осуществляют перегонкой в специальных, так называемых рафинировочных печах.

Для получения серы из руд, содержащих пирит, последние нагревают в шахтной печи выше 600°C : $\text{FeS}_2 = \text{FeS} + \text{S}$.

В технике серу извлекают также из отходящих газов, содержащих в большом количестве сероводород, образующихся при переработке каменного угля, а также получают из сернистого газа. Отходящие газы в смеси с воздухом пропускают над катализаторами при 500°C . Процесс проходит в две стадии. На первой стадии сероводород H_2S окисляется до диоксида серы SO_2 :



На второй стадии взаимодействие SO_2 с H_2S приводит к образованию свободной серы: $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}$.

Из сернистого газа серу выделяют восстановлением ее диоксида SO_2 углем при высокой температуре: $\text{SO}_2 + \text{C} = \text{CO}_2 + \text{S}$.

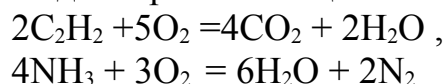
Сырьем для получения селена и теллура являются: 1) анодные шламы, остающиеся в ваннах при электролитическом способе рафинирования меди, и 2) пыль, накапливающаяся в системах охлаждения и очистки печных газов от

обжига колчеданов или самородной серы в производстве контактной серной кислоты. При химической обработке шламов и пыли образуются оксиды SeO_2 и TeO_2 . Восстановлением последних получают технические селен и теллур. Поскольку селен и теллур являются полупроводниковыми материалами, требуется получать их с очень высокой степенью чистоты. Эта задача решается с помощью метода зонной плавки. Полоний выделяют из растворов его солей электролизом.

Кислород – бесцветный газ, немного тяжелее воздуха. В воде он мало растворим (30мл в 1 л воды при 20°C). Жидкий кислород (при -183°C) имеет голубоватый цвет, притягивается магнитом.

Молекула кислорода состоит из двух атомов (O_2). Магнитными и спектроскопическими измерениями доказано, что в ней химическая связь между атомами кислорода осуществляется за счет одной ковалентной и двух трехэлектронных связей.

Важнейшей особенностью кислорода является способность образовывать оксиды почти со всеми элементами. С большинством элементов он реагирует непосредственно (особенно при нагревании). С галогенами, золотом и платиной кислород непосредственно не соединяется (оксиды этих элементов получают косвенным путём). Сложные вещества при определённых условиях также взаимодействуют с кислородом. При этом образуются оксиды, а иногда – простые вещества:

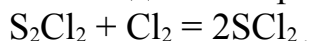


Озон – один из сильнейших окислителей. Он разрушает органические вещества, окисляет многие металлы, в том числе золото и платину. Как сильный окислитель озон производит белящее и дезинфицирующее действие.

Сера, селен и теллур устойчивы на воздухе и нерастворимы в воде. С галогенами они образуют соединения типа $\text{Э}_2\text{Г}_2$, ЭГ_2 , ЭГ_4 , $\text{Э}_2\text{Г}_{10}$ и ЭГ_6 (последние два соединения известны только для серы со фтором), а также кислородсодержащие галиды состава ЭОГ_2 и $\text{ЭО}_2\text{Г}_2$.

Так, например, при пропускании сухого хлора над расплавленной серой получается однохлористая сера: $2\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{S}_2\text{Cl}_2$.

Последняя, соединяясь с жидким хлором, образует двуххлористую серу:



При насыщении двуххлористой серы хлором получается четыреххлористая сера: $\text{SCl}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SCl}_4$.

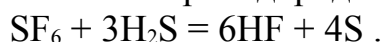
Непосредственное взаимодействие фтора с серой приводит к образованию шестифтористой серы: $\text{S} + 3\text{F}_2 = \text{SF}_6$.

При действии на пентахлорид фосфора диоксидом серы образуется хлористый тионил SOCl_2 : $\text{PCl}_5 + \text{SO}_2 = \text{POCl}_3 + \text{SOCl}_2$.

А при непосредственном взаимодействии SO_2 с хлором – хлористый сульфурил: $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SO}_2\text{Cl}_2$.

Все галиды серы (соединения с йодом не получены) и её аналогов легко отщепляют атомы галогена, вследствие чего являются сильными

окислителями. Почти все они легко гидролизуются в воде и ядовиты. Однако газообразная шестифтористая сера SF_6 отличается химической инертностью, не ядовита и мало растворима в воде. Она не реагирует с водой, растворами едкого натра и соляной кислоты, а также с кислородом и водородом. Разлагается SF_6 лишь при нагревании с сероводородом H_2S до $400^\circ C$:

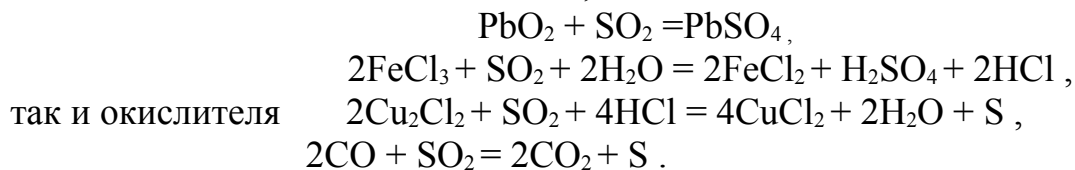


Соединения с положительными степенями окисления (+4; +6)

Соединения кислорода в положительных степенях окисления неизвестны (за исключением его соединения с фтором), поэтому поведение серы в положительных степенях окисления нельзя сравнить с данными для кислорода. Для серы весьма обычны две степени окисления: +4 (SO_2 и сульфиты, содержащие SO_3^{2-}), +6 (SO_3 и сульфаты, содержащие SO_4^{2-}). Двуокись серы SO_2 – основной продукт, получающийся при сжигании серы на воздухе или в кислороде. SO_3 – энергетически более устойчивое соединение и не образуется только из-за низкой скорости реакции SO_2 и O_2 . Скорость этой реакции повышается в присутствии катализаторов, поэтому её осуществляют в промышленности в очень широком масштабе. Серная кислота (получаемая непрямим растворением SO_3 в воде) является одним из веществ, производимых в громадном количестве. При температуре, близкой к комнатной, окисление SO_2 катализируется двуокисью азота NO_2 .

Кроме того, двуокись серы образует трехокись при реакции с кислородом над катализаторами из платины или окиси ванадия. Высокоэкзотермическая реакция поддерживает твёрдый катализатор в раскалённом состоянии (около $1000^\circ C$). При этой температуре скорость реакции настолько велика, что для катализатора вполне достаточен аппарат с поперечным сечением менее $0,1 \text{ м}^2$, через который быстро движется газовый поток. Продукт реакции растворяют в серной кислоте, достигая высокой концентрации трёхокси серы. Для получения кислоты желаемой концентрации эти растворы затем разбавляют водой. Как двуокись, так и трёхокись серы растворимы в воде. Как отмечалось выше, несмотря на прекрасную растворимость трёхокси серы, при её растворении возникает ряд трудностей, связанных с механизмом процессов растворения. Значительная растворимость в воде и сильные кислотные свойства трёхокси серы и серной кислоты (по сравнению с двуокисью серы и сернистой кислотой) согласуются с высокой плотностью положительного заряда в соединениях со степенью окисления +6. Повышенная плотность положительного заряда обычно приводит к прочной координации воды, увеличению энергии взаимодействия с водой (а следовательно, и растворимости) и возрастанию ионизации периферийных атомов водорода. Ослабление кислотных свойств у гидросульфат- и гидросульфит- ионов по сравнению с нейтральными кислотами находится в соответствии с отрицательными зарядами этих ионов, которые затрудняют ионизацию протонов, но и в этом случае кислотные свойства серы +6 выражены сильнее. Отметим, что в данном случае применяются те же правила номенклатуры, что

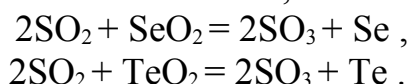
и для соединения галогенов. Итак, серная кислота и сульфаты содержат серу в степени окисления +6, а сернистая кислота и сульфиты – в степени +4. SO₂ проявляет свойства как восстановителя,



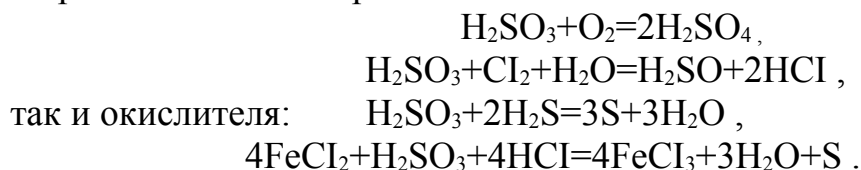
Последняя реакция протекает в присутствии катализатора (боксит) при 500°C; она используется при извлечении серы из отходящих газов некоторых металлургических заводов. Растворяясь в воде SO₂ образует сернистую кислоту H₂SO₃. В присутствии катализатора (V₂O₅) диоксид серы окисляется кислородом воздуха с образованием триоксида SO₃: 2SO₂ + O₂ = 2SO₃.

SO₃ - бесцветная жидкость (d=1,92), кипящая при 44,9°C. При 16,8°C она затвердевает в кристаллическую прозрачную массу. SO₃ является сильным окислителем. Так, фосфор при соприкосновении с ним моментально воспламеняется. При взаимодействии с водой SO₃ образует серную кислоту H₂SO₄: SO₃ + H₂O = H₂SO₄ + 83,7 кДж.

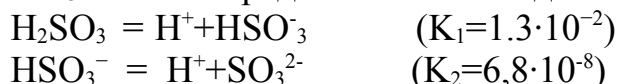
Селен, теллур и полоний образуют ряд оксидов. Наиболее устойчивыми из них являются диоксиды SeO₂, TeO₂ и PoO₂. Образуются они при сжигании элементарных веществ на воздухе. Двуокиси селена и теллура представляют собой белые кристаллические вещества. SeO₂ хорошо растворима в воде; TeO₂ в воде практически не растворяется (растворяется в концентрированных сильных кислотах и щелочах с образованием солей). SeO₂ и TeO₂ проявляют главным образом окислительные свойства, легко восстанавливаясь при этом до селена и теллура:



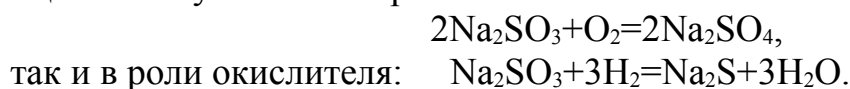
Двуокись полония PoO₂ проявляет амфотерные свойства. Сернистая кислота H₂SO₃ в свободном состоянии не существует вследствие распада на диоксид серы и воду: H₂SO₃ = SO₂ + H₂O. Она известна только в разбавленных растворах. Эта кислота проявляет свойства как восстановителя:



H₂SO₃-кислота средней силы. Она диссоциирует в две стадии



Сернистой кислоте отвечают два ряда солей: нормальные – сульфиты (Na₂SO₃) и кислые – гидросульфиты (NaHSO₃). Эти соли при химических реакциях выступают как в роли восстановителя:



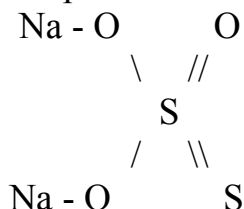
При кипячении раствора Na₂SO₃ с серой образуется тиосульфат натрия Na₂S₂O₃ (соль не существующей в свободном виде серноватистой или

тиосерной кислоты): $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

При взаимодействии $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с сильными кислотами выделяются свободная сера, сернистый ангидрид и вода: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Серная кислота H_2SO_4 имеет следующую электронную структуру:

Аналогичную структуру имеют сульфаты и тиосульфаты. В частности, тиосульфаты натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ имеет такую структуру:



В молекуле тиосульфата центральный атом серы находится в степени окисления +6 (за счет четырёх ковалентных и двух ионных связей), а другой, внешний – в степени окисления – 2 (за счет одной ковалентной и одной ионной связи.) Вследствие наличия S^{2-} тиосульфат является хорошим восстановителем: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} + \text{S}$.

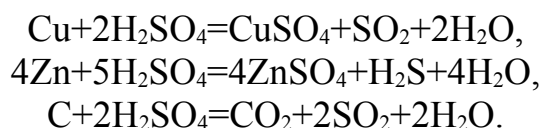
Поэтому его называют в технике антихлор.

Химически чистая безводная серная кислота H_2SO_4 (т. пл. $10,36^\circ\text{C}$, т. кип. 338°C) плотностью 1,836 при 15°C . На воздухе она дымит. При растворении ее в воде выделяется большое количество тепла (79,5 кДж на 1 моль) вследствие образования ряда кристаллогидратов: $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

При насыщении безводной серной кислоты H_2SO_4 триоксидом серы образуется дымящая кислота – олеум. Продукт, содержащий 45% избыточного количества SO_3 , называется пиросерной кислотой (ее соли – пиросульфатами). Пиросерная кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ представляет собой бесцветное кристаллическое вещество (т. пл. 35°C). При растворении $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ в воде образуется серная кислота: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4$.

Концентрированная серная кислота является сильным водоотнимающим веществом. Она поглощает пары воды, а также отнимает воду от многих органических веществ: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6\text{C} + 6\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Горячая концентрированная серная кислота является достаточно сильным окислителем для металлов и неметаллов:



Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из разбавленной серной кислоты:



Серной кислоте соответствуют два рода солей: средние – сульфаты (Na_2SO_4) и кислые – гидросульфаты (NaHSO_4). Большинство солей серной кислоты растворимы в воде. Нерастворимыми сульфатами являются BaSO_4 , SrSO_4 и PbSO_4 ; малорастворимым сульфатом – CaSO_4 .

Серная кислота – основной продукт химической промышленности. Из

всех кислот она имеет наибольшее применение.

Кроме рассмотренных кислородсодержащих кислот, сера образует и другие кислородсодержащие кислоты, отвечающие общим формулам H_2SO_n ($n = 2, 3, 4$ и 5) и $H_2S_2O_n$ ($n=4, 5$ и 6).

При растворении в воде двуокиси селена образуется селенистая кислота H_2SeO_3 . Она более устойчива чем сернистая H_2SO_3 но в отличие от последней является более слабой кислотой ($K_1=2,4 \cdot 10^{-3}$, $K_2=0,9 \cdot 10^{-8}$). Двуокиси теллура соответствует теллуристая кислота H_2TeO_3 (в свободном виде она не известна). Она проявляет слабо выраженные амфотерные свойства. Селенистой и теллуристой кислотам соответствуют два ряда солей: 1) селениты и теллуриты (Na_2EO_3) и 2) гидроселениты и гидротеллуриты ($NaHEO_3$).

Соли селенистой кислоты могут быть получены нейтрализацией растворов H_2SeO_3 , а соли теллуристой кислоты – растворением TeO_2 в щелочах. Селениты и теллуриты по ряду свойств подобны сульфатам.

При действии сильных окислителей на H_2SeO_3 и H_2TeO_3 получаются соответственно селеновая H_2SeO_4 и теллуровая H_2TeO_4 кислоты. Селеновая кислота по своим свойствам во многом подобна серной кислоте, но в отличие от последней безводная горячая H_2SeO_4 растворяет не только серебро, но и золото. Теллуровая кислота – очень слабая. Обе названных кислоты являются сильными окислителями.

Соли селеновой кислоты – селенаты – по свойствам похожи на сульфаты, а соли теллуровой кислоты существенно отличаются от них. Так например, теллураты (как и свободная кислота) являются сильными окислителями:



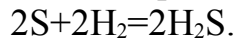
Все соединения селена ядовиты, а теллура – менее ядовиты.

Соединения со степенью окисления -2.

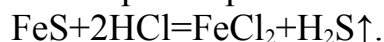
Водородные соединения

Сера с водородом образует ряд соединений общей формулы H_2S_x , где $x = 1, 2, 3, 4, 6$ и 9 . Простейшими и наиболее важным из них является сероводород H_2S . Молекула сероводорода полярна – имеет направление связи под углом 92° ;

В свободном виде H_2S образуется при гниении белковых веществ. Его можно получить непосредственно из простых веществ при $500^\circ C$ в присутствии катализатора:



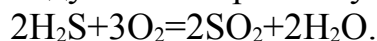
Или действием растворов кислот на сульфиды металлов:



В технике сероводород выделяют из газов, образующихся при переработке каменного угля. Для поглощения сероводорода газ пропускают через раствор тиоорсенита натрия Na_3AsS_3 . При нагревании такого раствора H_2S легко освобождается.

Сероводород – бесцветный, ядовитый газ с запахом тухлых яиц. При $-60,8^\circ C$ он сжижается, а при $-85,6^\circ C$ замерзает. Довольно хорошо растворяется в воде. H_2S обладает слабыми кислотными свойствами.

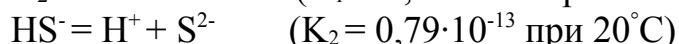
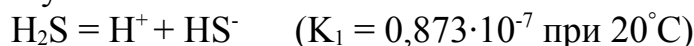
На воздухе H_2S горит голубым пламенем по реакции:



Сероводород – один из сильнейших восстановителей, так как при действии окислителей ионы S^{2-} легко отдают свои электроны, превращаясь в атомы серы: $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = \text{S} + 2\text{HBr}$, $5\text{H}_2\text{S} + 2\text{HIO}_3 = 5\text{S} + \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

В присутствии влаги или при нагревании H_2S реагирует со многим металлами, образуя сульфиды: $2\text{Na} + \text{H}_2\text{S} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2$.

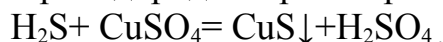
Сероводородная кислота является слабой кислотой. Она диссоциирует на ионы ступенчато:



Являясь двуосновной кислотой, H_2S образует два ряда солей: кислые – гидросульфиды (NaHS) и средние – сульфиды (Na_2S). Все кислые соли растворимы в воде.

Сульфиды получают и при непосредственном соединении металлов с серой: $\text{Cu} + \text{S} = \text{CuS}$.

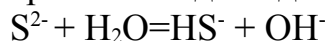
При действии сероводорода на растворимые в воде соли:



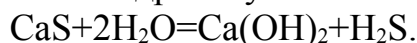
При прокаливании сульфата с углем: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} = \text{Na}_2\text{S} + 4\text{CO}$.

Из сульфидов растворимы в воде только соли щелочных металлов.

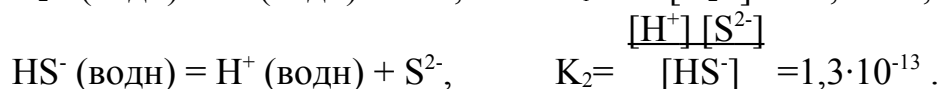
Последние при растворении в воде подвергаются гидролизу:



Легко подвергаются гидролизу также соли щелочноземельных металлов:



Сульфиды большинства катионов, так же как и оксиды, нерастворимы в воде. Поскольку сероводород (как вода) – слабая кислота, растворимость сульфидов заметно меняется при изменении кислотности раствора.

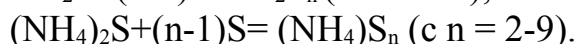


Отметим, однако, что хотя сероводород и является слабой кислотой, по кислотным свойствам он все же превосходит воду. Это вполне естественно вследствие меньшей плотности отрицательного заряда на атоме серы.

Соли алюминия и хрома гидролизуются нацело:



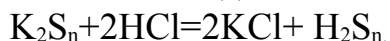
Полисульфиды могут быть получены (иногда при нагревании) из сульфидов и серы:



В частности, минерал пирит FeS_2 – соль железа и двусернистого водорода H_2S_2 .

При постепенном вливании крепкого раствора полисульфида в соляную

кислоту выделяются свободные полисернистые водороды:



Селенистый водород H_2Se и теллуристый водород H_2Te – ядовитые газы с неприятным запахом. Подобно сероводороду H_2S и H_2Se и H_2Te являются восстановителями. Однако восстановительные свойства у них выражены гораздо сильнее, чем у сероводорода. Водные растворы H_2Se и H_2Te являются более сильными кислотами ($K_1(H_2Se) = 1,9 \cdot 10^{-4}$; $K_2(H_2Te) = 2,3 \cdot 10^{-3}$), чем растворы H_2S . Соли этих кислот – селениды ($NaHSe$, Na_2Se) и теллуриды ($NaHTe$, Na_2Te) – по свойствам подобны сульфидам.

Селен и теллур обладают весьма неприятным свойством: попадая в организм даже в следовых количествах, они выделяются при дыхании в виде отвратительно пахнущих соединений. Эти элементы и их соединения обладают электрическими свойствами, позволяющими применять их для производства полупроводников и твердых электронных деталей. Подобные свойства можно было бы предвидеть, учитывая все более металлический характер элементов (меньшие энергии ионизации) при увеличении порядкового номера в группах, расположенных в правой части периодической системы.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ

МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ
по дисциплине «Химия»
Направление подготовки 05.03.02 География
Форма подготовки очная

г. Владивосток
2015

Практические занятия (18 часов)

Занятие №1 (2 часа)

Тема: Основные понятия и законы химии. Гравиметрические и газовые законы. Взаимосвязь массы и энергии.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Дайте определение понятий: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, относительная атомная и молекулярная массы, абсолютные массы атомов и молекул.
2. Дайте определение понятию «моль»
3. Какие величины называют молярной массой и молярным объемом?
4. Что называется постоянной Авогадро? Как используют ее для определения масс атомов и молекул?
5. Как из уравнения состояния газа получить уравнение Менделеева - Клапейрона?
6. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
7. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его плотностью по водороду, воздуху?
8. Дайте определение понятий: эквивалент. Молярная масса эквивалента, эквивалентный объем.
9. Как вычислить эквивалент и молярную массу эквивалента сложного вещества (оксида, основания, соли)?
10. Как вычислить эквивалент вещества в окислительно-восстановительной реакции?

Занятие №2 (2 часа)

Тема: Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Уравнение Луи Де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Реакционная способность веществ и химическая связь.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. История развития представлений о строении атома. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома. Первые модели атома.
2. Разработка Бором теории строения атома водорода. Постулаты Бора. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
3. Объяснение линейчатого спектра водорода.
4. Волновые свойства частиц микромира. Волны Де-Бройля.

5. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности. Уравнение Шредингера.
6. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа.
7. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
8. Периодическая система Д.И. Менделеева и строение атомов элементов. Физический смысл периодического закона.
9. Энергетические характеристики атомов - энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
10. Изменение вышеназванных величин в периодах и группах Периодической системы Д.И. Менделеева.

Занятие №3 (2 часа)

Тема: Химическая связь. Взаимодействия между молекулами. Комплексные соединения.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Причины образования химической связи. Типы химической связи.
2. Основные характеристики химической связи - длина, направленность, прочность.
3. Метод валентных связей:
 - а) насыщенность, направленность и полярность связи;
 - б) гибридизация электронных облаков и геометрия молекул;
 - в) σ , π -связи. Одинарные и кратные связи.
4. Донорно-акцепторные связи.
5. Водородная связь.
6. Ионная связь. Основные свойства (ненасыщенность, ненаправленность).
7. Металлическая связь.
8. Кристаллическая решетка. Основные понятия.
9. Типы кристаллических решеток. Зависимость свойств вещества от типа кристаллической решетки.

Занятие №4 (2 часа)

Тема: Зависимость скорости химических реакций от концентрации, температуры и давления. Химическое равновесие.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.
2. Зависимость скорости химических реакций от концентрации и природы реагирующих веществ, температуры, давления.
3. Гомогенный и гетерогенный катализ.

4. Обратимые и необратимые реакции.
5. Химическое равновесие.
6. Принцип Ле-Шателье.

Занятие №5 (2 часа)

Тема: Энергетика химических процессов.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Энергетические эффекты химических реакций.
2. Термохимические расчёты.
3. Энтропия и её изменение при химической реакции.
4. Энергия Гиббса и направленность химических реакций.

Занятие №6 (2 часа)

Тема: Количественные способы выражения состава растворов. Законы разбавленных растворов неэлектролитов.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Растворы: растворение веществ, образование сольватов, тепловые эффекты при растворении, качественная и количественная характеристики растворов.
2. Электролиты и неэлектролиты.
3. Основные положения теории электролитической диссоциации.
4. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах.
5. Механизм электролитической диссоциации, константа и степень диссоциации, закон разбавления Оствальда.
6. Фазовые превращения в растворах: три закона Рауля, осмос, осмотическое давление и закон Вант-Гоффа.
7. Применимость законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов.

Занятие №7 (2 часа)

Тема: Вычисление рН растворов солей, оснований, кислот.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Электролитическая диссоциация воды.
2. Водородный показатель и гидролиз солей: четыре случая гидролиза солей.

3. Усиление и подавление гидролиза,
4. Константа гидролиза.

Занятие №8 (2 часа)

Тема: Электрохимические процессы.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Окислительно-восстановительные реакции: процессы окисления и восстановления.
2. Важнейшие окислители и восстановители.
3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса.
4. Классификация окислительно-восстановительных процессов.
5. Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций.
6. Направление ОВР.
7. Роль окислительно-восстановительных процессов.
8. Электрохимические процессы.
9. Потенциалы металлических и газовых электродов.
10. Кинетика электродных процессов.
11. Электролиз, применение электролиза.
12. Химические источники тока.
13. Коррозия и защита металлов от коррозии.

Занятие №9 (2 часа)

Тема: Общие свойства металлов и неметаллов.

Вопросы для предварительной самостоятельной подготовки

1. Общие свойства металлов.
2. Простые вещества и их соединения.
3. Нахождение в природе, получение.
4. Физические и химические свойства металлов.
5. Металлические сплавы и композиты.

6. Основные закономерности химии d-элементов.
7. Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева.
8. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.
9. Общие свойства неметаллов.
10. Свойства и распространенность неметаллов.
11. Водород. Химия воды.
12. Элементы главных подгрупп IV-VII групп. Общая характеристика.
13. Нахождение в природе, получение.
14. Физические и химические свойства.
15. Важнейшие водородные и кислородные соединения.

Лабораторные работы (18 часов)

Лабораторная работа №1(2 часа). Классы неорганических соединений.

Цель: Экспериментально изучить некоторые способы получения и свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

Оксиды. Получение и свойства.

Опыт № 1 Поместите небольшое количество порошка серы (или красного фосфора) в ложку для сжигания, нагрейте в пламени спиртовки до воспламенения, внесите в коническую колбу емкостью 250 мл, в которой находится 10 мл дистиллированной воды, и прикройте пробкой.

После прекращения горения оксид растворите в воде, встряхивая колбу. Определите реакцию среды, добавив в раствор 2-3 капли метилоранжа. Напишите уравнения реакций.

Опыт № 2 В сухую пробирку с газоотводной трубкой поместите небольшое количество порошка основного карбоната меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ и нагрейте ее на спиртовке. Газоотводную трубку опустите в пробирку с известковой водой. Опишите происходящие процессы с помощью уравнений реакций.

Опыт № 3 Небольшие количества оксида цинка обработайте отдельно 2-3 мл концентрированной щелочи и соляной кислоты. Сделайте вывод о характере оксида цинка, напишите уравнения реакций.

Гидроксиды. Получение и свойства.

Опыт № 4 Осторожно! Опыт выполнять в присутствии преподавателя! В фарфоровую чашку с водой прибавьте 2-3 капли фенолфталеина и опустите небольшой кусочек металлического натрия, предварительно осушенного фильтровальной бумагой и очищенного от окисленного поверхностного слоя. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 5 В пробирку поместите порошок оксида кальция и прибавьте 2-3 мл воды, затем – 2-3 капли фенолфталеина. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 6 Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата никеля, прибавьте раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Полученный осадок разлейте в две пробирки: в одну прибавьте раствор соляной кислоты, в другую – избыток щелочи. Объясните происходящие явления, напишите уравнения реакций.

Опыт № 7 В пробирку с раствором хлорида хрома(III) добавьте небольшое количество щелочи до образования зеленовато-серого осадка гидроксида хрома(III). Полученный осадок разлейте в две пробирки: в одну прибавьте раствор соляной кислоты, в другую – избыток щелочи. Объясните происходящие явления, напишите уравнения реакций. Аналогичные опыты проделайте с растворами хлорида железа(III) и хлорида алюминия.

Кислоты. Получение и свойства.

Опыт № 8 В пробирку с водой пропустите углекислый газ из аппарата Кипа. Определите среду раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 9 Опыт выполнять в вытяжном шкафу! Поместите в пробирку 1г кристаллического хлорида натрия, прибавьте 5-6 капель концентрированной серной кислоты. К отверстию пробирки поднесите смоченную водой индикаторную бумажку и определите характер образующегося газообразного вещества. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 10 К раствору силиката натрия прилейте разбавленный раствор соляной кислоты. Что выпадает в осадок? Напишите уравнение реакции.

Опыт № 11 Опыт выполнять в вытяжном шкафу! Поместите небольшие количества цинка и меди в отдельные пробирки. Испытайте действие концентрированной и разбавленной соляной, серной и азотной кислот на каждый образец. Определите, какой газ выделяется при каждом взаимодействии. Напишите уравнения реакций.

Соли. Получение и свойства.

Опыт № 12 В пробирку с раствором хлорида бария прибавьте небольшое количество раствора сульфата натрия до образования осадка. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 13 В пробирку с насыщенным раствором карбоната натрия прибавьте раствор соляной кислоты. Определите, какой газ выделяется. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 14 Поместите гранулу цинка в пробирку с раствором сульфата меди. Что при этом наблюдается? Напишите уравнение реакции.

Лабораторная работа №2 (2 часа). ИЗУЧЕНИЕ ЗАВИСИМОСТИ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ОТ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.

Цель: Экспериментально изучить зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры, присутствия катализатора; влияние величины поверхности на скорость гетерогенной химической реакции. Смещение химического равновесия.

Опыт № 1 Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Налейте в четыре стаканчика следующие растворы:

- 1) 10 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия + 30 мл воды;
- 2) 20 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия + 20 мл воды;
- 3) 30 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия + 10 мл воды;
- 4) 40 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия.

Последовательно в каждый стаканчик прилейте по 10 мл 0.05 М раствора кислоты. Отметьте с помощью секундомера промежутки времени от момента сливания растворов до появления мути, вызванной началом выпадения в осадок серы, в соответствии с уравнением:



Вычислите относительную скорость реакции по формуле:

$$v_{\text{отн.}} = \frac{100}{\tau}, \text{ где } \tau - \text{ время (по секундомеру), в секундах.}$$

Результаты занесите в таблицу:

№ опыта	Объем раствора серной кислоты (мл)	Объем раствора тиосульфата натрия (мл)	Объем воды (мл)	Общий объем (мл)	Молярная концентрация тиосульфата	Время в секундах τ	Относительная скорость реакции $V_{\text{отн.}}$

Найденную зависимость скорости от концентрации изобразите графически, отложив по оси абсцисс концентрацию тиосульфата, а по оси ординат - относительную скорость. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Зависимость скорости реакции от температуры.

Налейте в стаканчик 10 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия. Прилейте к нему при комнатной температуре 10 мл 0.05 М раствора серной кислоты. Определите с помощью секундомера время прохождения реакции (аналогично опыту 1). Второй опыт проведите аналогично, но при температуре, на 10°С выше комнатной. Для этого стаканчики с растворами нагрейте на водяной бане, контролируя температуру воды термометром (следует выдержать растворы не менее 5 минут).

Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

Опыт № 3 Влияние катализатора на скорость химической реакции.

В две пробирки налейте по 5 мл 3%-ного раствора перекиси водорода. В одну из них поместите несколько кристалликов оксида марганца(IV). Качественно сравните скорость реакции разложения перекиси в этих пробирках:



Какую роль играет оксид марганца(IV)?

Опыт № 4 Влияние величины поверхности на скорость гетерогенной химической реакции.

Уравновесьте на весах маленький кусочек мрамора и порошкообразный мрамор. Приготовьте две пробирки с равными объемами растворов соляной кислоты (2-3 мл). Одновременно стряхните с бумажек кусочек мрамора в одну пробирку, порошок – в другую. Отметьте с помощью секундомера время окончания реакций в обеих пробирках. Сделайте вывод о влиянии величины поверхности на скорость реакции.

Опыт № 5 Смещение химического равновесия.

Налейте в стакан 15 мл 0.1 N раствора хлорида железа(III) и такой же объем 0.1 N раствора роданида калия. Обратите внимание на появление красной окраски при смешении растворов. Напишите уравнение реакции.

Полученный раствор разделите поровну в 4 пробирки. В первую пробирку добавьте несколько капель концентрированного раствора хлорида железа(III),

в другую – несколько капель концентрированного раствора роданида калия. В третью пробирку добавьте щепотку кристаллического хлорида калия. Четвертую пробирку оставьте для сравнения.

Дайте объяснение различной интенсивности окраски растворов в пробирках. Напишите выражения константы химического равновесия данной реакции.

Лабораторная работа №3 (4 часа). ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА КИСЛОТЫ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ. ТИТРОВАНИЕ.

Цель: Приготовить раствор кислоты заданной концентрации и определить точную концентрацию кислоты методом титрования.

В цилиндр налейте раствор серной (соляной) кислоты, опустите ареометр, определите плотность кислоты. Для быстрого определения относительной плотности жидкости применяют так называемые *ареометры*. Это - стеклянная трубка, расширяющаяся внизу и имеющая на конце стеклянный шарик, заполненный дробью или специальной массой. В верхней узкой части ареометра имеется шкала с делениями. Чем меньше относительная плотность жидкости, тем глубже погружается в нее ареометр.

Для определения относительной плотности при помощи ареометра жидкость наливают в стеклянный цилиндр емкостью не менее 0.5 л. Размер цилиндра должен соответствовать размерам ареометра. Уровень жидкости в цилиндре должен быть на несколько сантиметров ниже края цилиндра, чтобы избежать переливания ее через край. Погружать ареометр в жидкость следует осторожно, не выпуская его из рук до тех пор, пока не станет очевидным, что он плавает. Ареометр должен находиться в центре цилиндра и ни в коем случае не касаться стенок и дна цилиндра. Отсчет проводят по делениям шкалы ареометра. Деление, против которого установился *верхний* мениск жидкости, характеризует величину плотности. По справочнику определите, какая массовая доля кислоты соответствует данной плотности.

Рассчитайте, сколько мл этой кислоты нужно взять для приготовления 250 мл 0.1 н раствора серной (соляной) кислоты. Рассчитанное количество кислоты

отмерьте пипеткой и вылейте в мерную колбу (емкостью 250 мл). Долейте в мерную колбу дистиллированной воды до метки; оттитруйте приготовленный раствор кислоты раствором щелочи с известным титром.

Алгоритм расчета объема исходного раствора кислоты

1. Найти, сколько моль эквивалентов кислоты необходимо для приготовления заданного раствора по формуле:

$$V_{\text{экв. (кислоты)}} = V_{\text{р-ра}} \cdot C_N,$$

где: $V_{\text{р-ра}}$ - объем раствора, в литрах, который надо приготовить;

C_N - нормальная концентрация заданного раствора.

2. Найти массу данного количества эквивалентов кислоты по формуле:

$$m = v_{\text{экв.}} \cdot M_{\text{Э}},$$

где: $M_{\text{Э}}$ - молярная масса эквивалента кислоты.

$M_{\text{Э}}(\text{HCl}) = M/1 = 36.5$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M/2 = 49$ г/моль.

3. Найти, в какой массе исходного раствора содержится нужная Вам масса кислоты: где: - массовая доля кислоты в исходном растворе.

4. Найти объем исходного раствора по формуле:

где: - плотность, определенная экспериментально с помощью ареометра.

Определение точной концентрации кислоты методом титрования

Определение концентрации раствора кислоты, основанное на реакции нейтрализации, выполняется следующим образом:

1. Чисто вымытую бюретку установите вертикально в зажиме штатива и ополосните ее несколькими миллилитрами того раствора кислоты, который будет затем наливаться в бюретку.

2. Налейте в бюретку приготовленный раствор кислоты и установите уровень жидкости на нулевом делении, считая по нижнему мениску, уберите воронку из бюретки. Следите, чтобы кончик бюретки был заполнен раствором и не содержал пузырьков воздуха.

3. Ополосните чистую пипетку раствором щелочи известной концентрации, отмерьте ею 10 мл раствора и вылейте его в коническую колбочку, прибавив туда 1-2 капли индикатора метилоранжа.

4. Поместите колбочку с раствором щелочи под бюретку и приливайте постепенно раствор кислоты из бюретки в колбочку до нейтрализации раствора щелочи, то есть до изменения цвета раствора от желтого до слабозарового. Прибавляйте раствор в колбу небольшими порциями при непрерывном перемешивании. Изменение окраски раствора должно произойти от прибавления одной лишней капли раствора кислоты. После этого отмерьте уровень жидкости в бюретке, считая по *нижнему* мениску. Титрование повторите 3 раза. Отклонение результатов отдельных титрований не должно превышать 0.2 мл (данные с большим отклонением в расчет не принимать).

Лабораторная работа №4 (4 часа). СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.

Цель: Сравнить значения водородного показателя, полученные экспериментально и теоретически, изучить влияние температуры на гидролиз солей. Изучить условия протекания ионно-обменных реакций.

Опыт № 1 Определение pH растворов.

С помощью универсального индикатора определите pH следующих растворов:

- 1) 0.1N раствора соляной кислоты;
- 2) 0.1N раствора уксусной кислоты;
- 3) 1% - ного раствора аммиака.

Подтвердите полученные результаты, рассчитав pH исследованных растворов. При проведении расчетов воспользуйтесь следующими данными:

$$\alpha (0,1N \text{ раствора } HCl) = 0,83$$

$$K_{\text{ион}} (CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{\text{ион}} (NH_3 \cdot H_2O) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\rho(1\% \text{ раствора } NH_3 \cdot H_2O) = 0,99 \text{ г/мл}$$

Опыт № 2 Реакции ионного обмена в электролитах.

Проведите указанные ниже реакции:

- а) внесите в пробирку 8 – 10 капель раствора хлорида бария и прибавьте к нему раствор сульфата натрия до образования осадка;
- б) к раствору сульфата меди (II) прилейте раствор гидроксида натрия до выпадения осадка;
- в) внесите в пробирку 8 – 10 капель раствора хлорида кальция и прибавьте к нему раствор карбоната натрия до образования осадка

Запишите молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения реакций. Укажите вещества, выделяющиеся в осадок, их цвет.

Опыт №3. Налейте в пробирки по 2 мл 1N растворов хлорида калия, сульфата алюминия, карбоната натрия, хлорида железа, сульфита натрия. Растворы испытайте универсальным индикатором, определите их pH, результаты запишите в таблицу:

№	Вещество	Цвет универсального индикатора в водном растворе данной соли	pH среды

Сделайте вывод, какие из этих солей подвергаются гидролизу и почему. Выводы подтвердите уравнениями реакций.

Опыт № 4 Влияние температуры на гидролиз.

а) Налейте в две пробирки по 3 мл 1N раствора ацетата натрия и прибавьте по 3 капли фенолфталеина. Затем одну пробирку с раствором нагрейте, а вторую - оставьте для сравнения. Обратите внимание на изменение цвета раствора. Хорошо охладите первую пробирку и опишите изменение цвета раствора. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.

б) В пробирке смешайте равные объемы 0.1N растворов хлорида железа и ацетата натрия. Нагрейте смесь до кипения. Обратите внимание на выпадение осадка. Напишите уравнение реакции.

Лабораторная работа №5 (2 часа). ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ.

Цель: Изучить влияние среды на окислительно-восстановительные процессы и виды окислительно-восстановительных реакций.

Опыт № 1 Окислительные свойства перманганат-иона

В три пробирки налейте по 0,5 мл раствора перманганата калия. Раствор в первой пробирке подкислите несколькими каплями разбавленной серной кислоты, во вторую пробирку прилейте разбавленный раствор гидроксида калия. Во все три пробирки прибавьте по каплям раствор сульфита натрия до изменения окраски.

Чем объясняется изменение окраски? Какое влияние оказывает среда на ход процесса? Какую роль выполняет сульфит – ион в указанных процессах?

Напишите ионно-электронные схемы и молекулярные уравнения всех трех процессов.

Опыт № 2 Окислительно-восстановительные свойства сульфит-иона

К небольшому количеству раствора сульфита натрия, подкисленного серной кислотой, прибавьте сероводородной воды до помутнения раствора. Какие свойства проявляет сульфит-ион в данной реакции? Сравните с его поведением в предыдущих процессах. Составьте ионно-электронные схемы и молекулярное уравнение реакции.

Опыт № 3 Окислительно-восстановительные свойства нитритов

Возьмите две пробирки. В первую налейте 0,5 мл раствора бихромата калия, во вторую – такое же количество раствора иодида калия. Подкислите оба раствора несколькими каплями разбавленной серной кислоты и прибавьте в обе пробирки раствор нитрита калия до изменения окраски. Что наблюдается?

Напишите ионно-электронные схемы реакций и объясните, какова роль нитрит-иона в рассмотренных процессах.

Опыт № 4 Реакции, в которых окислитель (или восстановитель) выполняет одновременно роль среды

а) Поместите в пробирку кусочек медной проволоки и прилейте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Выделение какого газа наблюдается?

б) Поместите в пробирку 1г кристаллического бихромата калия, прибавьте 5-6 капель концентрированной соляной кислоты и слегка нагрейте. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций и составьте ионно-электронные схемы. Какую роль выполняют кислоты в рассмотренных процессах?

Опыт № 5 Реакции самоокисления и самовосстановления.

К свежеприготовленной бромной (или хлорной) воде объемом 0,5 мл прибавьте по каплям концентрированный раствор гидроксида натрия. Чем обусловлено обесцвечивание бромной воды? Составьте ионно-электронные схемы процесса. Что является окислителем и восстановителем в данной реакции?

Лабораторная работа №6 (4 часа). ГАЛОГЕНЫ.

Цель: Изучить способы получения и свойства галогенов, гидридов и кислородных соединений галогенов.

Галогены токсичны, а многие их соединения склонны к воспламенению и взрывоопасны. Работа со фтором и фосгеном в практикуме запрещается. Опыты с галогенами следует проводить только под тягой.

При получении хлора взаимодействием перманганата калия с соляной кислотой необходимо в приборе после колбы с реакционной смесью помещать пустую или заполненную водой промывалку и лишь за нею - склянки с осушителями (H_2SO_4 , CaCl_2 , P_2O_5). Следует помнить, что при взаимодействии конц. H_2SO_4 с KMnO_4 может произойти взрыв!

Остатки KMnO_4 (или MnO_2) после получения хлора следует вылить в "склянки для слива".

Получение и свойства галогенов

Получение хлора

Получение хлора из соляной кислоты действием окислителей:

а) Насыпьте в пробирку щепотку двуокиси марганца, прилейте 1-3 мл концентрированной соляной кислоты. Осторожно, движением руки, понюхайте хлор. Пробирку поднесите к белому экрану, обратите внимание на цвет газа.

б) Насыпьте в пробирку несколько кристалликов перманганата калия, поставьте ее в штатив и прилейте 1-2 мл концентрированной соляной кислоты. Что наблюдается?

в) Разотрите в фарфоровой ступке бихромат калия, насыпьте немного в пробирку и прилейте 2-3 мл концентрированной соляной кислоты. Содержимое пробирки слегка нагрейте. Что наблюдается?

Свойства хлора

1. Взаимодействие хлора с металлами

а) В наполненную хлором банку внесите предварительно нагретую железную проволоку (или пучок медной фольги). Что наблюдается?

б) В банку с хлором всыпьте мелкоизмельченную сурьму. Что наблюдается?

2. Взаимодействие хлора с неметаллами

В железную ложечку взять немного красного фосфора, подогреть и внести в банку с хлором. Что происходит?

Возьмите две пробирки. Одну наполните хлором, другую - водородом из аппарата Киппа. Соедините пробирки отверстиями так, чтобы пробирка с хлором оказалась наверху. Разъедините пробирки и быстро внесите в пламя горелки. Что происходит?

Свойства йода

а) Налейте в две пробирки воды и опустите в них по одному кристаллику йода. Содержимое пробирок сильно взболтайте. Какова растворимость йода в воде? В одну пробирку налейте немного четыреххлористого углерода, взболтайте, другую оставьте для сравнения. Объясните происходящие процессы.

б) К 5 мл иодной воды прилейте раствор щелочи до исчезновения окраски раствора. Полученный раствор подкислите раствором серной кислоты. Объясните происходящие явления.

в) Насыпьте в пробирку немного порошка магния, затем прилейте 5-6 мл иодной воды и встряхните. Объясните исчезновение окраски.

Гидриды галогенов

1. Получение хлороводорода и соляной кислоты

Насыпьте в пробирку слой хлорида натрия (около 1 см высотой), смочите его водой и прилейте не более четверти пробирки концентрированной серной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, нагрейте и наполните выделяющимся хлороводородом сухую пробирку, опустив конец газоотводной трубки на дно пробирки. Когда над отверстием пробирки появится обильный дым, быстро закройте отверстие пробирки пальцем и, перевернув, погрузите ее отверстием в сосуд с водой, а затем отнимите палец. Наблюдайте поглощение хлороводорода водой и поднятие воды в пробирке. Исследуйте на лакмус реакцию полученного раствора и действие его на порошок магния.

Кислородные соединения галогенов

1. Получение и свойства хлорной извести

а) Получение хлорной извести. К чистой гашеной извести массой 2 г добавьте 10-15 мл воды и хорошо перемешайте. Полученную смесь поместите в маленький стакан, охлаждаемый льдом (почему необходимо охлаждение?), и

пропустите хлор, очищенный от хлористого водорода (как это сделать?), в течение 10-15 мин.

б) Окислительные свойства хлорной извести. Часть полученного препарата обработайте 10 мл воды, перемешайте и отфильтруйте. Отлейте часть полученного раствора и испытайте его действие на концентрированную соляную кислоту.

в) Разложение хлорной извести. К оставшейся части раствора хлорной извести прилейте раствор серной кислоты до кислой реакции и осторожно понюхайте.

Структура отчета по лабораторной работе

Отчеты по лабораторным работам представляются в электронной форме, подготовленные как текстовые документы в редакторе MSWord.

Отчет по работе должен быть обобщающим документом, включать всю информацию по выполнению заданий, в том числе, уравнения реакций, таблицы, методику проведения лабораторных опытов, список литературы, расчеты и т. д.

Структурно отчет по лабораторной работе, как текстовый документ, комплектуется по следующей схеме:

- *Титульный лист* – обязательная компонента отчета, первая страница отчета, по принятой для лабораторных работ форме (титульный лист отчета должен размещаться в общем файле, где представлен текст отчета);
- *Исходные данные к выполнению заданий* – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержат указание варианта, темы и т.д.);
- *Основная часть* – материалы выполнения заданий, разбивается по рубрикам, соответствующих заданиям работы, с иерархической структурой: пункты – подпункты и т. д.

Рекомендуется в основной части отчета заголовки рубрик (подрубрик) давать исходя из формулировок заданий, в форме отглагольных существительных;

- *Выводы* – обязательная компонента отчета, содержит обобщающие выводы по работе (какие задачи решены, оценка результатов, что освоено при выполнении работы);
- *Список литературы* – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержит список источников, использованных при выполнении работы, включая электронные источники (список нумерованный, в соответствии с правилами описания библиографии).

Оформление отчета по лабораторной работе

Отчет по лабораторной работе относится к категории «*письменная работа*», оформляется *по правилам оформления письменных работ студентами ДВФУ*.

Необходимо обратить внимание на следующие аспекты в оформлении отчетов работ:

- набор текста;
- структурирование работы;
- оформление заголовков всех видов (рубрик-подрубрик-пунктов-подпунктов, рисунков, таблиц, приложений);
- оформление перечислений (списков с нумерацией или маркировкой);
- оформление таблиц;
- оформление иллюстраций (графики, рисунки, фотографии, схемы);
- набор и оформление математических выражений (формул);
- оформление списков литературы (библиографических описаний) и ссылок на источники, цитирования.

Набор текста осуществляется на компьютере, в соответствии со следующими требованиями:

- печать – на одной стороне листа белой бумаги формата А4 (размер 210 на 297 мм.);
- интервал межстрочный – полуторный;
- шрифт – Times New Roman;
- размер шрифта - 14 пт., в том числе в заголовках (в таблицах допускается 10-12 пт.);
- выравнивание текста – «по ширине»;
- поля страницы - левое – 25-30 мм., правое – 10 мм., верхнее и нижнее – 20 мм.;
- нумерация страниц – в правом нижнем углу страницы (для страниц с книжной ориентацией), сквозная, от титульного листа до последней страницы, арабскими цифрами (первой страницей считается титульный лист, на котором номер не ставится, на следующей странице проставляется цифра «2» и т. д.).
- режим автоматического переноса слов, за исключением титульного листа и заголовков всех уровней (перенос слов для отдельного абзаца блокируется средствами MSWord с помощью команды «Формат» – абзац при выборе опции «запретить автоматический перенос слов»).

Если рисунок или таблица размещены на листе формата больше А4, их следует учитывать как одну страницу. Номер страницы в этих случаях допускается не проставлять.

Список литературы и все *приложения* включаются в общую сквозную нумерацию страниц работы.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ

КОНТРОЛЬНО-ИЗМЕРИТЕЛЬНЫЕ МАТЕРИАЛЫ

по дисциплине «Химия»
Направление подготовки 05.03.02 География
Форма подготовки очная

г. Владивосток

2015

Контрольные задания
Контрольная работа №1

«Основные понятия и законы химии»

Вариант 1

- От чего зависит эквивалент химического элемента:
 - от валентности элемента;
 - всегда является постоянной величиной?
 - от степени окисления элемента.
- При одинаковых условиях взяты равные объемы азота и кислорода. Каково соотношение масс обоих газов:
 - массы газов равны;
 - масса кислорода больше массы азота;
 - масса азота больше массы кислорода?
- Чему равна плотность хлора по воздуху:
 - 2,44; б) 3,0; в) можно определить только опытным путем?
- Чему равен эквивалентный объем кислорода при н.у.: а) 22,4 л; б) 5,6 л
в) 11,2?
- На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г КОН. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты. Ответ: а) 0,5 моль, 41 г/моль, 2,
б) 1 моль, 98 г/моль, 3; в) 0,5 моль, 98 г/моль, 1.

Вариант 2

- Фосфор образует два различных по составу хлорида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным: а) хлора; б) фосфора; в) никакого.
- При одинаковых условиях взяты равные объемы фтора и кислорода. Каково соотношение масс обоих газов: а) массы газов равны; б) масса кислорода больше массы фтора; в) масса фтора больше массы кислорода?
- Чему равна плотность аммиака по водороду: а) 17; б) 8,5; в) можно определить только опытным путем?
- Какое уравнение соответствует уравнению Клапейрона-Менделеева:
 - $PV/T = P_0V_0/T_0$;
 - $PV = mRT/M$;
 - $P = cRT$.
- На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность H_3PO_4 .
 - 0,5; 49; 2; б) 1; 98; 3; в) 0,5; 24,5; 1

Вариант 3

- Эквивалентная масса металла в 2 раза больше, чем эквивалентная масса кислорода. Во сколько раз масса оксида больше массы металла:
 - 1,5; б) 2; в) 3?
- Каково соотношение объемов, занимаемых 1 моль хлора и 1 моль хлороводорода:
 - объемы газов равны;
 - объем хлора больше объема хлороводорода;

- в) объем хлороводорода больше объема хлора?
3. Чему равна плотность аммиака по кислороду:
- а) можно определить только опытным путем; б) 1,88; в) 0,53?
4. 1 л газа (н.у.) весит 1,43 г. Чему равна молекулярная масса газа:
- а) 0,32; б) 3,2; в) 32?
6. Исходя из мольной массы углерода и воды, определите абсолютную массу атома углерода и молекулы воды в граммах.
- а) $2,0 \cdot 10^{-23}$ г; $3,0 \cdot 10^{-23}$ г; б) $4,0 \cdot 10^{-23}$ г, $6 \cdot 10^{-23}$ г; в) $1 \cdot 10^{-23}$ г, $1,5 \cdot 10^{-23}$ г.

Вариант 4

1. Выберите правильные значения эквивалентных объемов оксида углерода и диоксида углерода:
- а) 11,2 л CO_2 и 22,4 л CO ;
 б) 11,2 л CO_2 и 11,2 л CO ;
 в) 5,6 л CO_2 и 11,2 л CO .
3. Чему равна плотность диоксида азота по воздуху:
- а) 1,52; б) 0,63; в) 3,1
4. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1 г аммиака и 1 г метана:
- а) число молекул одинаково;
 б) число молекул аммиака больше числа молекул метана;
 в) число молекул метана больше числа молекул аммиака.
5. Одинаков ли эквивалент марганца в соединениях MnO_2 и MnO : а) да; б) нет; в) не возможно определить.
6. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода (н.у.). Вычислите эквивалентную и атомную массы металла:
- а) 9; 27; б) 4,5; 13,5; в) 15; 45.

Вариант 5

1. Сера образует хлориды S_2Cl_2 и SCl_2 , эквивалентная масса серы в SCl_2 равна 16 г/моль. Вычислите эквивалентную массу серы в S_2Cl_2 : а) 32, б) 8, в) 4.
2. При одинаковых условиях взяты равные объемы фтора и хлора. Каково соотношение масс обоих газов:
- а) массы газов равны;
 б) масса хлора больше массы фтора;
 в) масса фтора больше массы хлора?
3. Чему равна плотность ацетиленов по кислороду:
- а) можно определить только опытным путем; б) 0,81; в) 1,23?
4. Из скольких атомов состоит молекула аргона, если плотность его по воздуху равна 1,38:
- а) из двух; б) из одной; в) из четырёх.
6. При окислении 16,74 г двухвалентного металла, образовалось 21,54 г оксида. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна

атомная масса металла?

- а) 27,9; 35,9; 55,8; б) 13,9; 17,9; 27,9; в) 20; 28; 40.

Вариант 6

1. Одинакова ли эквивалентная масса серы в соединениях SO и SO₂:
а) да; б) нет; в) не возможно определить.
3. Чему равна плотность метана по воздуху:
а) 0,55; б) 1,81; в) можно определить только опытным путем.
4. Из скольких атомов состоят в парах молекулы ртути, если плотность паров по воздуху равна 6,92:
а) из одной; б) из двух; в) из восьми.
5. Одинаково ли число молекул в 1 моль кислорода и в 1 моль водорода:
а) да; б) нет; в) можно определить только опытным путем
6. Определите эквивалент и эквивалентную массу кислорода в H₂O
а) 1 моль, 8 г/моль; б) 0,5 моль, 16 г/моль; в) 0,5 моль, 8 г/моль;

Вариант 7

1. Марганец образует четыре различных по составу оксида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным:
а) марганца; б) кислорода; в) и марганца и кислорода.
3. Чему равна плотность диоксида углерода по водороду:
а) 22; б) 44; в) 11.
4. Чему равна молекулярная масса газа, если его плотность по кислороду равна 0,875:
а) 28; б) 14; в) 32.
5. Одинаково ли число молекул в 0,001 кг водорода и в 0,001 кг кислорода:
а) да; б) нет; в) можно определить только опытным путем.
6. Избытком хлороводородной (соляной) кислоты подействовали на растворы:
а) гидрокарбоната кальция;
б) дихлорида гидроксоалюминия.
Напишите уравнения реакций этих веществ с HCl и определите их эквиваленты и эквивалентные массы:
а) 1/2 моль; 81 г/моль; 1/3 моль; 28,3 г/моль;
б) 1 моль; 162 г/моль; 1/6 моль; 54 г/моль;
в) 0,5 моль; 165 г/моль; 2 моль; 82 г/моль.

Вариант 8

1. Эквивалентная масса металла равна 12 г/моль. Чему равна эквивалентная масса его оксида:
а) 24 г/моль; б) нельзя определить; в) 20 г/моль?
3. Чему равна плотность ацетилен по водороду:
а) 26; б) 13; в) можно определить только опытным путем.

8.4. Масса 0,224 л газа (н.у.) равна 0,42 г. Чему равна молекулярная масса газа:

а) 42; б) 28; в) 14?

5. Плотность газа по воздуху равна 1,17. Определите молекулярную массу газа:

а) 37,4; б) 33,9; в) 56,2.

6. В какой массе NaOH содержится столько же эквивалентов, сколько в 140 г KOH? а) 100 г; б) 200; в) 150.

Вариант 9

1. Какая формула выражает закон эквивалентов:

а) $m_1/m_2 = \mathcal{E}_1/\mathcal{E}_2$; б) $m_1 \cdot \mathcal{E}_2 = m_2 \cdot \mathcal{E}_1$; в) $\mathcal{E} = M/\text{валентность}$.

3. Чему равна плотность метана по водороду:

а) 8; б) 16; в) можно определить только опытным путем?

4. Масса 0,224 л газа (н.у.) равна 0,14 г. Чему равна молекулярная масса газа:

а) 42; б) 28; в) 14?

5. Чему равен мольный объем водорода при нормальных условиях:

а) 11,2 л; б) 2,4 л; в) 22,4 л.

6. В каком количестве $\text{Cr}(\text{OH})_3$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 174,96 г $\text{Mg}(\text{OH})_2$? Ответ: а) 174 г; б) 125 г; в) 98 г.

Вариант 10

1. Выберите правильные значения эквивалентных объемов оксида и диоксида серы:

а) 11,2 л SO_2 и 22,4 л SO ;

б) 11,2 л SO_2 и 11,2 л SO ;

в) 5,6 л SO_2 и 11,2 л SO .

3. От чего зависит эквивалент химического элемента:

а) от валентности; б) всегда является постоянной величиной;

в) от степени окисления.

4. Чему равна плотность метана по водороду:

а) 8; б) 16; в) можно определить только опытным путем?

6. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ:

а) 32,5 г/моль; б) 65 г/моль; в) 40 г/моль.

Вариант 11

1. От чего зависит эквивалент химического элемента:

а) от валентности;

б) всегда является постоянной величиной;

в) от степени окисления?

3. Чему равна плотность диоксида серы по воздуху:

а) 2,2; б) 0,45; в) можно определить только опытным путем?

4. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1 моль SO_2 и в 1 моль CO_2 :

- а) в 1 моль SO_2 больше, чем в 1 моль CO_2 ;
- б) в 1 моль SO_2 меньше, чем в 1 моль CO_2 ;
- в) число молекул одинаково?

5. Одинаков ли эквивалент марганца в соединениях K_2MnO_4 и KMnO_4 :

- а) да; б) нет; в) нельзя определить?

6. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ:

- а) 9 г/моль; б) 18 г/моль; в) 3 г/моль.

Вариант 12

1. Одинаков ли эквивалент железа в соединениях FeCl_2 и FeCl_3 :

- а) да; б) нет; в) нельзя определить?

3. Чему равна плотность диоксида углерода по воздуху:

- а) 0,65; б) 1,5; в) 3,0

4. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1 г N_2 и в 1 г CO :

- а) в 1 г N_2 больше, чем в 1 г CO ;
- б) в 1 г N_2 меньше, чем в 1 г CO ;
- в) число молекул одинаково?

5. Сопоставьте эквивалентные массы соединений KOH и NaOH

- а) эквивалентная масса KOH больше эквивалентной массы NaOH ;
- б) эквивалентная масса NaOH больше эквивалентной массы KOH ;
- в) массы равны.

6. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58 % кислорода. Вычислите эквивалентную и атомную массы этого элемента.

- а) 17,3 г/моль; 52 у.е.; б) 34,6 г/моль; 68,2; в) 42; 84.

Вариант 13

1. Одинакова ли эквивалентная масса марганца в соединениях MnO и MnO_2 :

- а) да; б) нет; в) нельзя определить?

3. Чему равна плотность диоксида серы по водороду:

- а) можно определить только опытным путем; б) 16; в) 32?

4. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1 л NH_3 и в 1 л N_2 :

- а) в 1 л больше N_2 , чем в 1 л NH_3 ;
- б) в 1 л N_2 меньше, чем в 1 л NH_3 ;
- в) число молекул одинаково?

5. Сопоставьте массы 1 молекулы N_2 и CO . а) равны, б) молекула азота больше молекулы кислорода, в) молекула кислорода больше молекулы азота.

6. Выразите в молях:

- а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ;

- б) $1,8 \cdot 10^{24}$ атомов азота;
в) $3,0 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 .

Вариант 14

1. Одинаков ли эквивалент хрома в соединениях $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$:
а) да; б) нет; в) нельзя определить?
2. При одинаковых условиях взяты равные объемы азота и оксида углерода. Каково соотношение масс обоих газов:
а) массы газов равны;
б) масса азота больше массы оксида углерода;
в) масса азота меньше массы оксида углерода?
3. Чему равна плотность диоксида азота по водороду:
а) можно определить только опытным путем; б) 46; в) 23?
5. Какая формула выражает закон эквивалентов:
а) $m_1/m_2 = \text{Э}_1/\text{Э}_2$; б) $m_1/\text{Э}_1 = V_2/V \text{ экв}_2$; в) нет правильного ответа.
6. Чему равен при н.у. эквивалентный объем водорода? Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 л водорода (н.у.). Ответ:
а) 11,2 л; 32,68 г; б) 22,4 л; 66,2 г; в) 5,6 л; 16,34 г.

Вариант 15

1. Эквивалентная масса металла равна 12 г/моль. Чему равна эквивалентная масса его оксида:
а) 24 г/моль; б) нельзя определить; в) 20 г/моль?
3. Чему равна плотность хлора по воздуху:
а) 2,44; б) 3,0; в) можно определить только опытным путем?
5. Одинаков ли эквивалент марганца в соединениях MnO и MnO_2 :
а) да; б) нет; в) нельзя определить?
6. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу H_3PO_4 в реакции образования гидрофосфата:
а) $1/2$ моль; 49 г/моль; б) $1/3$ моль; 98 г/моль; в) 1 моль; 98 г/моль.

Контрольная работа №2

«Строение атома. Реакционная способность веществ и химическая связь»

Вариант 1

1. Укажите, к каким элементам относится ядро приведенного состава: $9p$, $10n$.? а) К, б) F, в) O
2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $82 p^+$ и $80 e^-$
а) Pb^{2+} , б) Zn^{2+} , в) S^{2-}
3. Какому элементу отвечает приведенная электронная конфигурация? ...4

$p^6 5s^2$

а) Sr; б) Ва; в) Kr.

4. Какие связи осуществляются в молекуле азота: а) одна σ - и две π -связи; б) две σ - и одна π -связь; в) три σ - связи;

5. Какова структура молекулы BeF_2 а) линейная; б) тетраэдрическая; в) плоского треугольника?

Вариант 2

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 30 p, 34 n а) Gd, б) Cu, в) Zn

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $20p^+$ и $18e^-$ –

а) Mg^{2+} , б) Ca^{2+} , в) O^{2-}

3. За счет какой связи происходит присоединение $[H^+]$ к молекуле NH_3 : а) ковалентной; б) донорно-акцепторной; в) ионной?

4. В какой из молекул угол между валентными связями больше отклоняется от 90° : а) H_2S ; б) H_2Se ; в) H_2Te ?

5. Какой тип гибридизации электронных облаков в тетраэдрической молекуле TiF_4 : а) d^2p^2 ; б) $d^2 s^1 p^1$; в) sp^3 ?

Вариант 3

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 84 p, 124 n? а) Cd, б) Po, в) U

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $15 p^+$ и $18 e^-$ –

а) N^{3+} , б) As^{3-} , в) P^{3-}

4. Какова пространственная структура молекулы NF_3 : а) плоского треугольника; б) пирамидальная; в) плоского квадрата)?

5. В какой из указанных молекул угол между валентными связями больше отклоняется от 107° : а) PH_3 ; б) NH_3 ; в) BF_3 ?

6. Какие электроны атома кремния участвуют в образовании гибридных облаков, предшествующем образованию неполярных молекул силана SiH_4 : а) s^2p^2 ; б) $d^1 s^1p^2$; в) sp^3 ?

Вариант 4

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 82 p, 124 n? а) Pb, б) Sn, в) He

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $17 p^+$ и $18 e^-$ –

а) Cl^- , б) F^- , в) S^{6+}

3. Какая связь будет осуществляться в молекуле HCl : а) ионная; б) ковалентная полярная; в) ковалентная неполярная?

4. Какие электроны атома ртути участвуют в образовании гибридных облаков, предшествующих образованию неполярных молекул галогенидов ртути (2): а) s^2 ; б) d^1s^1 ; в) sp ?

6. В каких из перечисленных молекул наиболее типично выражена ковалентная связь: а) BeF_2 ; б) BF_3 ; в) F_2 ?

Вариант 5

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: $27p, 31n$? а) Co, б) I, в) Fe

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $17p^+ и 10e^-$

а) Cl^+ , б) Cl^{7+} , в) N^{5+}

4. Может ли произойти реакция между фтороводородом и SiF_4 : а) может; б) не может; в) не возможно определить.

5. Какими магнитными свойствами обладает молекула кислорода:

а) диамагнитна; б) парамагнитна; в) не возможно определить.

6. Одинакова ли геометрическая конфигурация молекул BF_3 и NF_3 : а) одинакова; б) различна; в) определить не возможно

Вариант 6

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: $79p, 118n$? а) H, б) Au, в) Sr

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $14p^+ и 10e^-$

а) Pb^{4+} , б) Pb^{2+} , в) Sn^{4+}

3. Какова структура молекулы BF_3 : а) пирамидальная; б) тетраэдрическая; в) плоского треугольника?

4. Какие связи осуществляются в молекуле азота:

а) одна σ - и две π -связи; б) две σ - и одна π -связь; в) три σ -связи.

6. Какой тип гибридизации электронных облаков атома кремния предшествуют образованию молекул тетрагалогенида кремния SiX_4 : а) $d^1s^1p^2$; б) d^2p^2 ; в) sp^3 ?

Вариант 7

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: $1p, 2n$? а) H, б) He, в) K

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $83p^+ и 80e^-$

а) Bi^{3+} , б) N^{2+} , в) N^{3-}

3. Какая из связей характеризуется наибольшим процентом ионности: а) Ba – Cl; б) Sr – Cl; в) P – Cl?

5. За счет какой связи происходит присоединение $[H^+]$ к молекуле NH_3 : а) ковалентной; б) донорно-акцепторной; в) ионной?

6. В какой из молекул угол между валентными связями больше отклоняется от 90° : а) H_2S ; б) H_2Se ; в) H_2O ?

Вариант 8

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 26 p, 30 n? а) Co, б) Ni, в) Fe

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. 50 p⁺ и 46 e⁻

а) S⁴⁺, б) Sn⁴⁺, в) Sn²⁺

3. Какой тип гибридизации электронных облаков атома бора в молекуле BF_3 : а) sp; б) sp²; в) sp³?

5. Какова пространственная структура молекулы SO_2 , если ее дипольный момент $\mu=1,6$ Д: а) линейная; б) треугольная; в) угловая?

6. В какой из указанных молекул полярность связи наибольшая: а) SCl_4 ; б) ClF_3 ; в) IBr ?

Вариант 9

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 28 p, 30 n? а) Ni, б) Ca, в) Ti

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. 11p⁺ и 10 e⁻

а) H⁺, б) Mg²⁺, в) Na⁺

4. Какой тип гибридизации электронных облаков атома кремния предшествуют образованию молекул тетрагалогенида кремния SiX_4 : а) d¹s¹p²; б) d²p²; в) sp³?

5. Какова структура молекулы BF_3 : а) пирамидальная; б) тетраэдрическая; в) плоского треугольника?

6. Какие связи осуществляются в молекуле азота: а) одна σ - и две π -связи; б) две σ - и одна π -связь?

Вариант 10

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 2p, 2n? а) Ne, б) He, в) P

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. 16p⁺ и 18 e⁻

а) S²⁻, б) S⁶⁺, в) O²⁻

3. У какого из соединений – SrF_2 или PbF_2 – температура плавления выше: а) у SrF_2 ; б) у PbF_2 ; в) примерно одинаковы?

4. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей углерода в молекуле

диоксида углерода: а) sp ; б) sp^2 ; в) sp^3 .

5. Какова структура молекулы NF_3 : а) плоского треугольника; б) тетраэдрическая; в) пирамидальная?

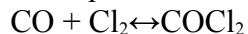
Контрольная работа №3

«Химическая кинетика»

Вариант №1

1) Скорость химических реакций.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

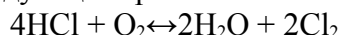


3) Задача: Определить равновесную концентрацию водорода в реакции $2\text{HI} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$, если исходная концентрация HI составляет 0.55 моль/л, а константа равновесия K_c равна 0.12.

Вариант №2

1) Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

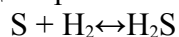


3) Задача: В начальный момент протекания реакции $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ концентрации были (моль/л): $[\text{N}_2]=1.5$, $[\text{H}_2]=2.5$, $[\text{NH}_3]=0$. Каковы концентрации азота и водорода при концентрации аммиака 0.5 моль/л?

Вариант №3

1) Закон действия масс.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:



3) Задача: При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ равна 0.26. Равновесная концентрация NO_2 равна 0.28 моль/л. Найти равновесную и начальную концентрации N_2O_4 .

Вариант №4

1) Уравнение Вант-Гоффа.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

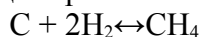


3) Задача: При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции $\text{Cl}_2 + \text{CO} \leftrightarrow \text{COCl}_2$. Определить начальные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации (моль/л): $[\text{Cl}_2]=2.5$, $[\text{CO}]=1.8$, $[\text{COCl}_2]=3.2$.

Вариант №5

1) Обратимые реакции.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

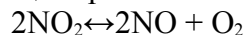


3) Задача: Константа равновесия системы $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ при некоторой температуре равна 50. Какое количество водорода надо взять на 1 моль йода, чтобы 90% последнего перевести в HI ?

Вариант №6

1) Химическое равновесие.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

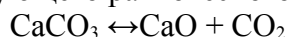


3) Задача: Исходные концентрации азота и водорода в реакции $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ были: $[\text{N}_2]=2$ моль/л, $[\text{H}_2]=8$ моль/л. К моменту наступления равновесия прореагировало 10% исходного количества азота. Найти концентрации каждого газа в этот момент.

Вариант №7

1) Константа равновесия, от чего она зависит.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:



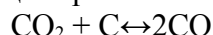
3) Задача: При некоторых условиях в равновесии реакции $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ находятся 1 моль азота, 0.5 моль водорода и 6 моль аммиака. Определить исходные количества азота и

водорода.

Вариант №8

1) Правило Ле-Шателье.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

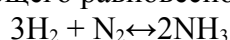


3) Задача: Константа равновесия реакции $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ равна единице. Начальная концентрация вещества А равна 0.02 моль/л. Какая доля (в процентах) исходного количества вещества А подвергается превращению, если начальная концентрация вещества В равна 0.1 моль/л?

Вариант №9

1) Как сдвигается равновесие при увеличении концентрации исходных веществ?

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

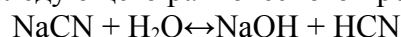


3) Задача: Исходные концентрации веществ в реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ были $[\text{CO}] = 0.06$ моль/л, $[\text{Cl}_2] = 0.08$ моль/л. К моменту наступления равновесия прореагировало 50% исходного количества CO. Вычислить равновесные концентрации всех веществ.

Вариант №10

1) Как сдвигается равновесие при повышении температуры?

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:



3) Задача: Константа равновесия реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ при некоторой температуре равна единице. Исходные концентрации $[\text{CO}] = 0.01$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0.03$ моль/л. Определить концентрации всех четырех веществ при равновесии.

Контрольная работа №4

«Растворы»

Вариант №1

1) Растворимость вещества.

2) Задача: Определить массу гидроксида натрия, необходимую для приготовления 0.1 М раствора объемом 500 мл.

3) Задача: Определить массовую долю растворенного вещества и молярность раствора, полученного при растворении 75 г карбоната калия в 300 г воды ($\rho = 1.1$ г/мл).

Вариант №2

1) Массовая доля.

2) Задача: Определить массу раствора с массовой долей хлорида натрия 10% и массу воды, которые необходимы для приготовления раствора массой 500 г с массовой долей соли 2%.

3) Задача: Определить молярную концентрацию раствора и его нормальность, в 3 л которого содержится 175.5 г хлорида натрия.

Вариант №3

1) Молярная концентрация.

2) Задача: Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 96% ($\rho = 1.84$ г/мл) нужно взять для приготовления 0.1 М раствора объемом 500 мл?

3) Задача: Какой объем воды необходимо добавить к 500 мл раствора ($\rho = 1.152$ г/мл) с массовой долей хлорида натрия 20%, чтобы получить раствор ($\rho = 1.029$ г/мл) с массовой долей хлорида натрия 4.5%?

Вариант №4

- 1) Нормальная концентрация.
- 2) Задача: Какой объем раствора 0.1 N AgNO_3 необходим для реакции с 0.3 N раствором AlCl_3 ?
- 3) Задача: Определить моляльность раствора и мольную долю растворенного вещества, если в 500 мл воды растворено 17.40 г сульфата калия?

Вариант №5

- 1) Моляльная концентрация.
- 2) Задача: Определить нормальность раствора с массовой долей серной кислоты 8% ($\rho=1.06$ г/мл).
- 3) Задача: Какую массу хлорида калия следует добавить к 450 г раствора с массовой долей соли 8%, чтобы получить раствор с массовой долей соли 12%?

Вариант №6

- 1) Мольная доля.
- 2) Задача: Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 60% ($\rho=1.5$ г/мл) и раствора с массовой долей серной кислоты 30% ($\rho=1.2$ г/мл) необходимо взять для приготовления раствора серной кислоты массой 240 г с массовой долей 50%.
- 3) Задача: Какой объем раствора серной кислоты молярной концентрации 2 моль/ литр надо взять для приготовления 250 мл 0.1 н раствора?

Вариант №7

- 1) Титр раствора.
- 2) Задача: К раствору с массовой долей карбоната натрия 18% ($\rho=1.19$ г/мл) объемом 300 мл добавили раствор с массовой долей серной кислоты ($\rho=1.04$ г/мл) объемом 500 мл. Какой объем 2.5 N раствора HCl потребуется для разложения оставшейся соды?
- 3) Задача: Какой объем 0.1 н азотной кислоты можно приготовить из 0.7 л раствора азотной кислоты с массовой долей 30% ($\rho=1.18$ г/мл)?

Вариант №8

- 1) Растворимость вещества.
- 2) Задача: Определить массовую долю серной кислоты в растворе, если к 300 мл раствора с массовой долей кислоты 25% ($\rho=1.19$ г/мл) прибавить 500 мл воды. Рассчитать нормальность, молярность, титр раствора кислоты.
- 3) Задача: Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 80% ($\rho=1.732$ г/мл) потребуется для приготовления 250 мл 0.5 н раствора?

Вариант №9

- 1) Массовая доля.
- 2) Задача: Раствор содержит 250 г хлорида калия в 1000г воды и имеет плотность равную 1.133 г/мл. Выразить состав раствора в :
 - а) молях соли на 1 литр раствора;
 - б) молях соли на 1000 г раствора;
 - в) массовых долях;
 - г) мольных долях.
- 3) Задача: Определить молярность и нормальность раствора ($\rho=1.1$ г/мл) с массовой долей соляной кислоты 18%.

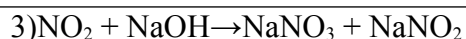
Вариант №10

- 1) Молярная концентрация.
- 2) Задача: К 100 мл раствора с массовой долей серной кислоты 96% ($\rho=1.84$ г/мл) прибавили 400 мл воды. Плотность раствора стала 1.225 г/мл. Вычислить массовую долю этого раствора.
- 3) Задача: Какая масса фосфорной кислоты содержится в растворе объемом 0.5 л, если:
 - а) его молярная концентрация 0.3 м
 - б) его нормальная концентрация 0.3 н?

Контрольная работа №5

«Окислительно-восстановительные реакции»

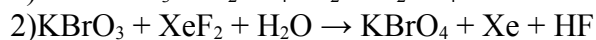
<p style="text-align: center;">Вариант 1</p> <p>Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции. Уравняйте методом полуреакций:</p> <ol style="list-style-type: none">$\text{HNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{PbSO}_4$$\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr}$$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
<p style="text-align: center;">Вариант 2</p> <p>Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.</p> <p>Уравняйте методом полуреакций:</p> <ol style="list-style-type: none">$\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 +$$\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 +$$\text{SO}_2 + \text{HBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2$
<p style="text-align: center;">Вариант 3</p> <p>Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.</p> <p>Уравняйте методом полуреакций:</p> <ol style="list-style-type: none">$\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaNO}_2$$\text{KI} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4$$\text{I}_2 + \text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
<p style="text-align: center;">Вариант 4</p> <p>Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.</p> <p>Уравняйте методом полуреакций:</p> <ol style="list-style-type: none">$\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$$\text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$
<p style="text-align: center;">Вариант 5</p> <p>Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.</p> <p>Уравняйте методом полуреакций:</p> <ol style="list-style-type: none">$\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{HI}$$\text{As} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_3\text{AsO}_3$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KCl}$
<p style="text-align: center;">Вариант 6</p> <p>Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.</p> <p>Уравняйте методом полуреакций:</p> <ol style="list-style-type: none">$\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4$
<p style="text-align: center;">Вариант 7</p> <p>Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.</p> <p>Уравняйте методом полуреакций:</p> <ol style="list-style-type: none">$\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{p}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}$$\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH}$



Вариант 8

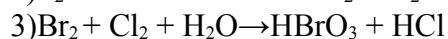
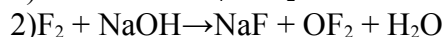
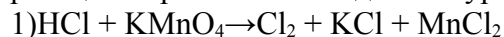
Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:



Вариант 9

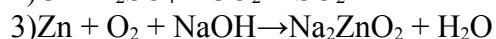
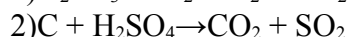
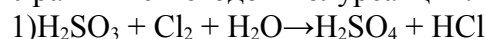
Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции. Уравняйте методом полуреакций:



Вариант 10

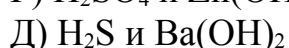
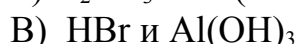
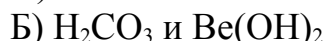
Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:

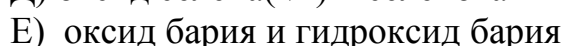
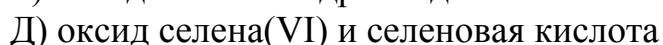
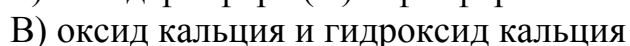
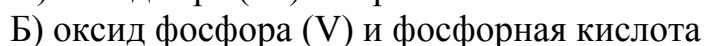
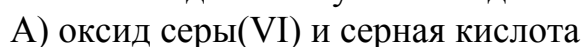


Тестовые задания по теме «Классы неорганических соединений»

1. Составьте уравнения реакций образования средней и кислой (основной) соли. При каком мольном соотношении реагентов происходят взаимодействия? Дайте названия полученным солям.



2. С какими оксидами могут взаимодействовать вещества:



Составьте не менее 4 реакций возможных взаимодействий. Какие свойства у веществ взаимодействующих друг с другом.

3. Составьте уравнение реакции, приводящей к образованию средней соли. Определите сумму коэффициентов в молекулярном и сокращенном ионном уравнениях. Какая масса оксида потребуется на взаимодействие с 0,25 моль кислоты?



- Б) угольная кислота и оксид натрия
- В) азотная кислота и оксид бария
- Г) серная кислота и оксид алюминия
- Д) азотная кислота и оксид алюминия
- Е) серная кислота и оксид железа(III)

4. Составить уравнения реакций между кислотой и солью. Какие свойства кислот характеризует эта реакция? Определить сумму всех коэффициентов в молекулярном и сокращенном ионном уравнениях (отдельно). Посчитайте, какая масса осадка или какой объем газа образуется (растворимость газов в воде не учитывать).

- А) карбонат натрия и серная кислота
- Б) бромид кальция и фтороводородная кислота
- В) нитрат свинца(II) и иодоводородная кислота
- Г) сульфит кальция и соляная кислота
- Д) сульфид натрия и фтороводородная кислота.
- Е) силикат натрия и азотная кислота

5. Рассчитать массу твердого остатка и объем выделившегося пара (в л, н. у.), образующихся при разложении 20г гидроксида:

- А) хрома
- Б) алюминия
- В) цинка
- Г) лития
- Д) меди
- Е) кремния

6. Составить уравнения реакций и рассчитать, какую массу начального реагента нужно взять для получения 0,9 моль продукта, если общие потери на всех стадиях составили 40%.

- А) кальций → оксид кальция → гидроксид кальция → карбонат кальция
- Б) фосфор → оксид фосфора(V) → ортофосфорная кислота → фосфат кальция
- В) алюминий → оксид алюминия → нитрат алюминия → гидроксид алюминия
- Г) сера → оксид серы(IV) → оксид серы(VI) → серная кислота → сульфат бария
- Д) углерод → оксид углерода(IV) → карбонат кальция → сульфат кальция
- Е) медь → оксид меди(II) → сульфат меди → гидроксид меди

7. В реакции нейтрализации

1. $2\text{KOH} + 1\text{H}_2\text{CO}_3$
2. $1\text{KOH} + 1\text{H}_2\text{CO}_3$
3. $1\text{KOH} + 1\text{H}_2\text{S}$
4. $2\text{KOH} + 1\text{H}_2\text{S}$

помимо воды, образуется продукт с общей формулой (А- это карбонат или сульфид –ион)

- а) $\text{K}(\text{HA})_2$ б) KHA в) KA_2 г) K_2A

8. В реакции предыдущего теста сумма коэффициентов в полном и кратком ионных уравнениях составляет
а) 7 б) 9 в) 10 г) 16
9. В кратком ионном уравнении реакции ионного обмена с образованием осадка
гидроксид натрия + хлорид хрома(III)
гидроксид кальция + фосфат калия
гидроксид бария + сульфат натрия
гидроксид калия + нитрат магния
сумма коэффициентов равна
а) 3 б) 4 в) 5 г) 6
10. По уравнению реакции предыдущего теста количество затраченной щелочи (моль) на 0,5 моль исходной соли равно
а) 0,5 б) 0,75 в) 1 г) 1,5
11. Составить электронные формулы элементов с указанными порядковыми номерами. Сколько энергетических уровней в этих атомах? Сколько энергетических подуровней в них полностью заполнено?
А) №№ 24 и 33
Б) №№ 15 и 28
В) №№ 14 и 40
Г) №№ 31 и 41
Д) №№ 50 и 74
Е) №№ 83 и 32
12. Сколько электронов, протонов и нейтронов содержится в атоме элемента с указанным порядковым номером. Сколько изотопов он образует?
А) 92 Б) 17 В) 26 Г) 27 Д) 57 Е) 52
13. Какую низшую и какую высшую степень окисления проявляют указанные элементы. Составьте по три формулы соединений, содержащих элементы в этих степенях окисления.
А) хлор, фосфор
Б) сера, углерод
В) азот, селен
Г) мышьяк, фтор
Д) бром, кремний
Е) бор, кислород
14. Сравнить для указанных элементов следующие свойства – радиус атома, энергию ионизации, электроотрицательность. Объяснить разницу в свойствах.
А) водород и натрий
Б) углерод и фтор
В) алюминий и сера
Г) углерод и азот
Д) азот и кислород
Е) фосфор и хлор

15. Представьте взаимосвязь квантовых чисел, определив по значению n значения l , m_l , и указав m_s .
А) $n=2$ Б) $n=3$ В) $n=4$ Г) $n=5$ Д) $n=6$ Е) $n=7$
16. Определить молярную и нормальную концентрацию раствора соли с $w_{(\text{соли})}=20\%$ и плотностью раствора $1,17 \text{ г/см}^3$, если эта соль:
А) хлорид кальция
Б) сульфат натрия
В) нитрат калия
Г) фосфат натрия
Д) хлорид меди
Е) сульфат алюминия
17. К 3 л 10% раствора некоторой кислоты ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) прибавили 5 л 2% раствора той же кислоты с плотностью 1 г/см^3 . Найти массовую долю и молярную концентрацию кислоты в полученном растворе, если эта кислота:
А) соляная
Б) азотная
В) серная
Г) фосфорная
Д) хлорная (HClO_4)
Е) селеновая (H_2SeO_4)
18. Из 10 кг раствора некоторой соли при охлаждении выделилось 400г соли. Чему равна массовая доля полученного раствора, если массовая доля исходного раствора составляла:
А) 20% Б) 10% В) 25% Г) 30% Д) 375 Е) 40%
19. Какой объем 96% серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления:
А) 3 л 0,1Н раствора
Б) 2л 0,2 Н р-ра
В) 3 л 0,4 М р-ра
Г) 1 л 0,8 Н р-ра
Д) 0,5 л 1Н р-ра
Е) 0,25 л 2 Н р-ра
20. Из 700 г 60% раствора соли выпариванием удалили часть воды. Чему равна массовая доля полученного раствора, если было удалено воды:
А) 200г Б) 300 г В) 100 г Г) 50 г Д) 150 г Е) 400 г
21. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между:
А) гидрокарбонатом натрия и гидроксидом натрия
Б) силикатом калия и соляной кислотой
В) хлоридом бария и сульфатом натрия
Г) иодидом калия и нитратом свинца
Д) сульфидом калия и соляной кислотой
Е) гидроксохлоридом цинка и соляной кислотой

22. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между:
- А) гидроксидом хрома и гидроксидом натрия
 - Б) гидроксидом алюминия и гидроксидом натрия
 - В) сульфатом никеля и сульфидом аммония
 - Г) хлоридом аммония и гидроксидом натрия
 - Д) карбонатом магния и азотной кислотой
 - Е) гидрокарбонатом калия и гидроксидом натрия
23. Составьте молекулярное уравнение реакции, которая выражается ионным:
- А) $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{BeO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Б) $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 - В) $\text{H}^+ + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{HNO}_2$
 - Г) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
 - Д) $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 - Е) $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$
24. Масса (в граммах) 16% раствора гидроксида кальция, в котором нужно растворить 20г того же вещества, чтобы получить 28% раствор, равна:
- А) 114 Б) 120 В) 150 Г) 166,6
25. Объем воды, которую следует добавить к 44мл 60%-го раствора азотной кислоты (плотность 1,365 г/мл), чтобы получить 36% раствор равен:
- А) 10 Б) 8 В) 6 Г) 4
26. После упаривания 250мл 8%-го раствора хлорида магния (плотность 1,06г/мл) масса раствора уменьшилась на 65 г. Массовая доля вещества в конечном растворе равна:
- А) 7,5 Б) 10,5 В) 21,2 Г) 32,6
27. Масса (в граммах) 285 –го раствора нитрата цинка(II), необходимая для приготовления 140г 15%-го раствора нитрата цинка, равна
- А) 60 Б) 75 В) 215 Г) 261
28. Чему равна молярная концентрация раствора гидроксида натрия, если для его приготовления 4г вещества растворили в 500мл воды
- А) 0,1 М Б) 1М В) 0,2М Г) 2М
29. Чему равна молярная концентрация 20% раствора гидроксида натрия (плотность 1,2 г/см³)
- А) 0,02 Б) 3,01 В) 1,01 Г) 6,02
30. Сокращенное ионное уравнение: $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ соответствует реакции
- А) соляной кислоты и едкого натра
 - Б) соляной кислоты и карбоната натрия
 - В) соляной кислоты и оксида натрия
 - Г) соляной или серной кислоты и оксида натрия
31. Сокращенное ионное уравнение: $\text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2$ соответствует реакции
- А) хлорида свинца и нитрата натрия
 - Б) хлорида натрия и нитрата свинца
 - В) хлорида серебра и нитрата свинца

- Г) гидроксида свинца и хлорида натрия
32. Сокращенное ионное уравнение: $\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ соответствует реакции
- А) сульфида натрия с соляной кислотой
 - Б) сульфида натрия с водой
 - В) сульфида серебра с соляной кислотой
 - Г) сульфида цинка с соляной кислотой
33. Сокращенное ионное уравнение: $\text{Zn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{ZnCO}_3$ соответствует реакции
- А) хлорида цинка и карбоната калия
 - Б) нитрата цинка и карбоната натрия
 - В) сульфата цинка и карбоната натрия
 - Г) любой из этих реакций

Вопросы к экзамену

1. Цели и задачи химии. Основные законы и понятия химии: основные положения атомно-молекулярного учения, моль, количество вещества, закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава вещества, закон Авогадро со следствиями, эквивалент, закон эквивалентов, периодический закон Д.И. Менделеева, закон Бойля-Мариотта и Гей-Люссака.
2. Строение атома. Первые модели строения атома. Квантово-механическая теория строения атома, принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского, принцип наименьшей энергии, периодическая система химических элементов, зависимость свойств элементов от строения их атомов.
3. Химическая связь: ковалентная связь, её свойства, механизмы образования, σ - и π -связи, гибридизация атомных орбиталей; ионная связь, её свойства. Взаимодействия между молекулами, водородная связь.
4. Дисперсные системы. Дисперсная фаза и дисперсионная среда. Коллоидные растворы. Электрические свойства и коагуляция коллоидных растворов.
5. Растворы: растворение веществ, образование сольватов, тепловые эффекты при растворении, качественная и количественная характеристики растворов. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах. Механизм электролитической диссоциации, константа и степень диссоциации, закон Оствальда и закон разбавления Оствальда. Фазовые превращения в растворах: три закона Рауля, осмос, осмотическое давление и закон Вант-Гоффа, применимость законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов.

6. Скорость химических реакций. Катализ. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
7. Ионно-обменные реакции, условия их необратимости.
8. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель и гидролиз солей: четыре случая гидролиза солей, усиление и подавление гидролиза, константа гидролиза.
9. Окислительно-восстановительные реакции: процессы окисления и восстановления, важнейшие окислители и восстановители, составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса, классификация окислительно-восстановительных процессов. Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций. Направление ОВР. Роль окислительно-восстановительных процессов.
10. Электрохимические процессы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов. Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии.
11. Химия металлов. Общие свойства металлов. Простые вещества и их соединения. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства металлов. Металлические сплавы и композиты. Основные закономерности химии d-элементов. Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.
12. Химия неметаллов. Общие свойства неметаллов. Свойства и распространенность неметаллов. Водород. Химия воды. Элементы главных подгрупп IV-VII групп. Общая характеристика. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства. Важнейшие водородные и кислородные соединения.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ

ГЛОССАРИЙ

по дисциплине «Химия»
Направление подготовки 05.03.02 География
Форма подготовки очная

г. Владивосток
2015

1. **Авогадро закон** – равные объемы любых газов при одинаковых условиях (температура, давление) содержат одинаковое число молекул (1811 г.,

итальянский физик А. Авогадро). Закон Авогадро строго справедлив только для идеального газа. Из закона Авогадро следует, что моль любого вещества в газообразном состоянии при нормальных условиях (0°C и 760 мм рт. ст.) занимает объем 22.4 л. Закон Авогадро позволил установить истинные атомные массы элементов. Закон Авогадро используют при расчетах по химическим формулам и уравнениям химических реакций, для определения относительных молекулярных масс газов. См. *Авогадро число*.

2. **Авогадро число** – число молекул в моле любого индивидуального вещества: $N_A = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6.02 \cdot 10^{25} \text{ кмоль}^{-1}$.
3. **Агрегатные состояния вещества** – различают твердое, жидкое и газообразное агрегатное состояние вещества (лед, вода, пар – агрегатные состояния воды). Вещества в каждом агрегатном состоянии существуют при определенных условиях (температуре, давлении). При изменении условий вещество может переходить из одного агрегатного состояния в другое.
4. **Адсорбция** – поглощение растворенных или газообразных веществ поверхностью твердого тела или жидкости. Адсорбция применяется для разделения смесей различных газообразных и жидких веществ, для осушки и очистки газов (напр., воздуха в противогазах), жидкостей (пропусканием через активированный уголь), для очистки воды. Адсорбцию используют в химической, нефтяной, лакокрасочной, полиграфической, сахарной и других отраслях промышленности. Адсорбция играет важную роль в процессах, протекающих в живых организмах (при поглощении клеткой веществ, работе ферментов), в почвах.
5. **Азеотропные смеси** – однородные смеси жидкостей, кипящие при постоянной температуре и перегоняющиеся без изменения состава. Напр., смесь этилового спирта (96%) с водой (4%) кипит при температуре 78°C и 760 мм рт. ст. При изменении давления изменяется не только температура кипения, но и состав азеотропных смесей, этим они отличаются от чистых жидкостей.
6. **Активация молекул** (в химической кинетике) – переход молекул из неактивного состояния в состояние с повышенной энергией, достаточной для протекания химической реакции.
7. **Активность (ионов)** – эффективная (кажущаяся) концентрация ионов с учетом электростатического взаимодействия между ними в растворе. Активность отличается от общей концентрации на некоторую величину. Отношение активности (a) к общей концентрации вещества в растворе (c , в г-ион/л), то есть активность ионов при концентрации 1 моль/л называется коэффициентом активности:

$$\gamma = \frac{a}{c}$$

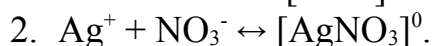
7. **Акцептор** – атом (ион) или группа атомов, принимающая электроны и образующая химическую связь за счет свободной орбитали и неподеленной пары электронов донора.

8. **Аллотропия** – существование одного и того же химического элемента в виде двух или нескольких простых веществ (аллотропных модификаций), различных по строению и формам. Например, углерод существует в виде графита и алмаза. Несколько простых веществ дают элементы: сера, селен, фосфор, олово, железо и др. Аллотропия вызывается либо образованием различных кристаллических форм (аллотропия формы), либо различным числом атомов химического элемента в молекуле простого вещества (аллотропия состава, например, кислород O_2 и озон O_3).
9. **Амфотерность** – способность некоторых соединений проявлять в зависимости от условий как кислотные, так и основные свойства. Например, вода образует при диссоциации ионы H^+ и OH^- ($H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$). Амфотерны ряд оксидов и гидроксиды $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Zn(OH)_2$ и др. При растворении они диссоциируют в зависимости от условий, с образованием ионов H^+ или OH^- , например:



10. **Анализ** – совокупность различных методов определения качественного и количественного состава вещества. Для контроля производства большое значение имеет технический анализ.

11. **Ассоциация** – объединение простых молекул или ионов в более сложные, не вызывающие изменения химической природы вещества. Различают ассоциацию ионов и ассоциацию молекул. Образование ионных ассоциатов основано на проявлении электростатических сил. Простейшие ионные ассоциаты состоят из двух или трех ионов и представляют собой нейтральные или заряженные частицы:



Ассоциация молекул обуславливается действием межмолекулярных сил. Примером ассоциации молекул является вода (H_2O). Ассоциация влияет на свойства растворов, играет важную роль в процессах образования комплексных соединений.

12. **Атомная масса** – масса атома, выраженная в международных углеродных единицах (у. е.); 1 у. е. равна $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C (этот изотоп содержится в преобладающем количестве в природном углероде). Эта единица атомных масс была принята в 1960 г. Для одноизотопных элементов (например, ^{19}F , ^{27}Al) атомная масса элемента совпадает с атомной массой изотопа. Если элемент представляет смесь изотопов, его атомную массу вычисляют как среднее значение из атомных масс отдельных его изотопов, учитывая при этом относительное содержание каждого из них. Так, природный хлор состоит из изотопов ^{35}Cl (75, 53%) и ^{37}Cl (24, 47%), массы атомов которых соответственно равны 34, 964 и 36, 961. Атомная масса элемента Cl равна:

$$\frac{34.964 \times 75.53 + 36.961 \times 24.47}{100} = 35.453.$$

13. **Атомный номер** – порядковый номер химического элемента в периодической таблице Д.И. Менделеева. Равен числу протонов в атомном ядре, которое в свою очередь равно числу электронов атома. Обозначается **Z**. Атомный номер определяет заряд ядра, равный Ze^+ , где e^+ – положительный элементарный электрический заряд (позитрон).
14. **Атомный радиус** – радиус, характеризующий приблизительный размер атома. С увеличением атомного номера элемента атомный радиус в пределах периода системы элементов Д.И. Менделеева, как правило, уменьшается, поскольку возрастает заряд ядра.
15. **Баритовая вода** – насыщенный при обычной температуре водный раствор гидроксида бария $Ba(OH)_2$. Применяют для поглощения CO_2 .
16. **Бертолетова соль** $KClO_3$ (названа по имени французского химика К.Л. Бертолле, который впервые получил соль) – соль хлорноватой кислоты. Получают при нагревании гипохлорита калия:



и при пропускании хлора в горячий раствор едкого кали:



Окислитель, применяется в спичечном производстве, в пиротехнике, для получения кислорода в лаборатории.

17. **Бумаги реактивные** применяются для приблизительного определения рН растворов (их называют индикаторными бумагами) и для быстрого обнаружения некоторых веществ в растворах и газах. Готовят пропитыванием фильтровальной бумаги растворами индикаторов или же соответствующих реагентов с последующим высушиванием. Бумаги реактивные вносят в раствор или газ и наблюдают изменение окраски.
18. **Буферные растворы** – растворы с определенной устойчивой концентрацией водородных ионов; смесь слабой кислоты и ее соли (например, CH_3COOH и CH_3COONa) или слабого основания и его соли (например, NH_4OH и NH_4Cl). Величина рН буферного раствора мало изменяется при добавлении небольших количеств свободной сильной кислоты или щелочи, при разбавлении или концентрировании. Буферные растворы широко используют в различных химических исследованиях. Буферные растворы имеют большое значение для протекания процессов в живых организмах. Например, в крови постоянство водородного показателя рН поддерживается буферными смесями, состоящими из карбонатов и фосфатов. Известно большое число буферных растворов (ацетатно-аммиачный буферный раствор, фосфатный буферный раствор, боратный буферный раствор и др.).
19. **Валентность** – способность атомов элементов образовывать химические связи с атомами других элементов. В свете строения атома валентность – это способность атомов отдавать или присоединять определенное число электронов. В соединениях, образованных при помощи ионных связей, валентность атомов определяется числом присоединенных или отданных электронов. В соединениях с ковалентными связями валентность атомов

определяется числом образовавшихся "общих" электронных пар. Однако в настоящее время весьма затруднительно найти меру для характеристики способности атома к образованию химической связи. Существуют количественные характеристики способности атомов соединяться друг с другом: понятие валентности (ковалентности), понятие степени (состояния) окисления и понятие координационного числа.

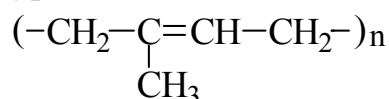
20. **Вернера теория** – первая и основополагающая теория координационных соединений.

21. **Водородный показатель рН** – величина, характеризующая концентрацию (активность) ионов водорода в растворах; численно равна отрицательному десятичному логарифму концентрации (активности) ионов H^+ , выраженной в моль на литр: $pH = -\lg[H^+]$, где $[H^+]$ - концентрация ионов водорода. Понятие рН введено для удобства расчетов, связанных с величиной $[H^+]$, которая изменяется в широких пределах. Водные растворы могут иметь величину рН в интервале 0-14. В чистой воде и нейтральных растворах $pH=7$, в кислых $pH<7$ и в щелочных $pH>7$. Величины рН измеряют при помощи кислотно-щелочных индикаторов, потенциометрических методов.

22. **Возгонка** (сублимация) – переход кристаллического вещества непосредственно в пар, минуя жидкую фазу. Возгонка легко осуществляется для нафталина, иода, камфары. Возгонка используется для очистки веществ.

23. **Восстановление** – химическая реакция, противоположная окислению. При восстановлении атом или ионы присоединяют электроны. При этом происходит понижение валентности (степени окисления) элемента. Примеры: восстановление оксидов металлов до свободных металлов при помощи водорода, углерода, других веществ; восстановление органических кислот в альдегиды и спирты; гидрогенизация жиров и др.

24. **Высокомолекулярные соединения** – химические соединения, молекулярная масса которых равна от нескольких тысяч до нескольких миллионов. Атомы в них соединены между собой химическими связями. Атомы или атомные группировки в молекуле высокомолекулярных соединений располагаются либо в виде длинной цепи, либо в виде разветвленной цепи. Высокомолекулярные соединения, состоящие из большого числа повторяющихся группировок (звеньев) одинакового строения, называют *полимерами*, например, поливинилхлорид $(-CH_2-CHCl-)_n$, каучук натуральный



и др. Высокомолекулярные соединения, молекулы которых содержат несколько типов повторяющихся группировок, называют сополимерами. Благодаря ценным свойствам высокомолекулярные соединения применяются в машиностроении, текстильной промышленности, сельском хозяйстве и

медицине, автомобиле- и судостроении, в быту (текстильные и кожаные изделия, посуда, клеи и лаки, украшения и другие предметы). На основании высокомолекулярных соединений изготавливают резины, волокна, пластмассы, пленки и лакокрасочные покрытия. Все ткани живых организмов представляют высокомолекулярные соединения.

3. **Гей-Люссака закон** (закон простых объемных отношений, Гей-Люссак, 1808 г.) – объемы вступающих в реакцию газов при одинаковых условиях (температуре, давлении) относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных соединений, как простые целые числа. Например, 1 объем водорода соединяется с 1 объемом хлора, при этом образуются 2 объема хлороводорода: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$,

1 объем азота соединяется с 3 объемами водорода с образованием 2 объемов аммиака: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$.

25. **Геохимия** – наука о химическом составе и законах сочетания, распределения и миграции химических элементов в земной коре и глубинах земли.

26. **Гесса закон** (1840 г.) – количество теплоты, выделяющееся при каком-либо химическом процессе, всегда одно и то же, протекает ли данное химическое превращение сразу или в несколько стадий. Суммарный тепловой эффект химической реакции не зависит от промежуточных стадий, а зависит лишь от начального и конечного состояния системы.

27. **Гетерогенные системы** – неоднородные системы, состоящие из однородных частей (фаз), разделенных поверхностью раздела. Однородные части (фазы) могут отличаться друг от друга по составу и свойствам. Примерами гетерогенных систем могут служить: жидкость – насыщенный пар; насыщенный раствор с осадком; многие сплавы. Твердый катализатор в токе газа или жидкости тоже является гетерогенной системой (гетерогенный катализ).

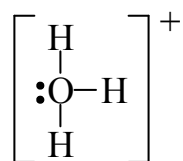
28. **Гигроскопичность** – свойство некоторых веществ поглощать водяные пары из воздуха. К гигроскопическим веществам относятся, например, безводный хлорид кальция, концентрированная серная кислота, оксид фосфора(V).

29. **Гидратация** – присоединение молекул воды к молекулам или ионам. Гидратация является частным случаем сольватации – присоединения к молекулам или ионам веществ молекул органического растворителя. В отличие от гидролиза гидратация не сопровождается образованием водородных или гидроксильных ионов. Гидратация в водных растворах приводит к образованию стойких и нестойких соединений воды с растворенным веществом (гидратов); в органических растворителях образуются аналогичные гидратам сольваты. Гидратация обуславливает устойчивость ионов в растворах и затрудняет их ассоциацию.

30. **Гидраты** – твердые или жидкие вещества, образующиеся при гидратации простых веществ, а также солей, кислот, оснований и органических соединений. Например, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ и др. представляют

кристаллические вещества (кристаллогидраты). В них на одну молекулу может приходиться до 12 молекул воды. Некоторые соли дают несколько кристаллогидратов. Например, $MgCl_2$ дает кристаллогидраты с 2, 4, 6, 8 и 12 молекулами воды. Вода, входящая в состав кристаллогидратов, называется кристаллизационной. Кристаллогидраты ведут себя как химически индивидуальные вещества. Гидраты неопределенного состава описывают формулой $A \cdot xH_2O$, где x - различное число молекул H_2O (например, $Al_2O_3 \cdot xH_2O$, $SiO_2 \cdot xH_2O$). Жидкие гидраты образуют, например, гидразин $N_2H_4 \cdot H_2O$.

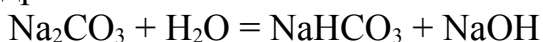
31. **Гидроксоний** (гидроний) H_3O^+ - комплексный ион, соединение протона с молекулой воды



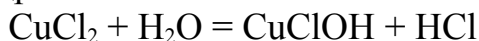
Водородные ионы в водных и спиртовых растворах кислот существуют в виде гидратированных или сольватированных ионов гидроксония.

32. **Гидролиз** – взаимодействие веществ с водой с образованием различных соединений (кислот, оснований и др.). Гидролизу подвергаются соединения различных классов: соли, углеводы, белки, эфиры, жиры и др. Наиболее хорошо изучен гидролиз солей.

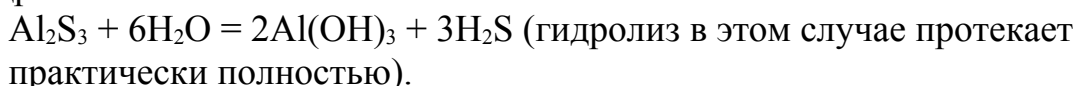
Гидролиз соли слабой кислоты и сильного основания:



гидролиз соли сильной кислоты и слабого основания:



гидролиз соли слабой кислоты и слабого основания:



Соль сильной кислоты и сильного основания не подвергается гидролизу, и раствор нейтрален. Гидролиз имеет большое значение. При гидролизе жиров в присутствии щелочей получают мыла; гидролиз жиров в присутствии катализаторов применяется для получения глицерина и жирных кислот.

33. **Гидрофильность, гидрофобность** – характеристики интенсивности молекулярного взаимодействия поверхности тел с водой. Понятие гидрофильности, гидрофобности относится не только к телам, у которых оно является свойством поверхности, но и к отдельным молекулам, их группам, атомам, ионам. *Гидрофильностью* (хорошей смачиваемостью водой) обладают вещества с ионными кристаллическими решетками (оксиды, гидроксиды, силикаты, сульфаты, фосфаты, глины и т.д.), вещества с полярными группами (-OH, -COOH, -NO₂ и др.). *Гидрофобностью* (плохой смачиваемостью) обладают большинство органических веществ с углеводородными радикалами, металлы,

полупроводники и т.д. Гидрофильность, гидрофобность являются частным случаем отношения веществ к растворителю - лиофильности, лиофобности.

34. **Гомогенная система** – физико-химическая система, состоящая из одной фазы. В гомогенной системе из двух и более химических компонентов каждый компонент распределен в массе другого в виде молекул, атомов, ионов. Составные части гомогенной системы нельзя отделить друг от друга механическим путем. Все физические характеристики гомогенной системы одинаковы во всех частях или непрерывно изменяются от точки к точке. Примеры гомогенной системы: лед, жидкие или твердые растворы, смесь газов и др.
35. **Дативная π -связь** – дополнительное взаимодействие в комплексных соединениях, выраженное в переносе электронной плотности с d-орбиталей металла на низшую свободную молекулярную орбиталь (НСМО) - π -орбиталь лиганда.
36. **Дентантность** – количество донорных атомов, с помощью которых лиганд связывается с одним центральным атомом.
37. **Диспергирование** – тонкое измельчение твердых, жидких тел в какой-либо среде, в результате чего получают порошки, суспензии, эмульсии. Диспергирование применяют для получения коллоидных и вообще дисперсных систем. Диспергирование жидкостей обычно называют распылением, если оно происходит в газовой фазе, и эмульгированием, когда его проводят в другой жидкости. При диспергировании твердых тел происходит их механическое разрушение.
38. **Дисперсные системы** – физико-химические системы, состоящие из мелкодробленых частиц (дисперсная фаза), распределенных в окружающей среде (дисперсионная среда) - газе, жидкости или твердом теле - в виде мелких частиц (кристалликов, каплек ияи пузырьков). Прием диспрсной системы может служить молоко, в котором капельки жира находятся во взвешенном состоянии в воде. К дисперсным системам относятся суспензии, эмульсии, туманы, пены, дымы. Изучением дисперсных систем занимается коллоидная химия.
39. **Диспропорционирование** – процесс самоокисления-самовосстановления. При диспропорционировании одновременно образуются соединения, в которых элемент находится в более окисленном и более восстановленном состоянии по сравнению с первоначальным:
- $$\begin{array}{ccccccc} (+5) & & (-1) & & (+7) & & \\ 4\text{KClO}_3 & \rightarrow & \text{KCl} & + & 3\text{KClO}_4 & & \end{array}$$
- $$\begin{array}{ccccccc} (+1) & & (+2) & & (0) & & \\ \text{Hg}_2\text{O} & \rightarrow & \text{HgO} & + & \text{Hg} & & \end{array}$$
40. **Донор** в химии – атом или группа атомов, образующих химическую связь за счет своей неподеленной пары электронов и заполнения свободной орбитали (уровня энергии) акцептора.

41. **Известковая вода** – насыщенный водный раствор гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Раствор имеет щелочную реакцию, на воздухе мутнеет вследствие поглощения им оксида углерода(IV) и образования CaCO_3 . Применяется для обнаружения CO_2 , в медицине.
42. **Изомерия** – явление, при котором вещества, имеющие один и тот же качественный и количественный состав, отличаются по своим свойствам. Изомерия объясняется неодинаковым строением молекул таких соединений. Изомерия является одной из причин, обуславливающих многочисленность органических соединений.
43. **Изоморфизм** – свойство атомов, ионов или молекул замещать друг друга в кристаллах с образованием смешанных кристаллов переменного состава - так называемых твердых растворов замещения. Изоморфизм проявляется, например, в случае KCl и KBr , BaSO_4 и RaSO_4 , KH_2PO_4 и KH_2AsO_4 .
44. **Изополианионы** – соединения, имеющие полимерную структуру, составленную из связанных между собой октаэдров с центральными атомами одного из пяти элементов: V, Nb, Ta, Mo, W.
45. **Изотопы** – разновидности атомов химического элемента, имеют одинаковое число протонов, но различное число нейтронов в атомных ядрах, имеют одинаковое число электронов в атомной оболочке и занимают одно и то же место в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Различают стабильные (устойчивые) изотопы, которые существуют в неизменном виде неопределенно долго, и нестабильные (неустойчивые, радиоактивные) изотопы, самопроизвольно распадающиеся. Изотопы используют в различных областях науки и техники.
46. **Индикаторы** – органические и неорганические вещества, изменяющие свою окраску в зависимости от реакции среды (от величины водородного показателя pH). Например, кислотно-щелочные индикаторы - метиловый оранжевый, фенолфталеин, лакмус.
47. **Ионизация** – образование ионов из нейтральных атомов или молекул, эндотермический процесс.
48. **Ионный радиус** – понятие, принятое для обозначения размеров шарообразных ионов и вычисления межатомных расстояний в ионных соединениях. Понятие "ионный радиус" основано на предположении, что размеры ионов не зависят от состава молекул, в которые они входят.
49. **Истинные растворы** – растворы, в которых частицы не могут быть обнаружены оптическим путем. Диаметр дисперсных частиц в истинных растворах меньше 10^{-7} см.
50. **Катализ (разрушение)** – изменение скорости химической реакции в присутствии катализаторов. Катализ может быть положительным (когда скорость реакции увеличивается) и отрицательным (когда скорость реакции уменьшается или реакция почти полностью подавляется). Явление катализа распространено в природе и широко используется в

технике (в производстве серной кислоты, аммиака, азотной кислоты и др.).

51. **Катализаторы** – вещества, изменяющие скорость химической реакции. Катализаторы могут образовывать с реагирующими веществами промежуточные соединения, однако они не входят в состав конечных продуктов. Наиболее распространенными катализаторами являются металлы (Pt, Pd, Ni, Co, Fe), оксиды (V_2O_5 , MnO_2 , Cr_2O_3 , NiO), сульфиды (MoS_2 , WS_2 , CoS) и другие вещества.
52. **Каталитические яды** – вещества, вызывающие "отравление" катализатора, то есть снижающие его каталитическую активность или полностью прекращающие каталитическое действие. Причина отравления заключается в адсорбции каталитического яда на поверхности катализатора. К числу наиболее распространенных каталитических ядов принадлежат H_2O , CO, CO_2 , H_2S , N, P, As, Sb и др.
53. **Кинетика** – учение о скоростях химических реакций. Под кинетикой реакции понимают зависимость скорости данной реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры и других параметров.
54. **Классификация комплексов** по заряду – катионные, анионные, нейтральные (например: $[Ag(NH_3)_2]^+$; $[Ag(CN)_2]^-$; $[Fe(CO)_5]$).
55. **Кластеры** – полиядерные комплексы, в которых образуются связи металл-металл.
56. **Коагуляция** – объединение мелких частиц в дисперсных системах в более крупные под влиянием сил сцепления. Ведет к выпадению из коллоидного раствора хлопьевидного осадка или к застудневанию.
57. **Комплексные соединения** – соединения или ионы, которые образуются в результате присоединения к данному иону (или атому), называемому комплексообразователем нейтральных молекул или других ионов, называемых лигандами (аддендами). Комплексные соединения мало диссоциируют в растворе (в отличие от двойных солей). Комплексные соединения могут содержать комплексный малодиссоциирующий анион $[Fe(CN)_6]^{3-}$, комплексный катион $[Ag(NH_3)_2]^+$ либо вообще не диссоциировать на ионы (соединения типа неэлектролитов). Комплексные соединения разнообразны и многочисленны. Они применяются в химическом анализе, в технологии при получении ряда металлов (золота, серебра, металлов платиновой группы и др.), для разделения смесей элементов, например, лантаноидов и актиноидов. Комплексные соединения играют большую роль в жизнедеятельности организмов; например, гемоглобин, хлорофилл являются комплексными соединениями.
58. **Константы устойчивости** – константы равновесия при диссоциации комплексов в растворе (β_n). Константа устойчивости комплекса ML_n равна произведению соответствующих ступенчатых констант.
59. **Концентрация** – величина, выражающая относительное содержание данного компонента (составной части) в смеси или растворе. Существуют

различные способы выражения концентрации растворов. Процентная концентрация показывает, сколько граммов вещества растворено в 100 г раствора. Молярная концентрация (М) показывает, сколько моль данного вещества содержится в 1 л раствора. Нормальная концентрация (н.) показывает, сколько моль-эквивалентов вещества содержится в 1 л раствора. Моляльная концентрация выражается числом моль растворенного вещества, содержащегося в 1000 г растворителя (например, H₂O). Растворы с одинаковой молярностью содержат в равных объемах равное число молекул; равные объемы растворов с одинаковой нормальностью реагируют между собой без остатка.

60. **Координационное число** – общее число нейтральных молекул и ионов, связанных с центральным ионом в комплекс; например, для комплексного соединения K₂[PtCl₆] координационное число иона платины равно шести; для [Cu(NH₃)₄]SO₄ соединения координационное число ионов меди равно четырем.
61. **Кристаллизация** – образование и рост кристаллов из расплава, раствора или из газовой фазы при пересыщении или переохлаждении.
62. **Кристаллического поля теория** – квантовохимическая теория, в которой низшие по энергии состояния молекулы описываются как состояния одного атома (иона), находящегося в электростатическом поле, созданном остальными частицами.
63. **Лиганды** – ионы, молекулы либо атомные группировки, взаимодействующие с координационным центром.
64. **Макромолекула** – совокупность большого числа атомов, соединенных химическими связями. Вещества, построенные из макромолекул, называются высокомолекулярными. Число атомов, входящих в состав макромолекулы, может быть очень большим (сотни тысяч и миллионы).
65. **Межмолекулярные взаимодействия** – действие одной электрически нейтральной молекулы на другую, вызываемое силами притяжения или отталкивания. Межмолекулярные взаимодействия (иногда называются силами Ван-дер-Ваальса, по имени голландского ученого) – очень слабые взаимодействия. Межмолекулярные взаимодействия вызывают отступления от законов идеальных газов, проявляются в образовании молекулярных кристаллов и др.
66. **Минералы** – природные тела, приблизительно однородные по химическому составу и физическим свойствам. В настоящее время известно более 2000 минералов. По химическому составу минералы представляют собой различные классы соединений: самородные элементы (алмаз, графит, сера, золото, платина, серебро, медь, ртуть и др.); сульфиды металлов и неметаллов (пирит, галенит, молибденит, киноварь, антимонит, медный колчедан, арсенопирит и др.); соли мышьяковой, сурьмяной и других кислот; галоидные соединения; оксиды и гидроксиды (кварц, пиролюзит, корунд, боксит и др.); карбонаты, сульфаты, нитраты,

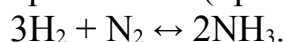
фосфаты, силикаты и др. Минералы входят в состав горных пород, руд, метеоритов и др.

67. **Минеральные удобрения** – неорганические соединения, содержащие необходимые для растений элементы питания (например, фосфорные, азотные, калиевые и др.).
68. **Молекула** – наименьшая частица простого или сложного вещества, обладающая его основными химическими свойствами. Состав и строение молекулы данного вещества не зависит от способа его получения. Число атомов, входящих в молекулу, различно: от двух (например, молекула водорода H_2 , молекула хлора Cl_2 , молекула азота N_2 , молекула оксида углерода CO и др.) до сотен и тысяч у макромолекул (например, молекула полиэтилена, белков и др.).
69. **Молекулярная масса** – сумма атомных масс всех атомов, входящих в данную молекулу, выраженная в углеродных единицах.
70. **Молярный объем** – объем, занимаемый 1 моль газа при нормальных условиях (22.4 л).
71. **Моль** – единица количества вещества. Введена решением 14-й Генеральной конференции по мерам и весам (1971 г.) в Международную систему единиц СИ в качестве 7-й основной единицы. Моль – количество вещества, содержащие столько же структурных частиц (атомов, молекул, ионов, электронов и др.), сколько содержится атомов в 0.012 кг углерода. Моль служит для образования производных единиц, так называемых молярных величин: молярной массы (кг/моль), молярного объема (m^3 /моль), молярной внутренней энергии (Дж/моль), молярной концентрации (моль/ m^3) и др.
72. **Мономеры** – исходные вещества для синтеза высокомолекулярных соединений (полимеров). В качестве мономеров могут быть использованы соединения, способные к полимеризации благодаря наличию двойных, тройных связей, альдегидной и гидроксильной групп и т.д. Большое значение имеет чистота мономеров для производства полимеров.
73. **Нейтрализация** – взаимодействие кислот с основаниями, в результате которого образуются соли и вода, например: $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$; в ионном виде уравнение записывают так: $H^+ + OH^- = H_2O$. Раствор становится нейтральным, если были взяты сильные кислоты и основания. Нейтрализация лежит в основе ряда важнейших методов титриметрического анализа.
74. **Необратимые реакции** – реакции, при которых взятые вещества нацело превращаются в продукты реакции, не реагирующие между собой при данных условиях, например, разложение взрывчатых веществ, горение углеводородов.
75. **Неорганическая химия** – наука о химических элементах и их соединениях; соединения углерода (за исключением некоторых простых) изучаются в органической химии. Основным теоретическим фундаментом неорганической химии является периодический закон и основанная на нем

периодическая система Д.И. Менделеева. Одна из главных задач неорганической химии - установление строения атомов элементов и всестороннее изучение их свойств в связи со строением; исследование состава и свойств соединений и установление строения их молекул. Другая важнейшая задача неорганической химии состоит в разработке и научном обосновании способов создания новых материалов с нужными для современной техники свойствами.

76. **Номенклатура** – химическая система наименований химических элементов и соединений, которая обеспечивает четкое обозначение состава веществ как при написании, так и в разговорной речи.

77. **Обратимые реакции** – химические реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях (прямом и обратном), например:



78. **Общая химия** – курс химии, в котором рассматриваются основные законы и теоретические положения химии; систематически излагаются свойства элементов и их наиболее важных соединений. В общей химии изучаются также основы химической технологии.

79. **Окисление** – потеря электронов окисляющимся веществом (восстановителем), причем электроны, отдаваемые атомами или молекулами окисляющегося вещества, присоединяются к атому или молекуле другого вещества, называемого окислителем. Таким образом, происходит окисление одного вещества - восстановителя и восстановление другого - окислителя (реакция окисления-восстановления). Окисление сопровождается увеличением положительной валентности (степени окисления). Окисление прежде рассматривалось только как реакция присоединения кислорода к какому-либо веществу, например, образование оксидов: $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$ или горение метана: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Присоединение кислорода является лишь частным случаем реакций окисления. При окислении веществ происходит выделение энергии. Процессы окисления повсеместно протекают в природе: горение, ржавление металлов, разложение органического вещества и др.

80. **Орто-, мета-, пара-** – приставки, употребляемые в органической химии для обозначения положения двух одинаковых или различных заместителей относительно друг друга в бензольном кольце. В неорганической химии приставки *орто-* и *мета-* употребляют в названиях форм кислот, различающихся содержанием гидроксогрупп (*орто* - наибольшее, *мета* - наименьшее), например, ортофосфорная H_3PO_4 и метафосфорная HPO_3 кислоты.

81. **Осаждение** – выделение одного или нескольких ионов или веществ в виде малорастворимого соединения. Осаждение применяется для разделения элементов при химическом анализе и в химической технологии. На образовании осадков основано множество методов обнаружения,

разделения, гравиметрического и титриметрического определения ионов элементов и веществ.

82. **Пептизация** – расщепление агрегатов, возникших при коагуляции дисперсных систем, на первичные частицы под действием жидкой среды (например, воды) или специальных веществ - пептизаторов. Пептизация - один из способов получения коллоидных растворов, применяется в технике при получении высокодисперсных суспензий глин и других веществ.
83. **Период полураспада** ($T_{1/2}$) – время, за которое количество нестабильных частиц уменьшается наполовину. Период полураспада - одна из основных характеристик радиоактивных изотопов, неустойчивых элементарных (фундаментальных) частиц.
84. **Периодическая система элементов Д.И. Менделеева** – естественная система химических элементов. Расположив элементы в порядке возрастания атомных масс (весов) и сгруппировав элементы с аналогичными свойствами, Д.И. Менделеев составил таблицу элементов, выражающую открытый им периодический закон: "Физические и химические свойства элементов, проявляющиеся в свойствах простых и сложных тел, ими образуемых, стоят в периодической зависимости от их атомного веса" (1869-1871 г.г.). Периодический закон и периодическая таблица элементов Д.И. Менделеева позволяют установить взаимную связь между всеми известными химическими элементами, предсказать существование ранее неизвестных элементов и описать их свойства. На основе закона и периодической системы Д.И. Менделеева найдены закономерности в свойствах химических соединений различных элементов, открыты новые элементы, получено много новых веществ. Периодичность в изменении свойств элементов обусловлена строением электронной оболочки атома, периодически изменяющейся по мере возрастания числа электронов, равного положительному заряду атомного ядра Z . Отсюда современная формулировка периодического закона: свойства элементов, а также образованных ими простых и сложных соединений находятся в периодической зависимости от величин зарядов их атомных ядер (Z). Поэтому химические элементы в периодической системе элементов располагаются в порядке возрастания Z , что соответствует в целом их расположению по атомным массам, за исключением Ar-K, Co-Ni, Te-I, Th-Pa, для которых эта закономерность нарушается, что связано с их изотопным составом. В периодической системе все химические элементы разделяются на группы и периоды. Каждая группа в свою очередь подразделяется на главную и побочную подгруппы. В каждой подгруппе содержатся элементы, обладающие сходными химическими свойствами. Элементы главной и побочной подгрупп в каждой группе, как правило, обнаруживают между собой определенное химическое сходство главным образом в высших степенях окисления, которое, как правило, соответствует номеру группы. Периодом

называют совокупность элементов, начинающуюся щелочным металлом и заканчивающуюся инертным газом (особый случай - первый период); каждый период содержит строго определенное число элементов. Периодическая система элементов имеет 8 групп и 7 периодов (седьмой пока не завершен).

85. **Полимеризация** – химическая реакция соединения одинаковых молекул в сложные молекулы большой молекулярной массы: $nM \rightarrow M_n$, где M - молекула мономера, M_n - макромолекула, состоящая из n мономерных звеньев, n - степень полимеризации. Продукт полимеризации (полимер) имеет такой же элементный состав, что и исходное вещество (мономер), так как при полимеризации не образуются какие-либо иные вещества, кроме молекулы полимера.
86. **Поляризация** – смещение электронной оболочки и ядер атомов, молекул или ионов друг относительно друга под действием внешнего электрического поля. Приводит к увеличению их дипольного момента. Поляризация химических связей заключается в смещении электронов, осуществляющих ковалентную связь, в сторону более электроотрицательного атома под действием электрического поля. При этом связь становится более полярной, а иногда и ионной.
87. **Полярная связь** – химическая связь, обладающая постоянным электрическим дипольным моментом вследствие несовпадения центров тяжести отрицательного заряда электронов и положительного заряда ядер. Большинство ковалентных, а также донорноакцепторные связи являются полярными. Молекулы с полярной связью обычно гораздо более реакционноспособны, чем неполярные молекулы. Полярность связи не следует отождествлять с полярностью молекул, которая зависит также от геометрического расположения атомов в молекуле.
88. **Равновесие химическое** – подвижное (динамическое) равновесие в обратимых реакциях, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции $A+B \leftrightarrow C+D$. При химическом равновесии соотношение концентраций реагирующих веществ постоянно при данной температуре.
89. **Растворимость** – способность вещества образовывать с другими веществами однородные системы - растворы, в которых вещество находится в виде отдельных атомов, ионов, молекул или частиц. Растворимость выражается концентрацией растворенного вещества в его насыщенном растворе либо в процентах, либо в весовых или объемных единицах, отнесенных к 100 г или 100 см³ (мл) растворителя (г/100 г или см³/100 см³). Растворимость газов в жидкости зависит от температуры и давления, растворимость жидких и твердых тел - практически только от температуры.
90. **Растворители** – химические соединения или смеси, способные растворять различные вещества. К неорганическим растворителям относятся вода, аммиак (жидкий), азотная кислота и некоторые другие соединения. В зависимости от химической природы органические растворители могут

быть подразделены на следующие группы: углеводороды (бензол, толуол, ксилол); смеси углеводородов (бензины и др.); хлорорганические соединения (хлороформ, четыреххлористый углерод, хлорбензол, дихлорэтан и др.); спирты (метиловый, этиловый, изопропиловый, бутиловый); сложные и простые эфиры; кетоны (ацетон, метилэтилкетон); соединения, содержащие азот и серу (нитрометан, нитропропан, нитробензол, сероуглерод, нитропарафин). Растворители хорошо растворяют растительные и минеральные масла, жиры, битумы, каучук и многие естественные и синтетические смолы, воски и парафины. Широко используются как разбавители многих лакокрасочных материалов и для экстракции. Подавляющее большинство органических растворителей - токсичные и горючие вещества, весьма летучие, образующие с воздухом взрывчатые смеси.

91. **Растворы** – однородные системы двух или более веществ. Состав раствора выражают концентрацией компонентов. Растворы могут быть жидкими (соли в воде), твердыми (сплав никеля и меди, из которого делают разменную монету), газообразными – растворы газов, паров и твердых тел в газах (растворы газов в газах часто называют газовыми смесями, например, воздух).
92. **Реактивы химические** (реагенты химические) – химические препараты, предназначенные для химического анализа, научно-исследовательских, различных лабораторных работ. По степени чистоты и назначению различают реактивы химические особой чистоты ("о. ч."), химически чистые ("х. ч."), чистые для анализа ("ч. д. а."), чистые ("ч."), очищенные ("очищ."), технические продукты ("техн.").
93. **Скорость химических реакций** зависит от природы реагирующих веществ, от их концентраций и от условий, в которых реакция протекает (температура, давление, присутствие катализатора). Скорость химических реакций может колебаться в очень широких пределах: от почти мгновенно протекающих цепных реакций до многолетних процессов окисления органических веществ.
94. **Сольватация** – электростатическое взаимодействие между частицами (ионами, молекулами) растворенного вещества и растворителя. Сольватация в водных растворах называется гидратацией. Образующиеся в результате сольватации молекулярные агрегаты называются сольватами (в случае воды – гидратами). В отличие от сольватации объединение однородных частиц в растворе называют ассоциацией.
95. **Стандартные (титрованные) растворы** – растворы с точно известной концентрацией реактива. Стандартные растворы представляют основные рабочие растворы во всех методах титриметрического анализа – количественного определения вещества, основанного на измерении объемов растворов, затраченных на реакцию (титрование).
96. **Степень диссоциации** – величина, характеризующая состояние равновесия реакции диссоциации в гомогенных (однородных) системах

(газообразных, жидких). Степень электролитической диссоциации α равно отношению числа диссоциированных молекул n к сумме $n+N$, где N – число недиссоциированных молекул. Часто α выражают в процентах. Например, для уксусной кислоты CH_3COOH величина α равна 4% (в 0.01 М растворе). Это значит, что в водном растворе кислоты лишь ~ 4 из каждых 100 молекул диссоциированы, то есть находятся в виде ионов H^+ и CH_3COO^- , остальные же 96 молекул не диссоциированы. α можно определить различными методами: по электропроводности раствора, по понижению температуры замерзания его и др. Степень диссоциации зависит как от природы растворенного электролита, так и от концентрации раствора.

97. **Степень окисления** (окислительное число, формальный заряд) – вспомогательная величина для записи процессов окисления, восстановления и окислительно-восстановительных реакций. Степень окисления соответствует заряду иона или формальному заряду атома в молекуле или в химической формальной единице.
98. **Сtereoхимия** – учение о пространственном строении молекул. Особенности пространственного строения обнаруживаются в появлении стереоизомеров; эти особенности влияют на скорость и направление химических превращений, на физические свойства вещества, на характер их физиологического действия и др.
99. **Стехиометрия** – учение о количественных отношениях (весовых и объемных), в которых вещества вступают в химическое взаимодействие друг с другом; вывод химических формул и установление уравнений химических реакций. Стехиометрия основана на законах Авогадро, Гей-Люссака, кратных отношения, постоянного состава, сохранения массы.
100. **Ступенчатые константы устойчивости** (K_i) – константы, определяющие способность комплексов отдавать лиганд на определенной стадии (ступени).
101. **Суспензии** – взвеси, системы, состоящие из жидкой и твердой фаз, например, мутная глинистая вода, где мелкие твердые частицы взвешены в жидкости. От коллоидных систем суспензии отличаются большим размером взвешенных частиц. Суспензии неустойчивы, в них самопроизвольно протекают процессы агрегирования частиц, которые могут быть остановлены добавлением стабилизаторов. Многие геологические и почвенные процессы связаны с суспензиями (образование осадочных пород, намыв дельт реками и т.д.). Суспензии имеют большое значение в производстве бумаги, резины, лаков, красок др.
102. **Сфера координационная внутренняя** – частица, состоящая из комплексообразователя и лигандов.
103. **Таутомерия** – явление обратимой изомерии, при которой два или более изомера легко переходят друг в друга. При этом устанавливается таутомерное равновесие, и вещество одновременно содержит молекулы всех изомеров в определенном соотношении.

104. **Твердофазные реакции** – реакции, протекающие в твердой фазе. К ним относятся аналитические реакции между веществами, находящимися в кристаллическом состоянии, обнаруживаемые обычно по изменению окраски. Например, для обнаружения свинца к его соли добавляют иодид калия и растирают. При этом появляется желтое окрашивание (образуется твердый иодид свинца PbI_2). Твердофазный химический анализ удобен для геологов и минералогов, для качественного установления состава удобрения, почв и др.
105. **Тектоны** – донорные (основания Льюиса) и акцепторные (кислоты Льюиса) компоненты, используемые как "строительные" блоки супрамолекулярных ансамблей.
106. **Терм** – энергетическое состояние частицы, соответствующее некоторому уровню на энергетической диаграмме всей частицы.
107. **Термодинамика химическая** – изучает химические реакции и фазовые переходы (растворение, испарение и кристаллизация чистых веществ и растворов и обратные им процессы), а также переход энергии из одной формы в другую и от одной части системы к другой в различных химических процессах и т.д. Важнейшими разделами этой науки являются термохимия, учение о химических и фазовых равновесиях, учение о растворах, теория электродных процессов, термодинамика поверхностных явлений и др. В основе химической термодинамики лежат общие положения и выводы термодинамики (первый закон термодинамики служит основой термохимии, второй закон термодинамики лежит в основе всего учения о равновесиях и т.д.).
108. **Термохимия** – раздел химической науки, изучающий тепловые изменения при химических реакциях.
109. **Фаза** – однородная составная часть неоднородной физико-химической системы. Например, лед и вода при 0°C вместе - двухфазная система: жидкая фаза - вода, твердая - лед.
110. **Физико-химические методы анализа** – условное название большого числа количественных методов анализа, основанных на измерении различных физических свойств соединений или простых веществ с использованием соответствующих приборов. Их часто называют инструментальными.
111. **Физико-химический анализ** – исследование зависимостей между химическим составом и физическими свойствами систем (электропроводность, твердость, температура плавления, вязкость, показатель преломления и др.). Физико-химический анализ применяется при исследованиях металлических сплавов, минералов, полупроводников, соединений редких металлов, карбидов, оксидов и др. Огромный вклад в развитие физико-химического анализа внес советский ученый академик Н.С. Курнаков.
112. **Фотохимические реакции** – реакции, при которых активация вызвана поглощением кванта света.

113. **Хелаты** – комплексные соединения, в которых центральный атом связан с двумя или более донорными атомами лиганда, в результате чего замыкается один или несколько гетероциклов.

114. **Химические реакции** – превращения одних веществ в другие вещества, отличающиеся от исходных составом и свойствами. Химические реакции изображают химическим уравнением. В отличие от ядерных реакций при химических реакциях сами атомы не претерпевают превращений, а лишь переходят из одного состояния в другое. Существует несколько основных типов химических реакций:

соединения: $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$, разложения: $2\text{MgO} = 2\text{Mg} + \text{O}_2$,

замещения: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$, обмена: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HCl} + \text{NaHSO}_4$.

115. **Царская водка** – смесь концентрированных кислот: 1 объем азотной и 3 объема соляной. Сильный окислитель; растворяет золото, платину и некоторые другие металлы, нерастворимые в обычных кислотах.

116. **Чистое вещество** – элементы или соединения, их растворы, сплавы, смеси и т.п., характеризующиеся содержанием примесей ниже определенного предела. Этот предел определяется свойствами, получением или использованием веществ и, как правило, составляет доли процента и менее. Современная наука и техника предъявляет к чистоте вещества большие требования.

117. **Чувствительность химической реакции** (чувствительность методов аналитической химии) – наименьшее количество вещества, которое можно обнаружить данной реакцией или количественно определить данным методом анализа.

118. **Электролитическая диссоциация** – распад молекул электролитов (кислот, щелочей, солей) на ионы при их растворении. Распад происходит благодаря воздействию на молекулы электролита полярных, несущих электрическое поле молекул растворителя, например, воды. Процесс электролитической диссоциации представляет обратимую реакцию, например: $\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Образовавшиеся ионы взаимодействуют с молекулами растворителя; с водой они дают гидраты постоянного или переменного состава (например, H_3O^+ - гидратированный ион водорода, или ион гидроксония). Мерой электролитической диссоциации является степень диссоциации (α) растворенного вещества. Классическая теория электролитической диссоциации была создана С. Аррениусом (1887 г.).

119. **Электролиты** – растворы кислот, щелочей и солей, в которых происходит распад молекул на ионы; вещества, проводящие в растворенном или расплавленном состоянии электрический ток. Типичным электролитом является водный раствор NaCl . Различают сильные электролиты (степень диссоциации приближается к 1) и слабые электролиты (степень диссоциации близка к 0).

120. **Энергия активации** – наименьшая энергия, которой должны обладать частицы реагирующих веществ, для того чтобы могла произойти химическая реакция.

121. **Эффективное координационное число** – координационное число, выбранное, исходя из эффективности моделирования каких-либо свойств, если имеются трудности определения подлинного координационного числа.
122. **Эффективный заряд** – формальная величина для характеристики распределения электронной плотности, донорно-акцепторных взаимодействий, поляризованности связей в молекуле.