



ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ДЛЯ СТУДЕНТОВ I КУРСА
ГЕОЛОГО-ГЕОФИЗИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
Геолого-геофизический факультет
Кафедра общей химии

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методический комплекс

Новосибирск
2019

УДК 544+546+075.8
ББКГ1я73-1
О 28

Рецензент
д-р хим. наук, профессор *С. Н. Конченко*

Составители:
А. И. Губанов, К. А. Брылев, И. В. Ельцов, С. Б. Артемкина,
В. Ю. Евтушок, В. Н. Юдин, В. А. Емельянов

О 28 Общая и неорганическая химия: учеб.-метод. комплекс / Сост.
А. И. Губанов, К. А. Брылев, И. В. Ельцов и др.; Новосиб. гос. ун-т.
– Новосибирск: ИПЦ НГУ, 2019. – 166 с.

ISBN 978-5-4437-0889-8

Учебно-методический комплекс предназначен для студентов 1-го курса геолого-геофизического факультета всех специальностей. В состав пособия включены: программа и структура курса, система оценки знаний студента, модульные задания для самостоятельной работы, примеры вариантов контрольных и экзаменационных работ прошлых лет, рекомендуемая литература для изучения дисциплины, необходимый для решения задач справочный материал.

Печатается по решению кафедры общей химии факультета естественных наук НГУ (выписка из протокола № 2019-1 от 01.02.2019 г.).

УДК 544+546+075.8
ББК Г1я73-1

ISBN 978-5-4437-0889-8

© Новосибирский государственный
университет, 2019

Оглавление

Введение.....	4
1. Цели и задачи курса.....	4
2. Место дисциплины в структуре образовательной программы.....	5
3. Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины.....	6
4. Виды учебной работы и образовательные технологии, используемые при их реализации.....	7
5. Структура и содержание дисциплины.....	8
5.1. Структура курса.....	8
5.2. Программа лекционного курса.....	10
5.3. План семинарских занятий.....	15
6. Система оценки знаний студента.....	16
7. Модульные задания для самостоятельной работы студентов.....	18
8. Задачи для решения на семинарах или самостоятельно.....	18
9. Методические указания по номенклатуре неорганических соединений.....	115
10. Экзаменационные вопросы (I и II семестры).....	128
11. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.....	132
12. Приложения.....	134

Введение

Курс «Общая и неорганическая химия» по дисциплине «Химия» является частью естественно-научного цикла общеобразовательной программы (ООП), базовая часть (общепрофессиональные дисциплины), по направлению подготовки **05.03.01. Геология**, уровень подготовки – «бакалавр». Дисциплина реализуется на геолого-геофизическом факультете (ГГФ) Федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Новосибирский национальный исследовательский государственный университет» (НГУ) кафедрой общей химии для студентов 1-го курса в I и II семестрах.

Содержание дисциплины охватывает круг вопросов, связанных со строением химических соединений, протеканием окислительно-восстановительных процессов, общими закономерностями протекания химических процессов и проявлением этих закономерностей в геологических процессах.

Дисциплина нацелена на формирование у выпускника профессиональных компетенций: ОПК-2, ОПК-3, ОК-7.

Преподавание дисциплины предусматривает следующие формы организации учебного процесса: лекции, семинарские занятия, самостоятельная работа студента. В каждом семестре предусмотрен текущий (модульные задания), промежуточный (потоковые контрольные работы) и итоговый контроль (экзамен).

В соответствии с учебным планом изучение дисциплины осуществляется в I и II семестрах 1-го курса. Общая трудоемкость курса – 324 часа или 9 зачетных единиц. Программой дисциплины предусмотрены 68 лекционных часов и 136 часов семинарских занятий, 84 часа самостоятельной работы, 36 часов контроля и 10 часов для занятий в интерактивной форме. Контрольными точками являются: 6 модульных заданий, 5 компьютерных тестирований, 6 потоковых контрольных работ и 2 экзамена.

1. Цели и задачи курса

Основной целью освоения дисциплины является развитие у студентов основ химического мировоззрения, приобретение ими современных представлений о строении веществ и химическом процессе на основе термодинамики и кинетики, умение использовать приобретенные знания для понимания закономерностей геологических процессов.

Для достижения этой цели в задачи курса входят:

- получение студентами знаний о строении и состоянии веществ (атомное ядро, атом, молекула, кристалл, вещество) и химическом процессе (стехиометрия, равновесие, кинетика);
- приобретение студентами умений и навыков рассмотрения любых химических процессов (прежде всего касающихся наиболее распространенных и важных кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакций) в рамках современных представлений о строении веществ, химической термодинамике и химической кинетике.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина «Химия» является частью естественно-научного цикла общеобразовательной программы (ООП), базовая часть (общепрофессиональные дисциплины), по направлению подготовки **05.03.01. Геология**, уровень подготовки – «бакалавр».

«Общая и неорганическая химия» является первой из изучаемых на ГГФ НГУ дисциплин химического цикла в первом семестре первого курса. Курс построен так, что его изучение не требует и не предусматривает каких-либо знаний или умений, выходящих за рамки стандартов для средней школы. Курс «Общая и неорганическая химия» предназначен для ознакомления студентов с основами предмета. В курсе лекций даются основные представления об электронном строении атома, химической связи, строении и геометрии молекул, химической связи в кристаллах. Рассматриваются основы термодинамики и кинетики химических процессов. Изучаются основы химии растворов. Даются основные представления о роли окислительно-восстановительных процессов в химии. Рассматриваются различные классификации неорганических соединений и химических процессов. Изучаются основы химии элементов.

Такое построение цикла химических дисциплин позволяет использовать основные закономерности строения веществ, представление о спектроскопии, химическом равновесии и химической кинетике в преподавании всех последующих курсов естественно-научного цикла. Знания и представления, полученные в результате изучения дисциплины «Химия», составляют фундаментальную основу для преподавания следующих дисциплин данной ООП («Физическая химия», «Органическая химия», «Общая геология», «Минералогия с основами кристаллографии», «Минералогические процессы», «Аналитическая геохимия», «Основы геохимии», «Введение в геохимию нефти и газа», «Геохимия нефти и газа», «Геохимия», «Методы расчета минеральных равновесий», «Петрография», «Метаморфизм», «Гидрогеология, инженерная геология и геокриология» и др.)

и важны для прохождения студентами научно-исследовательской преддипломной практики и итоговой государственной аттестации.

3. Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины

В результате освоения курса обучающийся должен *владеть* следующими компетенциями:

- представлениями о современной научной картине мира на основе знаний основных положений философии, базовых законов и методов естественных наук (ОПК-2);

- способностью использовать в профессиональной деятельности базовые знания математики и естественных наук (ОПК-3);

- способностью к самоорганизации и самообразованию (ОК-7).

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

- *иметь представление* о фундаменте современной химии (теории химической связи, основанной на квантово-химических закономерностях электронного строения атома; химическом равновесии, основанном на химической термодинамике; химической кинетике);

- *знать* основные понятия разделов курса;

- *уметь* на основе полученных знаний решать следующие задачи: записывать уравнения радиоактивного распада; определять электронные конфигурации атомов и ионов, структурные формулы и геометрию молекул, тип химической связи для типичных гомо- и гетеродесмических кристаллов; вычислять из справочных данных энтальпии, энтропии и энергии Гиббса реакции и константы равновесия; рассчитывать равновесный состав из констант равновесия и начального состава и наоборот; рассчитывать pH растворов кислот, оснований и солей из констант кислотности (основности) и наоборот; растворимость из произведений растворимости (и наоборот), находить величины ЭДС из справочных данных по электродным потенциалам; вычислять время достижения определенной степени превращения из константы скорости и начального состава и наоборот с использованием уравнений первого порядка; находить энергию активации;

- *уметь* предсказывать продукты взаимодействия между различными неорганическими реагентами и записывать соответствующее уравнение химической реакции.

4. Виды учебных работ и образовательные технологии, используемые при их реализации

Общая трудоемкость дисциплины составляет 324 академических часа или 9 зачетных единиц. Учебный процесс складывается из лекций, семинаров и самостоятельной работы студента.

Курс *лекций* включает три части: строение и состояние вещества, термодинамику химического процесса и кинетику химического процесса. Используется мультимедийная техника (программа «Power Point») и демонстрационные опыты. Курс является оригинальным, рассчитан на усвоение вчерашними школьниками основополагающих, базовых понятий химии, поэтому в качестве основных учебников используются как устоявшиеся, хорошо известные и зарекомендовавшие себя учебники, так и учебные пособия, подготовленные в НГУ (см. список рекомендованной литературы).

На *семинарских занятиях* студенты учатся использовать методологию предмета для решения различных конкретных физико-химических задач: записывать уравнения радиоактивного распада и ядерных реакций, определять электронные конфигурации атомов и атомарных ионов, описывать геометрию и определять дипольный момент многоатомных молекул, рассчитывать энергии химических процессов исходя из данных по энергии химических связей, вычислять энтальпии, энтропии, энергии Гиббса и константы равновесия химических процессов из базовых данных по стандартным энтальпиям образования и энтропиям веществ, вычислять равновесный состав из начального и константы равновесия, находить величины ЭДС из справочных данных по электродным потенциалам, вычислять время достижения определенной степени превращения из константы скорости и начального состава и наоборот с использованием уравнений первого порядка, находить энергию активации, предсказывать продукты взаимодействия между различными неорганическими реагентами и записывать соответствующее уравнение химической реакции и др. Удельный вес занятий, проводимых в интерактивных формах, должен составлять не менее 3 % аудиторных занятий. Занятия лекционного типа для соответствующих групп студентов не могут составлять более 25 % аудиторных занятий.

Для успешного усвоения курса предлагаются модульные задания, составляющие основу *самостоятельной работы студента*. Эти задания каждый студент выполняет самостоятельно, используя конспекты лекций, учебную литературу, необходимые данные для решения предложенных задач из справочников, электронных баз данных, и представляет результаты работы к поставленному преподавателем сроку. Кроме этого, самостоятельная работа студента предусматривает подготовку к семинарам, потоковым контрольным работам и экзаменам.

5. Структура и содержание дисциплины

5.1. Структура курса

В соответствии с учебным планом изучение дисциплины осуществляется в I и II семестрах 1-го курса. Общая трудоемкость курса – 324 часа или 9 зачетных единиц (180 часов / 5 зачетных единиц» в I и 144 часа / 4 зачетных единиц во II семестрах).

№ п/п	Раздел дисциплины	Виды учебной работы и трудоемкость, час					Текущий и промежуточный контроль*
		Лекции	Семинары	Самост. раб.	Контроль	Интер. форма	
I семестр							
Часть 1. Строение веществ							
1.1	Ядро, радиоактивность, атом	6	12	8	2	1	T1
1.2	Многоатомные частицы. Химическая связь	4	10	8	2	1	
1.3	Химическая связь в кристаллах	4	10	8	2	1	M1
Всего (часть 1)		14		24	6	3	KP 1
Часть 2. Химический процесс							
2.1	Основы термодинамики	6	10	8	2	1	
2.2	Термодинамика химических реакций	6	10	8	2	1	T2, M2
2.3	Равновесия в растворах	6	10	8	2	1	T3, M3
2.4	Основы химической кинетики	4	10	6	4	1	KP2
Всего (часть 2, I семестр)		22		30	10	4	KP3
Экзамен					2		Экзамен
Всего в I семестре 180 часов		36	72	54	18	7	

II семестр							
Часть 3. ОВР и Неорганическая химия							
3.1	Окислительно-восстановительные процессы	8	18	10	6		T4, M4
3.2	Номенклатура, химия <i>p</i> - и <i>s</i> -элементов	12	22	10	6	1	T5, M5
3.3	Химия <i>d</i> - и <i>f</i> -элементов	12	24	10	4	1	M6, КР5, КР6
Всего (часть 3, II семестр)		32	64	30	16	3	
Экзамен					2		Экзамен
Всего в II семестре 144 часа		32	64	30	18	3	
Всего по курсу 288 часов (в том числе 10 часов интеракт. форм)		68	136	84	36	10	

* Т – компьютерное тестирование; М – модульное задание; КР – контрольная работа.

5.2. Программа лекционного курса

ВВЕДЕНИЕ

Химия – наука о взаимопревращениях (реакциях) веществ. Взаимосвязь химии и физики, кристаллографии, биологии. Роль изучения вещества в геологии: определение состава и строения минералов, изучение закономерностей процессов образования и превращений минералов.

ОБЩАЯ ХИМИЯ

1. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

1.1. Атомное ядро. Изотопы

Элементарные частицы: протон, электрон, нейтрон, позитрон. Атомное ядро. Атомный номер. Массовое число. Элемент. Изотопы, изобары. Магические ядра. Моль, число Авогадро, молекулярная масса. Атомная единица массы. Природная и искусственная радиоактивность. Типы радиоактивного распада. Ядерные реакции, нуклеосинтез в природе. Дефект массы $\Delta m = E / c^2$. Представление о способах определения геологического возраста при помощи анализа изотопного состава.

1.2. Электронное строение атома

Представление о корпускулярно-волновом дуализме микрочастиц (электрон – частица и волна). Квантовые числа (главное, орбитальное, магнитное, спинное). Атомные орбитали *s*-, *p*-, *d*- и *f*-типа. Энергетические уровни электрона в одноэлектронной частице. Изменение расположения энергетических уровней в многоэлектронных частицах из-за межэлектронного отталкивания. Принцип Паули и первое правило Хунда как основа порядка заполнения атомных орбиталей. Основное и возбужденные состояния электронов в атоме. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева и электронное строение атомов. Периоды, ряды, группы, подгруппы и семейства элементов. Потенциал (энергия) ионизации, сродство к электрону и периодичность их изменения для различных элементов. Атомные и ионные радиусы, периодичность их изменения. Положение элемента в Периодической системе как его главная характеристика.

1.3. Многоатомные частицы

Понятие о химической связи. Энергия связи. Ковалентная неполярная связь. Ковалентность атомов в основном и возбужденном состояниях. Кратность связи, σ - и π -связи. Электронные и структурные формулы. Форма электронных облаков и геометрия молекул. Гибридные атомные орбитали. Роль отталкивания электронных пар в геометрии молекул. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Представ-

ление о молекулярных орбиталях. Сопряжение связей. Электроотрицательность атомов, полярность связи. Дипольный момент. Поляризация и поляризуемость связей. Нековалентные взаимодействия: ионная, межмолекулярная (вандерваальсовая), водородная связи.

1.4. Строение вещества

Агрегатные состояния вещества: газообразное, жидкое, твердое. Уравнения состояния (уравнение Менделеева – Клапейрона как пример). Кристаллические и некристаллические (аморфные) твердые вещества. Ковалентные, ионные, молекулярные и металлические кристаллы. Гомодесмические и гетеродесмические кристаллы. Представление о зонной теории (металлы, диэлектрики, полупроводники). Дефекты кристалла: собственные и примесные; точечные (Шоттки, Френкеля), одномерные (дислокации), двумерные. Стехиометрические (дальтониды) и нестехиометрические (бертоллиды) соединения. Полимеры. Растворы: жидкие, твердые. Изоморфизм. Сплавы. Соединения внедрения. Газовые гидраты, интеркаляты.

1.5. Химическая связь

Длина связи и эффективные радиусы атомов и ионов: ковалентные, ионные, металлические, вандерваальсовые. Эффективные заряды атомов. Энергия связи. Гомолитический и гетеролитический разрыв связи. Различные аспекты валентности: ковалентность, степень окисления, координационное число. Химическая связь и Периодическая система элементов.

2. ХИМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС

2.1. Основные характеристики химического процесса

Стехиометрическое уравнение химической реакции. Уравнения материального баланса, уравнение баланса зарядов (электронейтральности). Молекулярная и ионная форма записи уравнения реакции. Обратимые и необратимые процессы. Представление о химическом равновесии и скорости процессов.

2.2. Энергетика химических процессов

Тепловые эффекты химических процессов, экзо- и эндотермические реакции. Микроскопический и термодинамический подход к энергетике химических процессов, поступательная, вращательная и колебательная внутренняя энергия. Внутренняя энергия, теплота, работа. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Изменение внутренней энергии, энтальпии и энергии связей при химических реакциях. Теплоемкость, зависимость энтальпии реакции от температуры. Стандартные условия, стан-

дартное состояние. Энтальпия образования. Расчет энтальпии реакции из термодинамических данных.

2.3. Химическое равновесие

Энтропия – микроскопический и термодинамический подход. Второе начало термодинамики. Зависимость энтропии от температуры, давления, концентрации. Изменение энтропии при реакциях. Энергия Гиббса, зависимость от температуры, давления, концентрации. Направление химических процессов: произведение процесса и константа равновесия. Зависимость энергии Гиббса процесса от концентраций (давлений) реагентов и продуктов (изотерма химического процесса). Закон действия масс и константа равновесия. Различные способы выражения константы равновесия. Особенности гетерогенных равновесий. Фазовые равновесия в однокомпонентной системе. Связь константы равновесия и стандартной энергии Гиббса процесса. Зависимость констант равновесия от температуры и давления. Принцип Ле Шателье. Расчет константы равновесия и равновесного состава с использованием справочных данных по стандартным энтропиям и энтальпиям образования веществ.

2.4. Представление о химической кинетике

Гомогенные и гетерогенные процессы. Скорость реакции, константа скорости, энергия активации. Элементарные и сложные реакции. Молекулярность и порядок реакции. Гомогенные реакции: первый порядок, второй порядок. Гетерогенные и топохимические реакции: зависимость скорости от реакционной поверхности, уравнение сжимающейся сферы. Процессы зародышеобразования и роста зародышей. Связь констант равновесия и скорости. Катализ и автокатализ, ингибирование.

2.5. Ионные равновесия в водных растворах

Способы выражения концентрации растворов: процентный (по массе и объему), молярный. Растворы электролитов и неэлектролитов. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Кислоты и основания по Аррениусу и Брёнстеду. Константы ионизации (кислотности и основности). Ионное произведение воды, зависимость от температуры и давления. Водородный показатель – pH . Гидролиз солей. Буферные растворы.

2.6. Равновесие раствор – осадок

Растворение как физико-химический процесс. Разбавленные и концентрированные, ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Растворимость. Влияние природы связи в веществе и в растворителе на растворимость. Сольватация. Произведение растворимости. Условие оса-

ждения и растворения осадков, роль pH при растворении солей. Влияние температуры и давления на растворимость минералов. Обменные реакции в водных растворах.

2.7. Окислительно-восстановительные реакции

Окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Типы О–В-процессов: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирование, конпропорционирование. Составление уравнений О–В-реакций. Влияние кислотности среды на продукты и протекание О–В-реакций. Гальванический элемент, электрод, электродный (окислительно-восстановительный) потенциал, электродвижущая сила (ЭДС) процесса, связь с энергией Гиббса процесса. Уравнение Нернста. Оценка термодинамической возможности или невозможности протекания О–В-реакций из справочных данных по стандартным электродным потенциалам. Ряд напряжений металлов. Диаграммы Латимера. Электролиз. Аккумуляторы, химические источники тока.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ И ПРОСТЕЙШИХ СОЕДИНЕНИЙ

3.1. Классификация неорганических соединений и химических процессов

Основные классы неорганических соединений: металлы – неметаллы; оксиды, кислоты, основания, соли. Классификация по кислотно-основным свойствам: оксиды кислотные, амфотерные, основные, несолеобразующие, оксокислоты (гидроксиды). Номенклатуры неорганических соединений. Типы реакций: кислотно-основные, окислительно-восстановительные, комплексообразования, обменные (переноса атома или групп атомов), присоединения (синтеза), разложения.

3.2. Химия s- и p-элементов

Водород и группа VIIA. Гидриды ионные, ковалентные, металлические. Галогеноводороды HГ. Диспропорционирование галогенов в щелочной среде. Закономерное изменение окислительно-восстановительных свойств G_2 / G^- . Кислородные соединения МГО, МГО₂, МГО₃, МГО₄ как проявление различной ковалентности атомов Г. Отличие химии элементов второго периода ПС от аналогов по группе на примере F.

Группа VIA. Химия кислорода. Вода. Оксиды, пероксиды. Отличие в строении и химии кислорода от химии серы и других халькогенов. Химия

серы в основных степенях окисления (сульфиды, дисульфиды, сульфиты, сульфаты). Диспропорционирование серы в щелочной среде.

Группа VA. Химия соединений азота: аммиак, нитриды; гидразин, гидроксилламин; оксиды азота, азотная кислота, нитраты, нитриты. Отличие химии фосфора от химии азота. Сходство и отличие химии P, As, Sb и Bi. Закономерности изменения кислотно-основных свойств по группе (от N_2O_3 и соответствующей кислоты к Bi_2O_3 и соответствующему гидроксиду) и с изменением степени окисления элемента.

Группа IVA. Строение и свойства простых веществ – алмаз, графит, карбин, фуллерен, изоструктурность Si, Ge, Sn, полиморфизм олова. Неорганическая химия углерода – оксиды, карбонаты и гидрокарбонаты, цианиды, карбиды. Особая роль углерода в химии – органическая химия. Роль особенностей химической связи в свойствах соединений на примере CO_2 и SiO_2 . Особая роль кремния в химии: силикаты, связь их строения с электронной конфигурацией кремния и кислорода. Основные представления о химии Ge, Sn и Pb.

Группа IIIA. Бор – оксид, кислоты, бораты, бориды. Алюминий – оксиды, гидроксиды, алюминаты, алюмосиликаты. Зависимость химических свойств от полиморфной модификации (на примере Al_2O_3).

Группы IA и IIA. Гидриды, оксиды, гидроксиды, пероксиды, галогениды и другие соли. Ионный характер связи.

3.3. Представление о химии d- и f-элементов

Химия подгруппы IIIB. Химия подгруппы Ti. Химия подгруппы V. Химия подгруппы Cr. Сходство и отличия в химии элементов главных и побочных подгрупп. Представление о координационных (комплексных) соединениях: центральный атом, координационное число, лиганды, константы устойчивости. Химия подгруппы Mn. Химия Fe, Co и Ni. Платиновые металлы. Химия Cu, Ag и Au. Химия Zn и Hg. Лантаноиды и актиноиды.

5.3. План семинарских занятий

№	Тема семинарского занятия	Контроль
<i>I семестр</i>		
1	Моль, концентрации	
2–3	Ядро, радиоактивность	
3	Квантовые числа, одноэлектронные частицы	
4	Многоэлектронные атомы	
5	Электронные конфигурации и Периодическая система	T1
6–8	Молекулы – структурные формулы, геометрия	
9	Дипольный момент	
10–11	Химическая связь в кристаллах	M1
12	Первое начало термодинамики, энтальпия	KP1
13	Степени свободы, теплота, теплоемкость	
14	Экзо- и эндотермические процессы, закон Гесса	
15	Цикл Борна – Габера	
16–17	Расчет термодинамических функций реакции	
18–19	Изотерма химического процесса, константа равновесия	
20	Формы выражения константы равновесия, K_p , K_c	T2
21	Изобара химического процесса, принцип Ле Шателье	M2
22	Кислоты, основания	KP2
23–27	pH растворов кислот, оснований и солей	
28–29	Растворимость, произведение растворимости	T3
30–32	Обменные реакции	M3
33–34	Повторение, подготовка к контрольной работе	KP3
<i>II семестр</i>		
1–2	Номенклатура и классификация неорг. соединений	
3–6	Окислительно-восстановительные процессы	T4, M4, KP4
7	Водород, галогены	
8	16-я группа Периодической системы (ПС)	
9	15-я группа ПС	T5
10	14-я группа ПС	M5
11	13, 2 и 1-я группы ПС	KP5
12	3, 4, 5-я группы ПС	
13	6 и 7-я группы ПС	
14	8, 9 и 10-я группы ПС	
15	11 и 12-я группы ПС	M6
16	Повторение, подготовка к КР	KP6

6. Система оценки знаний студента

При прохождении курса степень усвоения отдельных разделов оценивается по системе ИКИ (индивидуальный кумулятивный индекс). Эта система предусматривает выставление баллов за выполнение модульных заданий, компьютерных тестов и контрольных работ. Баллы складываются по двум независимым координатам:

1) модульные задания, компьютерное тестирование, проверочные работы на семинарских занятиях;

2) потоковые контрольные работы.

Итоговую оценку «хорошо» можно получить, набрав в семестре 70 % баллов, «отлично» – 80 % по каждой из двух координат. В иных случаях студент сдает экзамен. Полученная за семестр оценка «хорошо» может быть повышена по результату экзамена.

Темы и сроки проведения промежуточного контроля

Форма контроля	Тема	Баллы	Срок, неделя
<i>I семестр</i>			
Тест 1	Символы и названия элементов	100	3
Задание 1	Строение атомов и молекул	250	5
Контр. раб. 1	Строение атомов и молекул	600	6
Тест 2	Основные понятия термодинамики	100	9
Задание 2	Химическое равновесие и кинетика	200	10
Контр. раб. 2	По теме задания 2	600	11
Тест 3	Основные понятия ионных равновесий	100	14
Задание 3	Ионные равновесия	250	15
Контр. раб. 3	По теме заданий 2 и 3	800	16
<i>II семестр</i>			
Тест 4	Основные понятия О–В-процессов	100	4
Задание 4	О–В-процессы	300	5
Контр. раб. 4	ОВР и номенклатура	600	6
Тест 5	Номенклатура неорганических соединений	100	9
Задание 5	Химия соединений <i>p</i> - и <i>s</i> -элементов	300	10
Контр. раб. 5	Химия соединений <i>p</i> - и <i>s</i> -элементов	600	11
Задание 6	Химия соединений <i>d</i> -элементов	200	15
Контр. раб. 6	По всем темам II семестра	800	16

Максимально возможное количество баллов за тесты и задания в семестре – 1 000, за контрольные работы – 2 000.

Если студент **в срок** выполнит все задания и наберет в сумме не менее **700 баллов** за задания и **1 400 баллов** за контрольные, он получит за семестр оценку «хорошо»; не менее **800 баллов** за задания и **1 600 баллов** за контрольные – «отлично».

Перечень минимальных требований к знаниям и умениям студента
Для получения оценки «удовлетворительно» в I семестре студент должен:

- 1) знать *символы и названия* элементов ПС;
- 2) знать понятия *атомный номер, массовое число, элемент, изотоп*;
- 3) уметь определять состав *ядра* любого *изотопа* и записывать уравнения *процессов радиоактивного распада*;
- 4) уметь записывать *электронные конфигурации* атомов и ионов;
- 5) уметь пользоваться таблицей ПС (владеть понятиями *группа, подгруппа, период, ряд, семейство, аналог*, предсказывать *стехиометрию* высших оксидов, галогенидов);
- 6) уметь определять *ковалентность, степень окисления*, записывать *структурные формулы* и предсказывать *геометрию* неорганических молекул;
- 7) знать основные типы твердых веществ (*ковалентные, ионные, металлические, молекулярные*) и уметь определять тип химической связи (для несложных соединений);
- 8) знать определения основных термодинамических функций: *внутренняя энергия, теплота, работа, теплоемкость, энтропия, энтальпия, энергия Гиббса, константа равновесия*;
- 9) знать и уметь использовать *закон Гесса*;
- 10) уметь рассчитывать *энергию Гиббса реакций* и *константы равновесия* из справочных данных по стандартным термодинамическим функциям образования энтальпии, энтропии;
- 11) уметь рассчитывать из константы равновесия и начального состава равновесный состав и из равновесного состава – константу равновесия;
- 12) знать основные способы выражения *концентрации растворов* (% мас., % мол., моль/л) и уметь производить пересчет из одних единиц в другие;
- 13) уметь производить расчеты по *стехиометрическим уравнениям реакций*;
- 14) знать понятия *кислота и основание по Брёнстеду и Аррениусу*; уметь рассчитывать концентрации ионов и *pH* растворов сильных и слабых кислот и оснований, солей;
- 15) уметь рассчитывать концентрацию ионов в насыщенных растворах из данных по *растворимости* или *ПР* и наоборот;

16) знать основные понятия химической кинетики: *скорость реакции для гомогенных и гетерогенных процессов, константа скорости, простые и сложные реакции, молекулярность, порядок реакции, энергия активации.*

Для получения оценки «удовлетворительно» во II семестре, помимо перечисленных выше 16 требований, студент должен:

17) знать понятия *окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, полуреакции окисления-восстановления, электродный потенциал, гальванический элемент;*

18) уметь определять термодинамическую возможность или невозможность протекания окислительно-восстановительной реакции из *стандартных электродных потенциалов;*

19) уметь уравнивать окислительно-восстановительные реакции;

20) уметь применять *уравнение Нернста;*

21) знать и уметь применять классификацию неорганических соединений;

22) знать номенклатуру неорганических соединений и уметь называть их;

23) знать типичные степени окисления элементов в их соединениях, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства типичных оксидов, гидроксидов, кислородсодержащих кислот;

24) знать и понимать закономерное изменение физических и химических свойств простых веществ и таких простейших соединений, как галогениды, оксиды, гидроксиды (кислородсодержащие кислоты) по подгруппам и периодам Периодической системы.

7. Модульные задания для самостоятельной работы студентов

Модульные задания меняются ежегодно и публикуются в интернете на сайте НГУ.

8. Задачи для решения на семинарах или самостоятельно

8.1. Моль, расчет концентраций

Моль – количество вещества, содержащее столько же структурных единиц (атомов, ионов, молекул), сколько содержится атомов в 12 г изотопа ^{12}C , равное постоянной (числу) Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Некоторые способы выражения концентрации растворов:

а) **массовая доля** – отношение массы растворенного вещества к массе раствора (безразмерная величина);

б) **молярная доля** – отношение количества растворенного вещества (число моль) к общему количеству молей всех компонентов раствора (безразмерная величина);

- в) **моляльность** – количество растворенного вещества (число моль) в 1 кг растворителя (моль/кг);
- г) **молярная концентрация** – это количество молей растворенного вещества в одном литре раствора (моль/л).

Задачи

1. Дайте определение понятию *моль*. Сравните моль H_2 и моль H_2O . Где содержится большая масса? Где содержится больше атомов? Где содержится больше атомов водорода?

2. Сравните 1 г H_2 и 1 г H_2O . Где содержится бóльшая масса? Где содержится больше атомов? Где содержится больше атомов водорода?

3. Сравните 1 М и 1 % мас. водные растворы спирта в воде. Сколько частиц спирта содержится в 1 мл каждого из растворов?

4. Рассчитать:

а) молярность 50 % мас. серной кислоты, плотность раствора которой составляет 1,40 г/см³;

б) какие объемы 96 % кислоты (плотность 1,84 г/см³) и воды требуются для приготовления 10 л 50 % мас. раствора H_2SO_4 .

5. 572 г твердого NaOH растворили в 858 мл воды. Образовалось ровно 1000 мл раствора. Рассчитать:

а) концентрацию этого раствора в % мас., % мол. и моль/л;

б) сколько $NaOH_{(ТВ)}$ (в г) нужно добавить к этому раствору для получения 50 % мас. раствора.

6. К 200 мл воды добавили 100 мл 90 % мас. раствора H_2SO_4 (плотность 1,82 г/мл). Получилось 284 мл раствора. Определить его концентрацию в % мас. и моль/л.

7. На некоторых катерах используются никель-кадмиевые аккумуляторы, в которых в качестве электролита используется 20 % мас. раствор KOH с плотностью 1,19 г/см³. Для изыскательских работ компания «Schlumberger» купила небольшой катер, аккумулятор которого не был заправлен электролитом. Какие объемы 13,45 М раствора KOH ($\rho = 1,51$ г/см³) и дистиллированной воды необходимо взять, чтобы приготовить ровно 3 л 20 % раствора щелочи?

8. В 1 л воды растворили 167 л газообразного хлороводорода (при 1,00 атм. и 298 К). Получилось 909 мл раствора. Найти:

а) концентрацию получившегося раствора соляной кислоты, в моль/л и % мас.;

б) количество ионов в этом растворе, в штуках.

8.2. Стехиометрия, стехиометрические уравнения, газовые законы

Основными законами для идеальных газов, применяемыми в термодинамике, являются закон Бойля – Мариотта, закон Гей-Люссака, закон Шарля и закон Авогадро. Они устанавливают зависимости между основными параметрами газов – давлением, объемом, температурой и молекулярной массой. Эти законы, описывающие процессы в термодинамических системах с одним неизменным и двумя переменными параметрами газа, были объединены учеными Клапейроном и Менделеевым в уравнение, описывающее процессы системы при всех переменных параметрах рабочего тела.

Закон Бойля – Мариотта утверждает, что произведение абсолютного давления газа на его удельный объем в изотермическом процессе (при постоянной температуре) есть величина постоянная:

$$pV = \text{const} \text{ или } p_1V_1 = p_2V_2.$$

Закон Гей-Люссака гласит, что при постоянном давлении (изобарный процесс) удельный объем газообразного вещества (объем постоянной массы газа) изменяется прямо пропорционально изменению абсолютных температур:

$$V_1/V_2 = T_1/T_2, \text{ то есть } V/T = \text{const}.$$

Закон Шарля, который иногда называют вторым законом Гей-Люссака, заключается в том, что при неизменном удельном объеме абсолютные давления газа изменяются прямо пропорционально изменению абсолютных температур:

$$p_1/p_2 = T_1/T_2, \text{ то есть } p/T = \text{const}.$$

Уравнение Менделеева – Клапейрона, описывающее состояние идеального газа:

$$pV = \nu RT,$$

где p – давление (в паскалях или атмосферах); V – объем (в кубических метрах или литрах); ν – количество газа (в молях); T – температура (в Кельвинах); $R = 8,31 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль} = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм/К} \cdot \text{моль}$ – универсальная газовая постоянная.

Задачи

1. 5,6 г металлического железа растворили в избытке хлороводородной кислоты HCl . Рассчитать объем выделившегося водорода при нормальных условиях (н. у.).

2. Сколько элементарной серы S необходимо сжечь для получения 5 л сернистого газа SO_2 при стандартных условиях (ст. у.)?

3. Сколько мл 30 % масс. раствора HCl (плотность $1,15 \text{ г/см}^3$) необходимо для того, чтобы полностью растворить 9,45 г оксида меди (II) – CuO ?

4. 5 М раствор NaOH объемом 2 л был полностью нейтрализован с помощью серной кислоты H_2SO_4 . Полученный раствор упарили. Рассчитайте массу (в граммах) получившегося безводного сульфата натрия Na_2SO_4 .

5. Какой объем будут занимать 100 г водяного пара при 398 К и 1 атм.?

6. Рассчитать объем, который будет занимать один стакан жидкого азота N_2 (140 г), превратившегося в газ при ст. у. Сколько литров воздуха понадобится для получения одного стакана жидкого азота при ст. у. Молярная доля N_2 в воздухе – 80 %.

7. Объемная доля (φ) кислорода в воздухе составляет 20 %. Оцените молярную концентрацию кислорода в атмосфере при н. у. Может ли молярная концентрация углекислого газа в атмосфере превышать 0,05 моль/л при н. у. (ответ обосновать)?

8. До какой температуры нужно изобарически охладить некоторую массу газа с начальной температурой 37 °С, чтобы объем газа уменьшился при этом на одну четверть?

9. В закрытом сосуде находится газ под давлением 200 кПа. Каким станет давление газа, если температуру повысить на 30 %?

10. В кислородной системе, которой оборудован самолет, имеется $2,8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода при давлении $2 \cdot 10^7 \text{ Па}$. При максимальной высоте подъема летчик соединяет с помощью крана эту систему с пустым баллоном объемом $5 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$. Какое давление установится в ней? Процесс расширения газа происходит при постоянной температуре.

8.3. Ядро, радиоактивность

Ядро состоит из нуклонов (протонов и нейтронов), и на него приходится основная масса атома.

Заряд ядра равен количеству протонов, массовое число равно количеству нуклонов.

При ядерных реакциях суммарный заряд и сумма массовых чисел не меняются.

$$\Delta E = \Delta mc^2, c - \text{скорость света } 3 \cdot 10^8 \text{ м/с.}$$

Альфа частица (α) – ядро гелия (${}^4_2\text{He}^{2+}$), которое состоит из двух протонов и двух нейтронов.

Периода полураспада ($\tau_{1/2}$) – время, за которое распадется половина изначального вещества (например, радиоактивного изотопа). Зная время полураспада вещества, количество вещества N , оставшееся в исходном виде через некоторое время t , может быть рассчитано по формуле:

$$N = N_0 \cdot 2^{-\frac{t}{\tau_{1/2}}} = N_0 \cdot e^{-\frac{0.693t}{\tau_{1/2}}},$$

где N_0 – исходное количество вещества.

Классификация процессов радиоактивного распада

Тип, обозначение		Выделяющиеся легкие частицы
Альфа-	α -распад	${}^4_2\text{He}^{2+}$ (α -частицы)
Бета-	β^- -распад	${}_{-1}^0\text{e}$ (электроны или β^- -частицы)
	β^+ -распад	${}_{+1}^0\text{e}^+$ (позитроны или β^+ -частицы)
	β^- -электронный захват	не выделяются

Свойства элементарных частиц

Название, обозначение	Заряд		Масса	
	ед. СГСЕ	Кл	а.е.м.	кг
Протон, p	+1	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	1,00727647	$1,6726485 \cdot 10^{-27}$
Нейтрон, n	0	0	1,00866501	$1,6749543 \cdot 10^{-27}$
Электрон, e	-1	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	0,00054858	$9,109534 \cdot 10^{-31}$
Позитрон, e^+	+1	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	0,00054858	$9,109534 \cdot 10^{-31}$

Задачи

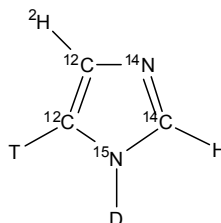
1. Указать количество протонов, нейтронов и электронов в следующих частицах: T^+ , ${}^{33}\text{PH}_3$, ${}^{32}\text{S}^{16}\text{O}_4^{2-}$.

2. Записать символы одноатомных частиц, состоящих из следующего количества протонов, нейтронов и электронов:

Число p	8	22	53
Число n	10	26	74
Число e	10	18	53

3. На рисунке справа приведена структурная формула молекулы 1H-имидазола:

а) для одной молекулы укажите количество протонов, нейтронов и электронов (по отдельности);



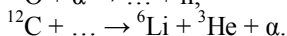
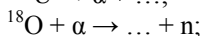
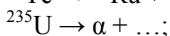
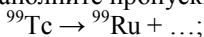
- б) какие из приведенных здесь атомов являются изотопами? Изобарами?
 в) сколько молей атомов дейтерия содержится в 15 г этого вещества?

4. 6,5 кг лития, обогащенного до содержания 50 % ат. изотопом ${}^6\text{Li}$, прореагировало с избытком 100 %-го дейтерия. Сколько (в кг) образовалось дейтерида лития LiD и сколько в нем содержится протонов, нейтронов и электронов?

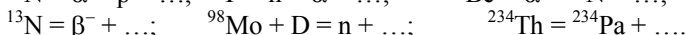
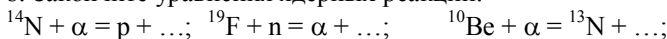
5. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в ионе ${}^{212}\text{Po}^{2+}$? Сколько атомов в 1 мкг ${}^{212}\text{Po}$?

6. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится: в ионе ${}^{31}\text{P}^{16}\text{O}_4^{3-}$; в 0,635 г природной меди (встречается в виде двух изотопов: ${}^{63}\text{Cu}$ и ${}^{65}\text{Cu}$)?

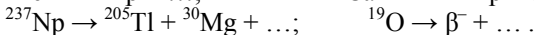
7. Заполните пропуски в реакциях радиоактивного распада и синтеза:



8. Закончите уравнения ядерных реакций:



9. Допишите уравнения ядерных реакций:



10. Определите, какой стабильный изотоп образуется в результате серии актов радиоактивного распада изотопа ${}^{237}\text{Np}$ ($\tau_{1/2} = 2,2 \cdot 10^6$ лет), если в сумме выделяется семь α -частиц и четыре β -частицы. Примерно оцените время, за которое количество изотопа уменьшается в 1000 раз. Почему в коре современной Земли этот изотоп отсутствует?

11. Аргон, находящийся в атмосфере в количестве $\sim 1\%$ и содержащий в основном изотоп ${}^{40}\text{Ar}$, образовался при распаде ${}^{40}\text{K}$ ($\tau_{1/2} = 1,27 \cdot 10^9$ лет):

а) напишите уравнение радиоактивного превращения ${}^{40}\text{K}$ в ${}^{40}\text{Ar}$;

б) оцените возраст образца полевого шпата, в котором отношение количества атомов ${}^{40}\text{Ar}/{}^{40}\text{K} = 0,8$. Считать, что при образовании минерала аргон отсутствовал и не было утечки образующегося аргона из минерала в атмосферу.

12. Самый стабильный изотоп полония ${}^{210}\text{Po}$ является α -излучателем с периодом полураспада 138,4 суток. Какая часть полония (в %) распадается в течение ровно одних суток? Сколько α -частиц (в штуках) за одни сутки выделяет образец, содержащий 0,21 мг ${}^{210}\text{Po}$?

13. Уровень излучения изотопа ^{90}Sr (β^- -излучатель с периодом полураспада 30 лет) превышает допустимый в 30 раз. Запишите уравнение распада; найдите, за какое время уровень снизится до допустимого.

14. Изотоп ^{131}I является одним из самых активных и опасных излучателей после аварий на ядерных реакторах, происходящих с выбросом радиоактивных материалов, как, например, после аварии на АЭС «Фукусима-1». Однако из-за небольшого периода полураспада ($\tau_{1/2} = 8,0$ суток, β^- -распад) его вредное действие продолжается недолго. Рассчитайте, какая часть (в %) этого изотопа останется в результате его распада через 1 сутки? Почему в результате реальных аварий количество этого изотопа в первые несколько дней не уменьшается, а даже несколько увеличивается?

15. Через 414 суток после получения 16 мкг ^{210}Po путем облучения ^{209}Bi нейтронами (напишите уравнение соответствующей реакции) осталось нераспавшимся (напишите уравнение α -распада ^{210}Po) 2 мкг исходного изотопа. Напишите кинетическое уравнение радиоактивного распада, определите время полураспада. Как изменится время полураспада, если перевести металлический полоний-210 в водный раствор $^{210}\text{PoCl}_2$?

16. Изотоп ^{63}Ni β -радиоактивен с периодом полураспада 100 лет:

а) запишите уравнение распада этого изотопа;

б) запишите кинетическое уравнение радиоактивного распада, найдите константу скорости;

в) какое количество первоначальной навески в 8,00 мкг изотопа останется нераспавшимся через 300 лет? Сколько β -частиц за 1 секунду излучает эта нераспавшаяся часть изотопа?

17. В закрытом стеклянном сосуде находится смесь 80 г $^{12}\text{C}^{14}\text{O}_2$ и 0,7 г $^{38}\text{S}^{16}\text{O}_2$. Для содержимого сосуда

а) рассчитайте количество атомов и молекул;

б) рассчитайте количество протонов, нейтронов и электронов;

в) рассчитайте количество полярных и неполярных молекул;

г) запишите реакцию β^+ распада ядра ^{14}O ;

д) вычислите, через какое время в сосуде останется 2,5 г $^{12}\text{C}^{14}\text{O}_2$ (период полураспада изотопа ^{14}O составляет 72 секунды);

е) вычислите, сколько граммов $^{38}\text{S}^{16}\text{O}_2$ останется в сосуде по прошествии того же времени (период полураспада изотопа ^{38}S равен 150 минут).

18. Рассчитайте дефект масс (в граммах), а также энергию (в кДж и МэВ), выделяющуюся при образовании одного грамма трития из протонов и нейтронов. Массы частиц трития, протона и нейтрона составляют 3,01605, 1,00728 и 1,00866 а. е. м. соответственно.

19. Атомные массы дейтерия и гелия равны 2,0141 и 4,0026 а. е. м. соответственно. Энергия связи молекулы водорода $\text{D}(\text{H}_2) = 432$ кДж/моль.

Сколько выделяется (или поглощается) энергии в реакциях: $2D = He$ и $2D = D_2$?

8.4. Изотопы, изотопный состав

Задачи

1. Напишите определения для таких понятий, как *изотопы* и *изобары*. Для частицы ^{14}C приведите по два примера изотопов и изобар.

2. Почему относительная атомная масса элемента алюминия равна с хорошей точностью 27 ровно, а хлора – 35,5, что значительно отличается от целочисленного значения?

3. Природная *медь* состоит из двух изотопов – ^{63}Cu и ^{65}Cu . Оцените относительное содержание изотопов в % мол.

4. Относительная атомная масса таллия равна 204,3. Известно, что в природе таллий представлен двумя стабильными изотопами с атомными массами 203 и 205. Найдите их процентное содержание.

5. Для благородного газа неона известны три стабильных изотопа: ^{20}Ne , ^{21}Ne и ^{22}Ne . Природное содержание изотопа ^{21}Ne составляет всего 0,37 % от общего количества неона в природе. Исходя из значения атомной массы неона в Периодической таблице им. Д. И. Менделеева, определите природное содержание изотопов ^{20}Ne и ^{22}Ne .

6. Сверхтяжелый элемент из островка стабильности $_{130}Э$ имеет три изотопа с массовыми числами 320, 330 и 340, распространенность которых 10, 50 и 40 % ат. соответственно. Определите среднюю атомную массу элемента в г/моль.

7. Природный бром состоит из двух изотопов – ^{79}Br и ^{81}Br – с относительным содержанием каждого примерно 50 % мол. Очевидно, что при образовании молекул Br_2 возможно получить молекулы с разной массой. Сколько типов различных молекул Br_2 можно получить и какое их количество (в молях) содержится в 160 г молекулярного брома?

8. Средняя молекулярная масса смеси газообразного протия и дейтерия равна 3,0 г/моль. Найдите содержание дейтерия в смеси в % масс. и % мол. (считать молярные массы 1H и 2H равными 1,0 и 2,0 г/моль соответственно). Из каких молекул состоит смесь?

8.5. Квантовые числа, одноэлектронные частицы

Главное квантовое число n – целое, положительное, изменяется от 1 до бесконечности, определяет энергию электрона в атоме.

Орбитальное (побочное, азимутальное) квантовое число ℓ – целое, неотрицательное, задает момент импульса электрона в атоме и форму электронного облака. Разрешенные значения $0 \leq \ell \leq n - 1$.

Магнитное квантовое число m_l – целое, определяет ориентацию момента импульса электрона, связано с вращением электрона вокруг ядра и магнитными свойствами электрона. **Разрешенные значения** $-\ell \leq m_l \leq \ell$; m_l пробегает $2\ell + 1$ значений.

Спиновое квантовое число m_s характеризует вращение электрона вокруг собственной оси, имеет два значения: $+1/2$ или $-1/2$.

Энергия электрона в одноэлектронной частице (E_n , эВ) может быть рассчитана по уравнению:

$E_n = -Z^2 C/n^2$, где Z – заряд ядра; C – константа, равная 13,6 эВ, n – главное квантовое число.

Задачи

1. Дайте определение основного и возбужденного состояния. Сколько основных состояний имеется для атома Н? Сколько возбужденных? Совпадают ли волновые функции (атомные орбитали) для основного состояния атома Н и иона He^+ ?

2. Почему p -орбиталей в каждом электронном слое три, а d -орбиталей – пять? Дайте определение p - и d -элементам (или хотя бы укажите их).

3. Сколько и каких разрешенных состояний электрона в атоме имеется для перечисленных наборов квантовых чисел ($n; l; m_l; m_s$):
(1; 0; 0; $+1/2$); (2; ...; ...; $+1/2$); (3; ...; 2; ...); (2010; 2009; 2008; ...); (...; 0; 0; $-1/2$)?

4. Какую энергию надо затратить, чтобы оторвать электрон у атома Н? У атома дейтерия?

5. Рассчитайте и сравните энергии $1s$ электрона в частицах Н и Be^{3+} .

6. Рассчитайте длину волны фотона, излученного частицей Li^{2+} при переходе электрона из состояния $5p$ в состояние $3s$.

7. Определите цвет фотона, испущенного при процессе присоединения ядром гелия электрона на орбиталь $3d$.

8. Электрон в частице Be^{3+} из возбужденного $4p$ -состояния перешел в состояние $3s$. Энергия, выделившаяся при этом в виде кванта, была поглощена атомом водорода, находящимся в основном состоянии. На какой максимально возможный уровень может перейти электрон в атоме водорода?

9. В частице Li^{2+} произошел электронный переход из состояния (3, 2, 0, $+1/2$) в состояние (2, 1, 0, $+1/2$). Рассчитайте изменение энергии частицы (эВ или кДж/моль).

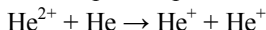
10. В атоме He^+ при переходе электрона с орбитали со значением $n = 5$ на орбиталь с неизвестным значением $n = n_x$ выделилось 3,87 эВ. Определите номер n_x .

11. Рассчитайте изменение энергии в реакциях:

- а) $\text{He}^+(1s) + \text{H}^+ = \text{He}^{2+} + \text{H}(1s)$;
 б) $\text{He}^+(3s) + \text{H}^+ = \text{He}^{2+} + \text{H}(1s)$;
 в) $\text{He}^+(1s) + \text{Li}^{3+} = \text{He}^{2+} + \text{Li}^{2+}(2s)$;
 г) $\text{He}^+(3d) + \text{Be}^{3+}(2s) = \text{He}^{2+}(2s) + \text{Be}^{3+}(3d) + 1e$.

Постройте энергетические диаграммы. Выделяется или поглощается энергия в этих реакциях?

12. Рассчитайте изменение энергии в реакции



(все частицы находятся в основном состоянии). Первый потенциал ионизации атома гелия $I_1(\text{He}) = 24,59$ эВ. Постройте энергетическую диаграмму. Выделяется или поглощается энергия в этой реакции? Могут ли образоваться в этой реакции возбужденные ионы гелия (если да, то в каком состоянии)?

8.6. Многоэлектронные атомы. Электронная конфигурация и Периодическая система

Принцип наименьшей энергии: заселение атомных орбиталей электронами начинается с орбитали, имеющей самую низкую энергию (1s), затем последовательно, по мере повышения их энергии, заполняются остальные орбитали.

Принцип Паули: на одной атомной орбитали может размещаться не более двух электронов с разными спинowymi числами.

Правило Хунда: заселение атомных орбиталей электронами происходит таким образом, чтобы при выполнении принципов минимума энергии и Паули суммарный спин атома был максимальным. Правило Хунда справедливо только для основного состояния частиц и может нарушаться для возбужденных состояний.

Правило Клечковского: энергия атомных орбиталей для нейтральных многоэлектронных атомов в основном состоянии возрастает в порядке увеличения суммы $n + \ell$, а при одном и том же значении этой суммы ниже располагаются уровни с меньшим n , энергия орбиталей возрастает в последовательности: $1s - 2s - 2p - 3s - 3p - 4s - 3d - 4p - 5s - 4d - 5p - 6s - 4f - 5d - 6p - 7s - 5f - 6d - 7p$.

Свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений **находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.**

Задачи

1. Какие из правил, относящихся к заполнению электронных конфигураций атомов и ионов, справедливы для любых состояний: основных и возбужденных? Сформулируйте их.

2. Напишите определение понятий *потенциал ионизации, сродство к электрону, орбитальный радиус, ионный радиус*. По каким причинам (укажите кратко и четко) наблюдаются следующие закономерные изменения:

- а) уменьшение потенциалов ионизации атомов в группе VIA от O к Po;
- б) увеличение ионного радиуса изоэлектронных частиц в периоде от Mg^{2+} к P^{3-} ;
- в) уменьшение орбитального радиуса по подгруппам ПС элементов снизу вверх?

3. Расположите атомы элементов S, O, Si и P в порядке увеличения потенциала ионизации. Ответ поясните.

4. Расположите в порядке возрастания орбитальных радиусов O, O^+ , O^- и O^{2-} (ответ обоснуйте).

5. Для каждой пары выберите ту частицу, потенциал ионизации которой должен быть больше, и объясните почему: Cl или S; Ne или Xe; Ca или Ca^+ .

6. Расположите в порядке увеличения сродства к электрону следующие частицы: O^{2-} , Na^+ , Ne, F^- . Ответ аргументируйте.

7. Приведите электронные конфигурации As^- , Tb и Tb^{4+} (в виде краткой записи), определите число неспаренных электронов. Нарушаются ли для основных состояний этих частиц правило Хунда, правило Клечковского (правило $n + l$)?

8. Приведите электронные конфигурации для частиц Fe, Co, Ti^{3+} и Se^- в виде полной записи и схемы квантовых ячеек валентных уровней.

9. Запишите в сокращенной форме электронную конфигурацию частиц: S^- ; I; Te^{2+} , O^- ; As; Er^{3+} . Определите число неспаренных электронов.

10. Требуется:

а) записать электронные конфигурации в краткой и полной форме для следующих частиц: F, V, V^{3+} , Sb, I^- , Pb^{2+} .

б) определить, каким атомам соответствуют следующие электронные конфигурации: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$, $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5 4p^1$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$, $[\text{Xe}] 6s^2$. Для последнего атома привести два примера изоэлектронных ему частиц.

в) для последнего электрона атома ^{15}N привести набор квантовых чисел.

11. Приведите электронную конфигурацию следующих частиц: Sr, Si^{2-} , Y, Ce, Fe^{2+} , Cr^{2+} . Какой из законов квантовой механики применим как к основному, так и возбужденному состояниям атома?

12. Приведите:

а) электронные конфигурации Cl, Cl^+ , Cl^- , Sc^{3+} в виде символической записи и валентные электроны в виде схемы заполнения квантовых ячеек;

б) электронную конфигурацию атома Cl (схема квантовых ячеек) в состоянии с ковалентностью равной 5;

в) пример не менее двух частиц (катиона и аниона), имеющих такую же электронную конфигурацию, как и атом Ag.

13. Исходя из электронной конфигурации, укажите какую ковалентность в соединениях может проявлять атом серы? Приведите пример электронной конфигурации S с ковалентностью 4. Какова должна быть стехиометрия фторидов, оксидов и гидридов серы?

14. Пользуясь знаниями о порядке заполнения орбиталей электронами, укажите чему равна ковалентность атомов углерода C и фосфора P в основном и возбужденном состояниях.

15. Сравните типичные ковалентности O и S. Почему они отличаются для представителей одной подгруппы Периодической системы?

16. Приведите примеры сульфида s-элемента 3-го периода; хлорида p-элемента 4-го периода; оксида d-элемента 5-го периода; фторида f-элемента 6-го периода.

17. Какова должна быть стехиометрия фторидов и оксидов мышьяка? Ответ поясните исходя из его электронной конфигурации.

18. Для элементов 3-го периода напишите формулы высших оксидов, фторидов и соединений с водородом.

8.7. Химическая связь, структурные формулы, геометрия молекул, дипольный момент

Стерическое число (СЧ) – сумма расположенных вокруг атома количества заместителей и неподеленных пар.

Координационное число (КЧ) – количество ближайших к выделенному атому соседних атомов. Для частиц с ковалентными связями КЧ равно числу σ -связей.

Геометрия частиц по Гиллеспи

СЧ	Тип	Расположение ЭП	Геометрия частицы	Идеальные валентные углы	Примеры
2	AX_2E_0	Линейное	Линейная	180°	BeF_2 , CO_2
3	AX_3E_0	Треугольное	Треугольная	120°	BF_3 , SO_3
	AX_2E_1		Угловая	120°	$SnCl_2$, SO_2
4	AX_4E_0	Тетраэдрическое	Тетраэдрическая	109°	CH_4 , SO_4^{2-}
	AX_3E_1		Пирамидальная	109°	H_3O^+ , SO_3^{2-}
	AX_2E_2		Угловая	109°	H_2O , ClO_2^-

5	AX_5E_0	По ТБП	ТБП	$90^\circ (6)^*$, $120^\circ (3)$, $180^\circ (1)$	PF_5 , SiF_5^-
	AX_4E_1		Искаженная тетраэдрическая («ходули»)	$90^\circ (4)$, $120^\circ (1)$, $180^\circ (1)$	SF_4 , $IOCl_3$
	AX_3E_2		«Т»-образная	$90^\circ (2)$, $180^\circ (1)$	ClF_3 , $XeOF_2$
	AX_2E_3		Линейная	180°	ICl_2^- , XeF_2
6	AX_6E_0	Октаэдрическое	Октаэдрическая	$90^\circ (12)$, $180^\circ (3)$	SF_6 , PCl_6^-
	AX_5E_1		Квадратная пирамида	$90^\circ (8)$, $180^\circ (2)$	ClF_5 , $TeCl_5^-$
	AX_4E_2		Квадрат	$90^\circ (4)$, $180^\circ (2)$	ICl_4^- , XeF_4

* В скобках указано количество таких углов в частице.

Задачи

1. Дайте определение понятиям: *молекула, центральный атом, терминальный (концевой) атом, ковалентность, координационное число, стерическое число, валентный угол*. Электронное строение каких атомов – центральных или концевых – определяет геометрию молекул и почему?

2. На каких предположениях основан метод определения геометрии молекул по Гиллеспи? Может ли молекула содержать более одного центрального атома?

3. Дайте определение понятиям: *электроотрицательность, энергия связи, степень окисления*. Нарисуйте структурные формулы ортофосфорной (H_3PO_4), фосфористой (H_3PO_3) и фосфорноватистой (H_3PO_2) кислот.

4. Изобразите структурные формулы следующих соединений: NH_3 , HNO_2 , HCN , укажите тип гибридизации атома азота. В каких соединениях у атома азота есть неподеленная электронная пара?

5. Используя метод отталкивания электронных пар (Гиллеспи – Найхольма), определите и изобразите геометрию следующих частиц: а) $SOCl_2$; б) ICl_2^- ; в) NF_2^+ .

6. Для частиц BrF_3 , SnO_3^{2-} , NH_4^+ , PBr_5 , BrO_3^- укажите:

а) центральный атом, его стерическое число и ковалентность;

б) структурные формулы, степень окисления атомов;

в) обоснованную геометрию (СЧ ЦА, название формы частицы, величину валентных углов);

г) обладают ли молекулы BrF_3 и PBr_5 дипольным моментом?

7. а) Для SeF_6 , AsF_5 , TeO_2 и TeO_3^{2-} определите: степени окисления, ковалентности и СЧ ЦА; изобразите структурные формулы, предложите геометрию частиц (включая название соответствующей геометрической фигуры и величины валентных углов).

б) Имеются ли постоянные дипольные моменты у молекул AsF_5 и TeO_2 ? Ответ обоснуйте.

8. Для молекул SO_2 , ICl_3 , ICl_5 , Cl_2O_7 , POCl_3 и иона CO_3^{2-} :

а) определите центральный атом и его ковалентность, степень окисления, координационное число, количество неподеленных электронных пар и стерическое число;

б) определите геометрию расположения электронных пар, геометрию молекулы и изобразите структурную формулу;

в) определите наличие / отсутствие дипольного момента для нейтральных молекул.

9. Для частиц BrF_4^- , BrF_5 и BrF_6^- определите степень окисления, ковалентность и координационное число всех атомов, стерическое число центрального атома, приведите значения валентных углов и название геометрии частиц, а также нарисуйте структурные формулы. Обоснуйте наличие / отсутствие дипольного момента у частиц: BrF , BrF_3 , BrF_5 , BrF_7 .

10. Приведите не менее трех примеров молекул / ионов AB_3 , имеющих различную геометрическую форму. Опишите геометрию этих молекул: СЧ ЦА, форма, величина валентных углов. Обоснуйте наличие / отсутствие у них дипольного момента.

11. Напишите структурные формулы и обоснуйте геометрию частиц:

а) CO_3^{2-} ; б) SiO_4^{4-} ; в) SO_3^{2-} ; г) $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$; д) HSO_4^{2-} ;
е) ClO_2^- ; ж) ClO_3^- ; з) SO_3 ; и) SO_2 .

Одинаковы ли (и почему) межатомные расстояния $\text{C}-\text{O}$ в карбонат-анионе? Обладают или нет частицы (и) и (з) дипольным моментом? Обоснуйте ответ.

12. Нарисуйте структурные формулы и определите геометрию следующих частиц (с указанием СЧ ЦА и величины валентных углов): SF_4Cl_2 , $\text{SF}_2\text{Cl}_2\text{Br}_2$, PBr_3Cl_2 , CH_2Cl_2 . Из всех возможных изомеров выберите те, которые не обладают дипольным моментом.

13. Имеется ли постоянный дипольный момент у молекул SeF_6 , SeClF_5 , SeCl_2F_4 и CH_2Cl_2 ? Обоснуйте ответ.

8.8. Химическая связь в кристаллах

Выделяют пять типов взаимодействий, объединяющих частицы в конденсированное состояние и удерживающих их в нем: **ковалентные, ионные, межмолекулярные, водородные и металлические** (последние четыре объединяют термином *нековалентные взаимодействия*).

Задачи

1. Перечислите типы химической связи в веществах в конденсированном состоянии. Какие из них прочные, какие нет? Какие из них направленные? Почему для ионных (состоящих из одноатомных ионов) и металлических веществ характерны высокие координационные числа (6; 8; 12), а для ковалентных (алмаз, кремний) низкие?

2. Почему (с точки зрения химической связи) алмаз твердый, но хрупкий; металлы пластичны; метан газообразен при н. у.?

3. Отличаются ли ковалентные связи внутри молекул и внутри кристаллов, если да, то чем? Чем отличаются ковалентные связи внутри молекул в молекулярных кристаллах и межмолекулярные взаимодействия?

4. Бромат калия (KBrO_3) – твердое при н. у. вещество, озон (O_3) – газ. Перечислите все типы химических связей в кристаллических O_3 и KBrO_3 . К какому типу кристаллов относятся эти твердые вещества: гомо- или гетеродесмическому?

5. Какие связи существуют в кристаллах поваренной соли NaCl и сахара (сахароза, состав описывается формулой $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)? К какому типу кристаллов – гомо- или гетеродесмическому они относятся?

6. Укажите, какие типы химических связей присутствуют в следующих веществах в кристаллическом состоянии: угарный газ (CO), синильная кислота (HCN), метанол (CH_3OH), доломит ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$), селенид кадмия (CdSe), свинец, радон. Отметьте, какие из этих кристаллов являются гетеродесмическими. Какое координационное число (КЧ) у атомов углерода в первых четырех кристаллах? Известно, что CdSe обладает структурой вюрцита.

7. Определить типы связи, степени окисления, ковалентности, координационные (КЧ) и стериические (СЧ) числа атомов для следующих веществ: С (графит); CO_2 (газ); Si (тв., имеет структуру типа алмаза); SiO_2 (тв., кварц); H_2SeO_4 (газ); Au (тв., имеет КЧ = 12).

8. Для следующих веществ в твердом состоянии определите тип кристаллической решетки и виды химических связей внутри кристалла: кварц (SiO_2), Cu_3Al , NaHCO_3 , графит, I_2 , H_2O , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, Кг.

Какое из приведенных веществ будет характеризоваться максимальной, а какое минимальной температурой плавления?

9. а) Определите типы химических связей в следующих кристаллах: CO ($T_{\text{кип.}} = -191^\circ\text{C}$); CO_2 ($T_{\text{возг.}} = -78^\circ\text{C}$); Au; Ar; NaF ($T_{\text{пл.}} = 997^\circ\text{C}$); GeO_2 (изоструктурен кварцу, $T_{\text{пл.}} = 1116^\circ\text{C}$).

б) Какие дополнительные связи появляются в кристалле CO_2 по сравнению с газообразным состоянием? Гомодесмичны или гетеродесмичны CO_2 и GeO_2 ?

10. а) Почему в ряду CH_4 , SiH_4 , GeH_4 , SnH_4 температуры плавления и кипения растут?

б) Какие условия называются нормальными (н. у.)? Почему H_2O при н. у. жидкость, а H_2S – газ?

11. Почему C, Si, Ge образуют кристаллические решетки типа алмаза, изоструктурные с их аналогом по группе IVA углеродом, с КЧ = 4, а Li, Na, K – с КЧ = 8, изоструктурные с элементами других групп – Ba, Eu, V, $\alpha\text{-Fe}$?

12. Определите гомо / гетеродесмичность: металлического магния; алмаза; графита; NaF (имеет структуру типа NaCl); кварца SiO_2 .

13. Почему углерод, в отличие от кремния и германия, в твердом состоянии образует, помимо структуры типа алмаза, и другие кристаллические решетки, например, графит?

14. Почему CO_2 – газ, а SiO_2 – кварц, твердое тугоплавкое вещество?

15. Почему карбонат-ион – плоский, а силикат-ион – тетраэдрический? Почему в минералах кремнекислородные тетраэдры соединяются вершинами, а не ребрами или гранями?

16. За открытие графена (представляет собой отдельные графитовые монослои) наши соотечественники А. Гейм и К. Новоселов удостоены Нобелевской премии 2010 г. Какую гибридизацию имеют атомы углерода в графене, чем отличаются объединяющие их взаимодействия (связи) от таковых в графите?

8.9. Первое и второе начала термодинамики, теплота, теплоемкость, степени свободы, энтальпия, энтропия

Первое начало термодинамики: изменение внутренней энергии системы определяют как разность между теплотой процесса Q и совершаемой работой W : $\Delta U = Q - W$; $\delta W = p \cdot dV$ (работа по расширению газа). При возвращении системы в исходное состояние (завершение термодинамического цикла) $\Delta U = 0$ и $Q = W$. Внутренняя энергия – это функция системы, ее значение не зависит от пути достижения какого-либо состояния системы.

В изохорном процессе ($V = \text{const}$): $W = 0$, $Q_V = \Delta U$.

В изобарном процессе ($P = \text{const}$): $Q_P = \Delta U + p \cdot \Delta V$.

Энтальпия (H) – термодинамическая функция; $H = U + p \cdot V$. Изменение энтальпии при изобарном процессе: $\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V = Q_P$.

Теплоемкость (c) – это количество теплоты δQ , поглощаемое телом при его нагревании на dT , $c = \delta Q / dT$.

$c_V = dU/dT$. $c_P = dH/dT = c_V + d(P \cdot V)/dT$.

Для 1 моля идеального газа $c_P = c_V + R$.

При независимости теплоемкостей от температуры $\Delta U = c_V \cdot (T_{\text{конечн.}} - T_{\text{начальн.}})$; $\Delta H = c_P \cdot (T_{\text{конечн.}} - T_{\text{начальн.}})$.

Энтропия системы (S) – степень количества термодинамических состояний: $S = R \cdot \ln \Omega$, где Ω – количество термодинамических состояний. $\Delta S = R \cdot \ln(\Omega_{\text{конечн.}} - \Omega_{\text{начальн.}})$.

Второе начало термодинамики: $dS \geq \delta Q/T$. Для равновесных процессов $dS = \delta Q/T$. $\Delta S = \Delta c_p \cdot \ln(T_{\text{конечн.}}/T_{\text{начальн.}})$.

Степени свободы (ст. св.) частицы в газе в зависимости от геометрии (линейная/нелинейная) и числа атомов (n);
 k – константа Больцмана, $k = 1,38 \times 10^{-23}$ Дж/К

Вид движения частиц	Где присутствует	$T_{\text{возбуждения}}$	Величина на одну ст. св.	Число ст. св. на частицу
Поступательный	Газ	≈ 1 К	$kT/2$	3
Вращательный	Газ, жидкость	≈ 50 К	$kT/2$	нелинейные 3; линейные 2
Колебательный	Газ, жидкость, твердое тело	≈ 500 К	kT	нелинейные $3n - 6$; линейные $3n - 5$

Задачи

1. Какие из перечисленных функций являются функциями состояния: *энтальпия, энтропия, внутренняя энергия, теплота, работа*?

2. Приведите определения (где возможно – в виде уравнений, расшифровав обозначения) для следующих понятий: *теплоемкость; энтальпия; внутренняя энергия; энергия Гиббса; энтропия реакции; энтальпия образования*.

3. Определите, сколько и каких степеней свобод имеется в газообразном состоянии у Hg; F₂; CO₂; SO₂. Рассчитайте изохорную теплоемкость для газообразной ртути, сравните с табличным значением (учтите, что в справочнике приводится обычно изобарная теплоемкость).

4. Приведите определения изобарной (c_p) и изохорной (c_v) теплоемкости. Как они связаны между собой для газов? Для конденсированных веществ? Объясните различие величин изобарной теплоемкости для газообразной и жидкой ртути.

5. Для изобарного нагрева 9,2 г газообразного NO₂ от 150 до 175 °С понадобилось 208 Дж тепла, в то время как на нагрев от 525 до 575 °С было затрачено 578 Дж. Оцените количество размороженных колебательных степеней свобод газа для каждого температурного диапазона.

6. Оцените молярную изобарную теплоемкость двухатомного идеального газа, сравните с табличными значениями для H_2 , O_2 , N_2 , $\text{I}_{2(\text{газ})}$, $\text{I}_{2(\text{тв.})}$, поясните совпадения и различия. Для молекулы I_2 при 298 К оцените степень возбуждения колебательной степени свободы и долю тепловой (поступательной, вращательной и колебательной) энергии в общей внутренней энергии.

7. Известны энергии (потенциалы) ионизации $I(\text{H}) = 1312$ кДж/моль; $I(\text{F}) = 1681$ кДж/моль; энергии сродства к электрону $A(\text{H}) = -73$ кДж/моль; $A(\text{F}) = -333$ кДж/моль и энергии связи молекул HF , F_2 и H_2 : $D(\text{HF}) = 566$ кДж/моль, $D(\text{F}_2) = 159$ кДж/моль, $D(\text{H}_2) = 436$ кДж/моль, $T = 0$ К:

а) найдите изменение энергии процесса $\text{HF} = \text{H}^+ + \text{F}^-$;

б) изобразите на энергетической диаграмме состояния, включающие частицы $2\text{H} + 2\text{F}$; 2HF ; $\text{H}_2 + \text{F}_2$; $2\text{H}^+ + 2\text{F}^-$; $2\text{H}^+ + 2\text{F}^-$; обозначьте энергии всех состояний.

8. Для реакции $\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{I}_{2(\text{тв.})} = 2\text{HI}_{(\text{газ})}$:

а) изобразите энергетическую диаграмму;

б) рассчитайте изменение энергии химических связей $\Delta_r E_{\text{ХС}}$ и стандартную энтальпию реакции при 298 К $\Delta_r H^\circ_{298}$; $D(\text{H}_2) = 436$ кДж/моль, $D(\text{I}_2) = 151$ кДж/моль, $D(\text{HI}) = 298$ кДж/моль, $T = 0$ К;

в) объясните, почему изменение энергии химических связей не равно стандартной энтальпии реакции.

9. Энергия диссоциации молекулы O_2 (считать не зависящей от температуры) равна 499 кДж/моль, потенциал ионизации и сродство к электрону атома кислорода равны 1314 и -42 кДж/моль соответственно:

а) найдите полную внутреннюю энергию 1 моль $\text{O}_{2(\text{газ})}$ при 300 К (колебания не возбуждены) и 2 моль атомарного $\text{O}_{(\text{газ})}$ при 300 К;

б) рассчитайте изменение энергии процесса $\text{O}_2 = \text{O}^+ + \text{O}^-$;

в) изобразите энергетическую диаграмму (уровни $\text{O}_{2(\text{газ})}$ при 0 и 300 К, $\text{O}_{(\text{газ})}$ при 0 и 300 К). За ноль принять уровень $\text{O}_{(\text{газ})}$ при 0 К.

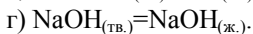
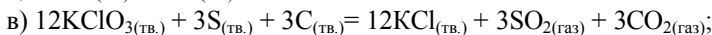
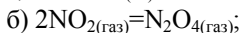
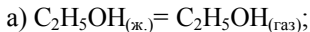
10. Найдите изменение энтропии 1 моль газообразного водорода H_2 при изобарном переходе из состояния ($T_1 = 300$ К, $P_1 = 1$ атм.) в состояние ($T_2 = 349$ К). Колебательные степени свободы считать «замороженными».

11. Найдите изменение энтальпии и энтропии 224 м^3 воздуха (считать воздух смесью из 20 % об. O_2 и 80 % об. N_2) при изобарном (1 атм.) охлаждении от 273 К до 136,5 К? Колебательные степени свободы считать не возбужденными.

12. Рассчитайте в первом приближении изменение энтропии для процесса: 1 моль H_2O (тв., 77 К) \rightarrow 1 моль H_2O (газ, 450 К) при давлении 1 атм. Известно, что $C_p^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{тв.})}) = 38$, $C_p^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}) = 75,3$, $C_p^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}) = 33,6$. $S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{тв.})}) = 39,3$, $S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}) = 70$, $S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}) = 188,7$, все в Дж/(К·моль).

13. На какую величину изменится энтропия воды при изобарном (1 атм.) превращении 100 г воды, жидкой при 298 К, в пар при 398 К? Для расчета энтропии испарения достаточно нулевого приближения. Во сколько раз изменится при таком превращении количество микросостояний одной молекулы воды? Воспользоваться данными из предыдущей задачи.

14. Качественно оцените знак изменения энтропии реакции ($\Delta_r S > 0$, $\Delta_r S < 0$) для следующих процессов:



8.10. Экзо- и эндотермические процессы, тепловой эффект реакции

Экзотермический процесс сопровождается потерей тепла (выделением тепла): $Q < 0$.

Эндотермический процесс сопровождается поглощением тепла: $Q > 0$.

При **изохорном процессе** $Q_V = \Delta U$; при **изобарном процессе** $Q_P = \Delta H$.

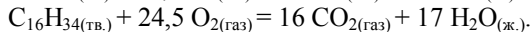
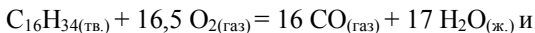
Расчет теплового эффекта по закону Гесса: если некоторый процесс А является суммой (разностью) процессов Б и В, то тепловой эффект процесса А будет суммой (разностью) тепловых эффектов процессов Б и В.

Задачи

1. Сформулируйте закон Гесса. Для каких процессов он применим? Как связаны между собой изохорный и изобарный тепловые эффекты?

2. При сгорании угля при температуре 727 °С выделилось $1,97 \cdot 10^{12}$ Дж тепла. Сколько килограммов угля сожгли по реакции $C_{(графит)} + O_{2(газ)} = CO_{2(газ)}$, если стандартная теплота образования газообразного CO_2 равна $-393,5$ кДж/моль, а тепловой эффект реакции можно считать не зависящим от температуры?

3. При сжигании гексадекана $C_{16}H_{34}$ в недостатке кислорода помимо продуктов полного окисления, а именно CO_2 и H_2O , образовался продукт неполного окисления СО. Иными словами, реакция шла по двум маршрутам одновременно:



В стандартных условиях при сжигании 113 г гексадекана выделилось суммарно 4 902 кДж тепла. Рассчитайте долю гексадекана, сгоревшего с образованием $CO_{(газ)}$. Стандартные теплоты образования $C_{16}H_{34(тв.)}$, $CO_{(газ)}$, $CO_{2(газ)}$ и $H_2O_{(ж.)}$ равны -448 , -110 , -393 и -286 кДж/моль соответственно.

4. Какое минимально возможное количество углерода нужно сжечь (до $\text{CO}_{2(\text{газ})}$) для расплавления 1 кг свинца Pb из исходного состояния при 25 °С? $T_{\text{пл.}}(\text{Pb}) = 601 \text{ K}$. Воспользуйтесь справочными данными.

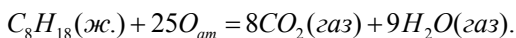
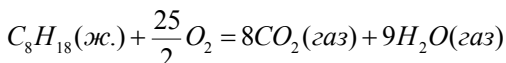
5. Какое минимально количество метилового спирта CH_3OH (в г) необходимо сжечь до $\text{CO}_{2(\text{газ})}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$ для того, чтобы растопить 1 кг льда при температуре 0 °С и нагреть полученную воду до 90 °С? Воспользуйтесь справочными данными.

6. Какое минимальное количество метана CH_4 (в г) нужно сжечь (до $\text{CO}_{2(\text{газ})}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$ при 298 K), чтобы нагреть от 0 до 100 °С (довести до кипения) 1,8 л жидкой воды? Теплоемкость воды не зависит от T и равна $c_p(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}) = 75,3 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$.

	$\text{CH}_{4(\text{газ})}$	$\text{O}_{2(\text{газ})}$	$\text{CO}_{2(\text{газ})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$
$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	-74,9	0	-393,5	-285,8	-241,8

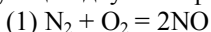
7. Рассчитайте минимальное количество пропана (в л при н. у.), которое необходимо сжечь для нагрева 2 л жидкой воды от 20 до 100 °С. Считать, что пропан сгорает по реакции $\text{C}_3\text{H}_{8(\text{газ})} + 5\text{O}_{2(\text{газ})} = 3\text{CO}_{2(\text{газ})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$ при 298 K и стандартных состояниях всех веществ. В расчетах ограничиться нулевым приближением. Воспользоваться справочными данными.

8. Одним из преимуществ установки системы NOS (nitrous oxide system) на автомобиль является более эффективное сгорание топлива в атомарном кислороде, образующемся при разложении оксида азота(I): $\text{N}_2\text{O}_{(\text{газ})} \rightarrow \text{N}_{2(\text{газ})} + \text{O}_{\text{ат.}}$. Оцените увеличение теплового эффекта сгорания полного бака топлива ($V = 50 \text{ л}$) в атомарном кислороде по сравнению с молекулярным ($T = 298 \text{ K}$). В качестве топлива используйте изоктан C_8H_{18} ($\rho = 0,7 \text{ г/см}^3$, $M_r = 114 \text{ г/моль}$):



	$\text{C}_8\text{H}_{18(\text{ж.})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$	$\text{CO}_{2(\text{газ})}$	$\text{O}_{2(\text{газ})}$	$\text{O}_{\text{ат.}}$
$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	-257	-242	-394	0	249
S_{298}^0 , Дж/(К·моль)	361	467	214	205	161

9. Для следующих двух газозафазных реакций:



сопоставьте стандартные тепловые эффекты, рассчитанные из данных

а) об энергиях химических связей и б) о теплотах образования.

	N _{2(газ)}	O _{2(газ)}	H _{2(газ)}	NO _(газ)	NH _{3(газ)}
Энергия диссоциации, кДж/моль	945	498	436	632	1163*
$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	0	0	0	91	-46

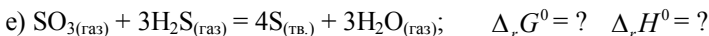
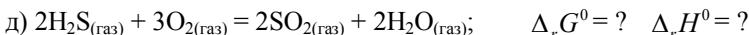
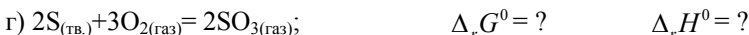
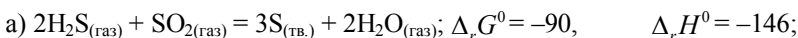
* для диссоциации на атомы N + 3H.

8.11. Закон Гесса, цикл Борна – Габера

Закон Гесса: изохорные и изобарные тепловые эффекты химических процессов зависят только от начального и конечного состояния и не зависят от пути (промежуточных состояний).

Задачи

1. Используя имеющиеся данные (в кДж/моль), рассчитайте для ϵ , δ и e значения стандартной энтальпии $\Delta_r H^0$ и энергии Гиббса $\Delta_r G^0$:



Рассчитайте тепловой эффект реакции сгорания 64 г серы до сернистого газа (SO₂).

2. Используя закон Гесса и приведенные данные, рассчитайте:

а) стандартную энтальпию образования $\Delta_f H_{298}^0$ для Cu₄O₃;

б) величины $\Delta_r G_{298}^0$, $\Delta_r H_{298}^0$ и $\Delta_r S_{298}^0$ для реакции $\text{Cu}_4\text{O}_3 + 0,5\text{O}_2 = 4\text{CuO}$.

	Cu ₂ O	CuO
$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	-173	-162
$\Delta_f G_{298}^0$, кДж/моль	-151	-134

Для реакции $\text{Cu}_4\text{O}_3 = 2\text{CuO} + \text{Cu}_2\text{O}$ значения $\Delta_r H_{298}^0$ и $\Delta_r G_{298}^0$ равны -23 и -140 кДж/моль соответственно.

3. Рассчитайте теплоту сублимации Ca (т. е. процесса $\text{Ca}_{(\text{кр.})} = \text{Ca}_{(\text{газ})}$), используя справочные данные: $I_1(\text{Ca})$, $I_2(\text{Ca})$, $A(\text{Cl})$, $D(\text{Cl}_2)$, $\Delta_f H^\circ(\text{CaCl}_2)$. Приведите энергетическую диаграмму, содержащую все ступени цикла

Борна – Габера. Как изменится результат расчета, если использовать данные не для CaCl_2 , а для CaF_2 ?

4. Приведите энергетическую диаграмму системы и найдите энергию сродства к электрону для атома фтора $A(\text{F})$, если известны: энергия решетки NaF ($E_{\text{реш.}}(\text{NaF}) = 926$), энтальпия образования ($\Delta_f H_{298}^0(\text{NaF}) = -574$), теплота сублимации ($\Delta_{\text{субл.}} H_{298}^0(\text{Na}) = 108$), потенциал ионизации ($I(\text{Na}) = 495$), энергия диссоциации ($D(\text{F}_2) = 159$) (все в кДж/моль).

5. Найдите энергию кристаллической решетки $\text{CaH}_{2(\text{кр.})}$ и постройте энергетическую диаграмму, используя следующие исходные данные (все величины приведены в кДж/моль):

$$\Delta_f H_{298}^0(\text{CaH}_{2(\text{кр.})}) = -175; \Delta_{\text{субл.}} H_{298}^0(\text{Ca}_{(\text{кр.})}) = 178; D(\text{H}_2) = 436;$$

$$I_1(\text{H}) = 1312; A(\text{H}) = -73; I_1(\text{Ca}) = 590; I_2(\text{Ca}) = 1145; A(\text{Ca}) = 186.$$

6. Считая известными энтальпию образования $\Delta_f H_{298}^0(\text{CaO}_{\text{тв.}})$, энергии ионизации $I_1(\text{Ca})$ и $I_2(\text{Ca})$, энергию диссоциации $D(\text{O}_2)$, сродство к электрону атома кислорода $A_1(\text{O})$ и $A_2(\text{O})$ и энергию решетки $E_{\text{реш.}}$ для процесса $\text{CaO}_{(\text{тв.})} = \text{Ca}^{2+}_{(\text{газ})} + \text{O}^{2-}_{(\text{газ})}$, напишите выражение для расчета энтальпии сублимации $\Delta_{\text{субл.}} H_{298}^0(\text{Ca}_{\text{тв.}})$. Приведите энергетическую диаграмму.

7. Энергия решетки $E_{\text{реш.}}(\text{NaN}) = 810$; стандартная энтальпия образования $\Delta_f H_{298}^0(\text{NaN}_{\text{тв.}}) = -52$; теплота сублимации $\Delta_{\text{субл.}} H_{298}^0(\text{Na}) = 108$; энергия диссоциации молекулы $D(\text{H}_2) = 436$; потенциал ионизации $I(\text{Na}) = 495$, все в кДж/моль:

а) рассчитайте энергию сродства к электрону атома водорода $A(\text{H})$;

б) изобразите энергетическую диаграмму системы.

8. Рассчитайте энергии кристаллических решеток хлоридов меди CuCl и CuCl_2 . Используя справочные данные, заполните таблицу и постройте энергетические диаграммы. Прочность кристаллической решетки какого соединения выше и почему?

	$E_{\text{реш.}}$	$\Delta_f H_{298}^0$	$\Delta_{\text{субл.}} H_{298}^0(\text{Cu})$	$I_1(\text{Cu})$	$I_2(\text{Cu})$	$D(\text{Cl}_2)$	$A(\text{Cl})$
CuCl_2			302	745	1958		
CuCl							

* все величины представлены в кДж/моль

9. Почему в расчетах по циклу Борна – Габера обычно одновременно используют как величины внутренних энергий (энергии диссоциации, ионизации, сродства к электрону), так и энтальпий (сублимации, образования)? Насколько это корректно?

8.12. Расчет термодинамических функций реакции, энергия Гиббса

$\Delta_r H = \sum y_i (\Delta_f H_i)$, т. е. изменение энтальпии при протекании реакции на 1 моль – это разность энтальпии продуктов и исходных веществ, где y_i – стехиометрические коэффициенты уравнения реакции, положительные для продуктов и отрицательные для исходных веществ. $\Delta_f H_i$ – энтальпии образования i -го вещества.

Для химического процесса $1A + 2B = 3C + 4D$:

$$\Delta_r H = 4 \cdot \Delta_f H_D + 3 \cdot \Delta_f H_C - 2 \cdot \Delta_f H_B - 1 \cdot \Delta_f H_A.$$

Аналогично рассчитываются другие функции: $\Delta_r U$, $\Delta_r S$, $\Delta_r c$, $\Delta_r G$.

В нулевом приближении считают, что изменение теплоемкости в химическом процессе $= 0$: $\Delta_r c_p \approx 0$. Для изменения энтальпии:

$$\Delta_r H_T = \Delta_r H_{298} + \Delta_r c_p \cdot (T - 298) \approx \Delta_r H_{298}.$$

В первом приближении считают, что теплоемкости веществ не зависят от температуры:

$$\Delta_r H_T = \Delta_r H_{298} + \Delta_r c_p \cdot (T - 298).$$

Аналогично $\Delta_r S_T = \Delta_r S_{298} + \Delta_r c_p \cdot \ln(T/298)$.

Энергия Гиббса $G = H - T \cdot S$. Для изобарно-изотермических процессов $\Delta G < 0$ означает, что самопроизвольный процесс разрешен; $\Delta G = 0$ означает равновесие; $\Delta G > 0$ означает, что самопроизвольный процесс запрещен.

Энергия Гиббса реакции $\Delta_r G = \sum y_i (\Delta_f G_i)$.

Задачи

1. Дайте определение понятиям: *энтальпия; изменение энтальпии; энтальпия реакции (процесса); энтальпия образования вещества, энергия Гиббса образования, энергия Гиббса реакции.*

2. Почему есть понятия *энтальпия образования, энергия Гиббса образования*, но нет понятия *энтальпия образования*?

3. Определите понятия: *стандартные условия; стандартное состояние (газа, конденсированного вещества, растворенного вещества), стандартная энергия Гиббса, константа равновесия, произведение реакции.*

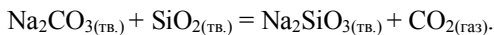
4. Чем отличается энтальпия реакции от стандартной энтальпии реакции? Энергия Гиббса от стандартной энергии Гиббса реакции – приведите уравнение.

5. Чем отличаются нулевое и первое приближение при расчете термодинамических функций?

6. Для реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв.})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} = 2\text{Fe}_{(\text{тв.})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$ рассчитайте стандартную энтальпию при 298 К и стандартную энергию Гиббса при 1000 К (в нулевом приближении). Воспользуйтесь справочными данными.

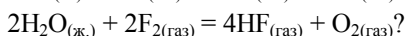
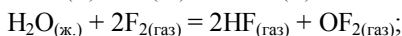
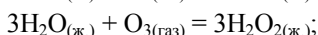
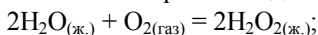
7. Взаимодействие кальцинированной соды и кварцевого песка лежит в

основе получения стекла. Из табличных данных рассчитайте стандартные значения энергии Гиббса $\Delta_r G^0$, энтальпии $\Delta_r H^0$, энтропии $\Delta_r S^0$ и теплоемкости $\Delta_r C_p^0$ для этой реакции:



Оцените в нулевом и первом приближениях температуру, при которой данный процесс может протекать самопроизвольно. В случае первого приближения воспользуйтесь методом итераций или программными способами нахождения решения. Какое из полученных значений является более точным?

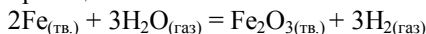
8. Возможно ли «горение» воды в атмосфере кислорода, озона и фтора:



	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$	$\text{O}_{2(\text{газ})}$	$\text{O}_{3(\text{газ})}$	$\text{F}_{2(\text{газ})}$	$\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж.})}$	$\text{HF}_{(\text{газ})}$	$\text{OF}_{2(\text{газ})}$
$\Delta_f G_{298}^0$, кДж/моль	-237	0	163	0	-121	-275	42,5

Ответ подтвердите расчетом.

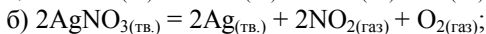
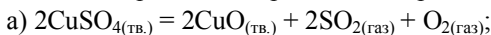
9. Рассчитайте для реакции



а) стандартную энтропию реакции при 298 К;

б) стандартную энергию Гиббса реакции при 590 К (в нулевом приближении).

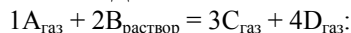
10. Используя справочные данные, рассчитайте при 298 К изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса реакций разложения солей:



Оцените температуру разложения для каждой соли.

8.13. Формы выражения константы равновесия, K_P , K_C

В состоянии равновесия скорости прямого и обратного процессов равны. Для химического процесса в газовой фазе



$$K_P = \frac{p_C^3 \cdot p_D^4}{p_A \cdot [B]^2}, \quad K_C = \frac{[C]^3 \cdot [D]^4}{[A] \cdot [B]^2}, \quad K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta \nu},$$

где P_A , P_C и P_D – равновесные парциальные давления участников реакции; $[A]$, $[B]$, $[C]$ и $[D]$ – равновесные концентрации участников реакции; $\Delta v = 4 + 3 - 1 = 6$ – изменение количества молей газа в реакции.

Задачи

1. Напишите выражения для констант равновесия K_P и K_C через равновесные концентрации и давления для следующих процессов. Укажите, как соотносятся между собой K_P и K_C в каждом случае:

- а) $2\text{CO}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} = 2\text{CO}_{2(\text{газ})}$;
- б) $\text{SO}_{2(\text{газ})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})} = 3\text{S}_{(\text{тв.})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$;
- в) $4\text{P}_{(\text{красный})} = \text{P}_{4(\text{белый})}$;
- г) $2\text{Ag}_2\text{SO}_{4(\text{расплав})} = 4\text{Ag}_{(\text{тв.})} + 2\text{SO}_{3(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})}$.

Как изменятся $\Delta_r G^\circ$ и константы равновесия этих процессов при увеличении всех стехиометрических коэффициентов вдвое?

2. Для приведенных реакций *а–г* запишите выражения констант равновесия K_P через соответствующие равновесные давления. Как повлияет на константы равновесия и положение равновесия этих реакций увеличение общего давления? Ответ обоснуйте.

- а) $\text{CH}_{4(\text{газ})} + 2\text{O}_{2(\text{газ})} = \text{CO}_{2(\text{газ})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$;
- б) $\text{A}_{(\text{газ})} + \text{B}_{(\text{газ})} = \text{C}_{(\text{газ})} + \text{D}_{(\text{ж.})}$;
- в) $\text{I}_{2(\text{тв.})} = \text{I}_{2(\text{газ})}$;
- г) $\text{S}_{(\text{ромбич.})} = \text{S}_{(\text{тетраг.})}$.

3. Напишите выражения для констант равновесия K_P и K_C через равновесные концентрации и давления для следующих процессов:

- а) $\text{CO}_{(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} = \text{CO}_{2(\text{газ})} + \text{H}_{2(\text{газ})}$;
- б) $\text{CO}_{2(\text{газ})} + \text{C}_{(\text{тв.})} = 2\text{CO}_{(\text{газ})}$;
- в) $\text{CaO}_{(\text{тв.})} + \text{TiO}_{2(\text{тв.})} = \text{CaTiO}_{3(\text{тв.})}$;
- г) $2\text{NH}_4\text{ClO}_{4(\text{тв.})} = 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} + \text{Cl}_{2(\text{газ})} + 2\text{NO}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})}$.

Укажите, как соотносятся между собой K_P и K_C в каждом случае. Как изменятся $\Delta_r G^\circ$ и константы равновесия при уменьшении всех стехиометрических коэффициентов вдвое? Оцените качественно знак энтропии реакции $\Delta_r S^\circ$ для процессов *б* и *г*.

8.14. Константа равновесия, изотерма химической реакции, стандартная энергия Гиббса реакции

Зависимость константы равновесия от температуры (изотерма химической реакции):

$$K = e^{-\Delta_r G^0 / RT} \quad \text{или} \quad \ln K = -\Delta_r G^0 / RT = -\Delta_r H^0 / RT + \Delta_r S^0 / R.$$

Задачи

1. Запишите уравнение изотермы химического процесса. В каких единицах (Па или бар \approx атм.) следует использовать парциальные давления в слагаемом $RT \ln IT$?

2. При 2000 К в сосуде объемом 10 л в состоянии равновесия находятся 0,2 моль водорода, 0,1 моль графита и 0,4 моль метана. Рассчитайте:

а) константу равновесия (K_C) для процесса $\text{CH}_{4(\text{газ})} = \text{C}_{(\text{тв.})} + 2\text{H}_{2(\text{газ})}$;

б) $\Delta_r G_{2000}^0$ для процесса $\text{C}_{(\text{тв.})} + 2\text{H}_{2(\text{газ})} = \text{CH}_{4(\text{газ})}$.

3. Найдите произведение реакции для $\text{N}_{2(\text{газ})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} = 2\text{NH}_{3(\text{газ})}$, если в сосуде объемом 82 л при 1000 К находится по 2 моль каждого вещества. Какое направление процесса разрешено, если $K_p = 3$?

4. Для оксида азота(II) стандартная энтальпия образования $\Delta_f H_{298}^0 = 90$ кДж/моль, стандартная энтропия реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ $\Delta_r S_{298}^0 = 15$ Дж / К·моль. Оцените равновесную концентрацию NO в атмосфере при н. у. Оцените температуру, при которой равновесные концентрации N_2 , O_2 и NO сопоставимы. Докажите из приведенных термодинамических величин, что химические связи в N_2 и O_2 прочнее, чем в NO.

5. Для реакции $\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{I}_{2(\text{газ})} = 2\text{HI}_{(\text{газ})}$ установилось равновесие при 100 °С. При этом в сосуде объемом 76,5 л находилось 4 моль HI, 2 моль H_2 и 2 моль I_2 . Найдите стандартную энергию Гиббса реакции $\Delta_r G_{398}^0$.

6. В герметичный вакуумированный сосуд объемом 4,88 л поместили 0,700 г карбоната кальция и нагрели до 596 К. После достижения равновесия $\text{CaCO}_{3(\text{тв.})} = \text{CaO}_{(\text{тв.})} + \text{CO}_{2(\text{газ})}$ давление в сосуде составило 0,02 атм. Найдите:

а) константу равновесия K_p и стандартную энергию Гиббса $\Delta_f G_{596}^0$;

б) количество образовавшегося оксида кальция (в мг);

в) как изменится давление, если увеличить объем сосуда в 4 раза.

7. Найдите стандартные энтальпии и энергии Гиббса реакции $\text{MgCO}_{3(\text{тв.})} = \text{MgO}_{(\text{тв.})} + \text{CO}_{2(\text{газ})}$ при 500 К, используя нулевое приближение. Оцените равновесное давление в сосуде объемом 4,1 л, изначально содержащем 8,4 г карбоната магния в вакууме при 500 К. Оцените температуру, при которой давление в сосуде равно 1 атм. Воспользуйтесь справочными данными.

8. В системе протекает реакция: $2\text{NO}_{(\text{газ})} + \text{Cl}_{2(\text{газ})} = 2\text{NOCl}_{(\text{газ})}$. Исходные концентрации оксида азота(II) и хлора составляют 0,5 и 0,2 моль/л соответственно. Вычислите константу равновесия, если известно, что к моменту наступления равновесия прореагировало 20 % оксида азота(II).

9. В закрытом сосуде при 1000 К установилось равновесие для газофазной реакции $A_2 + B_2 = 2AB$, при этом парциальные давления $p(A_2) = 0,5$ атм., $p(B_2) = 1,0$ атм., $p(AB) = 2,0$ атм. Найдите константы равновесия K_p и K_c и стандартную энергию Гиббса $\Delta_r G^\circ_{1000}$.

10. Реакция $A_{(газ)} + B_{(газ)} \rightleftharpoons C_{(газ)} + D_{(ж.)}$ протекает в сосуде объемом 10 л при температуре 247 °С, при этом парциальные давления $p(A) = p(B) = 0,25$ атм., $p(C) = 0,1$ атм., а количество $D - 1$ моль.

а) Является ли состояние равновесным, если известно, что $K_p = 4$?

б) Найдите стандартную энергию Гиббса реакции $\Delta_r G^\circ$.

в) Как изменятся ответы на вопросы а и б, если изменить объем в условии задачи на 20 л?

11. Для процесса $MO_{(тв.)} + CO_{2(газ)} = MCO_{3(тв.)}$ в состоянии равновесия при $T = 1000$ К в сосуде объема 820 л находится по 1 моль MO , CO_2 и MCO_3 (M – некий металл). Найдите константу равновесия K_p и $\Delta_r G^\circ$ при 1000 К.

12. Для реакции $H_{2(газ)} + I_{2(тв.)} = 2HI_{(газ)}$ при температуре $T_1 = -23$ °С равновесные давления и количество вещества составили $p_1(H_2) = 1$ атм., $p_1(HI) = 0,1$ атм., $\nu_1(I_{2(тв.)}) = 100$ моль, а при температуре $T_2 = 27$ °С $p_2(H_2) = 1$ атм., $p_2(HI) = 1$ атм., $\nu_2(I_{2(тв.)}) = 0,1$ моль:

а) найдите K_p и K_c при $T = 27$ °С;

б) найдите $\Delta_f G^\circ_{300}(HI_{(газ)})$;

в) найдите в нулевом приближении $\Delta_f H^\circ_{298}(HI_{(газ)})$.

13. Давление паров иода $I_{2(газ)}$ над кристаллическим иодом $I_{2(кр.)}$ равно $4 \cdot 10^{-4}$ атм. при температуре 25 °С и 1 атм. при температуре 160 °С. В нулевом приближении, т. е. полагая, что $\Delta_r C_p = 0$, рассчитайте:

а) энтальпию реакции сублимации иода;

б) стандартную энергию Гиббса реакции сублимации иода при температуре 160 °С.

14. В два закрытых сосуда объемом 1 л каждый при 25 °С поместили 2,50 и 7,50 мг кристаллического иода I_2 соответственно. Установилось равновесие.

а) Сколько иода перешло в газ в каждом из сосудов?

б) Найдите давление паров иода в каждом сосуде.

в) Во сколько раз изменится давление в сосудах, если в каждый из них дополнительно добавить по 6,00 мг иода $^{125}I_2$?

$\Delta_f G^\circ_{298}(I_{2(газ)}) = 18,9$ кДж/моль.

15. Найдите равновесное давление газообразного этилового спирта в герметичной цистерне объемом 60 м³ при 25 °С над остатками жидкого этанола.

	$C_2H_5OH_{(ж.)}$	$C_2H_5OH_{(газ)}$
$\Delta_f G_{298}^0$, кДж/моль	-174,2	-168

Можно ли работать персоналу внутри такой емкости без средств защиты, если ПДК(C_2H_5OH) для рабочих помещений установлен в 1000 мг/м^3 ?

16. При температуре 25°C влажность составляет 80 %. Найдите парциальное давление паров воды в мм рт. ст. Сколько воды (в г) содержится при таких условиях в 1 м^3 воздуха? (1 атм. = 760 мм рт. ст.) До какого значения поднимется влажность, если этот воздух охладится ночью до 5°C ? Возможно ли образование тумана? Для расчетов воспользуйтесь данными из следующей задачи. $C_p^0(H_2O_{(ж.)}) = 75,3 \text{ Дж/(К}\cdot\text{моль)}$, $C_p^0(H_2O_{(газ)}) = 33,6 \text{ Дж/(К}\cdot\text{моль)}$.

17. а) Расположите в порядке увеличения равновесные давления паров для жидких воды, ртути и этанола при ст. у.

б) Оцените (в нулевом приближении) величину равновесного давления этанола при 50°C .

в) Оцените температуру кипения ртути при давлении 1 атм.

	H_2O		Hg		Этанол	
	(ж.)	(газ)	(ж.)	(газ)	(ж.)	(газ)
$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	-286	-242	0	61	-277	-235
S_{298}^0 , Дж / К·моль	70	189	76	175	161	282

18. При влажности 50 % и $T = 15^\circ\text{C}$ парциальное давление водяного пара равно 3,8 мм рт. ст. Оцените стандартную энергию Гиббса испарения воды $\Delta_{исп.} G_{288}^0$.

8.15. Нахождение равновесного состава, принцип Ле Шателье

При внешнем воздействии на систему в состоянии равновесия положение равновесия сдвигается за счет усиления в ней того направления процесса, которое приводит к ослаблению внешнего воздействия.

«Если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо внешнее воздействие (изменяются концентрация, температура или давление), то это воздействие благоприятствует протеканию той из двух противоположных реакций, которая ослабляет произведенное воздействие».

Задачи

1. Для реакции $\text{MgCO}_{3(\text{тв.})} = \text{MgO}_{(\text{тв.})} + \text{CO}_{2(\text{газ})}$ при 1000 К величины стандартных энтальпии и энтропии реакции равны $\Delta_f H_{1000}^0 = 94240 \text{ Дж/моль}$, $\Delta_f S_{1000}^0 = 100 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$. В закрытый сосуд объемом 41 л поместили 252 г MgCO_3 . Найдите:

а) стандартную энергию Гиббса реакции $\Delta_f G_{1000}^0$ и константу равновесия K_p ;

б) равновесное давление в сосуде;

в) равновесный состав (количества всех трех веществ, в молях).

2. На планете Венера давление атмосферы в 92 раза больше, чем на Земле, температура 427 °С. Состав атмосферы: 96 % об. углекислого газа и 4 % об. азота. Из термодинамических данных оцените, можно ли на поверхности планеты найти магнезит MgCO_3 .

а) Рассчитайте $\Delta_f G_{427}^0$ ($T = 427^\circ\text{C}$) реакции разложения магнезита.

б) Рассчитайте K_p .

в) Запишите константы прямой и обратной реакции в явном виде.

г) Можно ли найти магнезит на Венере? Ответ обоснуйте.

д) Оцените граничную температуру, при которой начнет разлагаться магнезит на Венере.

Вещество	$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж / моль·К
$\text{MgCO}_{3(\text{тв.})}$	–1096	65
$\text{MgO}_{(\text{тв.})}$	–601	27
$\text{CO}_{2(\text{газ})}$	–394	214

3. Для газозофазной реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ напишите уравнение для расчета равновесного давления NH_3 в баллоне, изначально содержащем N_2 и H_2 при температуре 25 °С и давлениях 0,001 и 0,003 атм. соответственно.

4. При 1000 К в сосуде объемом 5 л в состоянии равновесия находятся 0,4 моль водорода, 0,2 моль графита и 0,6 моль метана. Рассчитайте количество всех веществ в сосуде (в моль) после добавления в него 0,1 моль водорода и установления нового положения равновесия. В какую сторону при этом сместилось исходное равновесие?

5. В системе объемом 39,6 л при температуре –80 °С установилось равновесие в реакции $\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{Br}_{2(\text{ж.})} = 2\text{HBr}_{(\text{газ})}$. При этом в сосуде находилось 2 моль HBr , 4 моль H_2 и 1 моль Br_2 . Куда сместится равновесие после добавления в систему 1 моль HBr ? Найдите новый равновесный состав.

6. Реакция $A_{(газ)} + B_{(тв.)} \rightleftharpoons C_{(газ)} + 2D_{(газ)}$ протекает в сосуде объемом 10 л при температуре 347°C , при этом парциальные давления $p(A) = p(D) = 0,25 \text{ атм.}$, $p(C) = 0,5 \text{ атм.}$, а $\nu(B) = 1 \text{ моль}$.

а) Определите энергию Гиббса реакции $\Delta_r G$ и стандартную энергию Гиббса реакции $\Delta_r G^\circ$.

б) Найдите энергию Гиббса реакции $\Delta_r G$ после добавления 2 моль вещества $D_{(газ)}$.

7. В закрытом сосуде при 300°C установилось равновесие для газофазной реакции $A_2 + 2B_2 = 2AB_2$, при этом парциальные давления $p(A_2) = p(AB_2) = 2 \text{ атм.}$, $p(B_2) = 1 \text{ атм.}$ Найдите при 300°C :

а) константы равновесия K_p и K_c ;

б) равновесные давления в другом сосуде, если начальные парциальные давления в нем составляли по 1 атм. для A_2 и B_2 , а $p(AB_2)$ было равно 0.

8. В закрытом сосуде при 1000 К установилось равновесие для газофазной реакции $A_2 + B_2 = 2AB$, при этом парциальные давления $p(A_2) = 0,5 \text{ атм.}$, $p(B_2) = 1,0 \text{ атм.}$, $p(AB) = 2,0 \text{ атм.}$ Найдите при 1000 К равновесные давления в другом сосуде, если начальные давления A_2 , B_2 и AB равны по 1 атм.

9. Для реакции $A_{(газ)} + B_{(газ)} = AB_{(газ)}$ константа равновесия $K_C = 4$. Начальные концентрации A и B равны по 0,5 моль/л, AB отсутствует, объем системы 2 л.

а) Найдите равновесный состав (в моль).

б) Изменятся ли (и насколько?) константа равновесия K_C и равновесный состав, если стехиометрические коэффициенты умножить на 2?

10. Для газофазной реакции $AB_{3(газ)} = AB_{(газ)} + B_{2(газ)}$ константа равновесия $K_p = 0,8$. Найдите равновесные давления AB_3 , AB , B_2 , если начальное давление $p_0(AB_3) = 0,6 \text{ атм.}$ Как изменятся равновесное давление AB_3 и константа равновесия K_p , если равновесную смесь сжать?

11. Для процесса $MO_{(тв.)} + CO_{2(газ)} = MCO_{3(тв.)}$ в состоянии равновесия при $T = 1000 \text{ К}$ в сосуде объема 820 л находится по 2 моль MO , CO_2 и MCO_3 (M – некий металл). Найдите $\Delta_r G$ для $T = 1000 \text{ К}$ при $p(CO_2) = 10 \text{ атм.}$ Найдите количество $MCO_{3(тв.)}$ (в моль), когда установится новое равновесие.

12. В изначально вакуумированном сосуде объемом 164 л находилось 6 моль $AB_{2(газ)}$ и 5 моль $A_{(тв.)}$. При 1000 К установилось равновесие $AB_{2(газ)} + A_{(тв.)} = 2AB_{(газ)}$, константа равновесия которого $K_p = 2$. Найдите равновесный состав (количества всех веществ в моль) и давление в сосуде. Как изменятся положение равновесия и константа равновесия (качественно) при добавлении в сосуд:

а) 1 моль $A_{(тв.)}$;

б) 1 моль $AB_{(газ)}$.

13. Для реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв.})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} = 2\text{Fe}_{(\text{тв.})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$ рассчитайте стандартную энтальпию при 298 К $\Delta_r H_{298}^0$. В каком направлении и почему сместится равновесие:

- при повышении температуры;
- при повышении общего давления;
- при добавлении в систему $\text{Fe}_{(\text{тв.})}$?

8.16. Растворы, электролитическая диссоциация

8.16.1. Растворы сильных электролитов, расчет концентраций и pH

Сильные электролиты – это вещества, которые при растворении практически полностью распадаются на ионы. Сильными электролитами в водных растворах являются почти все соли, сильные кислоты и сильные основания. В растворе сильного электролита растворенное вещество находится в основном в виде ионов (катионов и анионов); недиссоциированные молекулы практически отсутствуют.

Общепринятой мерой кислотности водных растворов выбран отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации протонов, названный **водородным показателем pH**: $pH = -\lg[\text{H}^+]$. Растворы, в которых $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, называют кислыми, а те, в которых $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, – щелочными. Для стандартных условий растворы кислые, если $pH < 7$, и щелочные, если $pH > 7$.

Задачи

1. Дайте определения понятиям: *электролит*; *электролитическая диссоциация*; *слабый электролит*; *сильный электролит*.
2. Найдите концентрации ионов в следующих водных растворах сильных электролитов:
0,2 М HBr; 0,3 М $\text{Ba}(\text{OH})_2$; 0,4 М FeCl_3 ; 0,5 М $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.
3. В трех растворах разных хлоридов (NaCl , CaCl_2 , AlCl_3) концентрация хлорид-иона $[\text{Cl}^-] = 0,6$ моль/л. Найдите исходную концентрацию солей.
4. Определите концентрацию всех ионов для 0,5 М раствора BaCl_2 при 298 К. Как изменится ответ, если к 1 л 0,5 М BaCl_2 исходного раствора добавить 0,2 моль $\text{BaCl}_{2(\text{тв.})}$?
5. Найдите концентрацию всех частиц (моль/л) для водных растворов сильных электролитов:
 - а) 0,02 М $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$;
 - б) 0,4 % мас. NaOH ($\rho \approx 1$ г/мл);
 - в) 25 % мас. H_2SO_4 ($\rho = 1,18$ г/см³).

6. Что такое *водородный показатель среды pH*? Какими значениями *pH* характеризуются кислая, щелочная и нейтральная среды? Может ли *pH* быть равным 0? Быть отрицательным? Быть больше 15? Приведите примеры.

7. Для реакции $\text{H}^+_{(\text{водн.})} + \text{OH}^-_{(\text{водн.})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$ стандартная энтальпия реакции $\Delta_r H^0_{298} = -56 \text{ кДж/моль}$, в то время как стандартная энтропия реакции $\Delta_r S^0_{298} = 81 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$. Оцените *pH* нейтрального раствора при 60, 80 и 100 °С.

8. Найдите концентрации всех ионов (включая $[\text{H}_3\text{O}^+]$ и $[\text{OH}^-]$) и значение *pH* при 298 К для:

- а) 0,05 М раствора H_2SO_4 ;
- б) 0,1 М раствора CsHSO_4 ;
- в) 0,005 М раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

В случае *a* рассмотрите разбавлении раствора в 10, 1 000, 1 000 000 раз. Для *в* рассмотрите случай после добавления 0,01 моль $\text{NaOH}_{(\text{тв.})}$ к 1 л 0,005 М исходного раствора.

9. Рассчитайте концентрацию всех ионов и значение *pH* для растворов, полученных смешением при 298 К:

- а) 1 л 0,01 М раствора CaBr_2 и 1 л 0,05 М раствора LiBr ;
- б) 2 л 1 М раствора KCl и 1 л 2 М раствора KOH ;
- в) 10 л 1 М раствора NaHSO_4 и 5 л 0,5 М раствора HCl ;
- г) 1 л 0,5 М раствора NaOH и 4 л 0,02 М раствора HNO_3 .

8.16.2. Слабые электролиты, гидролиз солей, буферные растворы

Слабые электролиты – это вещества, частично диссоциирующие на ионы. Растворы слабых электролитов наряду с ионами содержат недиссоциированные молекулы.

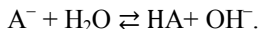
Важная характеристика способности электролита к электролитической диссоциации – **степень диссоциации *a***, равная доле продиссоциировавших исходных частиц: $a = N_{\text{дис.}}/N_0$, где $N_{\text{дис.}}$ и N_0 – число продиссоциировавших и число исходных частиц соответственно.

Гидролиз солей – это перенос протона H^+ в их водных растворах от более кислотной формы к более основной; от воды к аниону или от катиона к воде.

Типы солей и их гидролиз

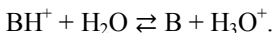
1. Соли, образованные **сильной кислотой и сильным основанием**. Соли данного типа не подвергаются гидролизу, так как при взаимодействии с водой не происходит образования малодиссоциированных соединений;

2. Соли, образованные **слабой кислотой и сильным основанием**, подвергаются **гидролизу по аниону**. Гидролиз аниона слабой кислоты – это перенос протона от воды к этому аниону:



Константа гидролиза такой соли – $K_h = K_w/K_a$.

3. Соли, образованные **сильной кислотой и слабым основанием**, подвергаются **гидролизу по катиону**. Гидролиз катиона слабого основания – это перенос протона с него к более сильному основанию – воде:



Константа гидролиза такой соли: $K_h = K_w/K_b$.

4. Соли, образованные **слабой кислотой и слабым основанием**, подвергаются **гидролизу и по катиону, и по аниону**. Значение кислотности среды раствора такой соли определяется той константой гидролиза (катиона или аниона), которая больше. Если преобладает гидролиз катиона – среда будет кислой, аниона – щелочной.

Буферные растворы – растворы, содержащие в сопоставимых концентрациях сопряженную пару слабая кислота + слабое основание и способные сохранять величину pH при разбавлении и добавлении небольших количеств кислот или оснований.

Уравнение Гендерсона для буферной пары «слабая кислота + ее соль от сильного основания»:

$$[H^+] = K_a(HA) \frac{c_{0a}}{c_{0s}} \quad \text{или} \quad pH = pK_a + \lg \frac{c_{0s}}{c_{0a}},$$

где c_{0a} и c_{0s} – концентрация кислоты и соли соответственно.

Задачи

1. Дайте определения *кислоты и основания по Брёнстеду и Аррениусу*.
2. Приведите примеры: сильной и слабой кислоты; сильного и слабого основания.
3. Приведите список сильных кислот и сильных оснований. К какому типу электролитов относятся хорошо растворимые соли?
4. Почему водный раствор аммиака имеет щелочную среду, ведь молекула NH_3 не содержит ОН-групп? Почему органические спирты, содержащие ОН-группы, не проявляют основных свойств в водных растворах? Запишите уравнения процессов, происходящих в водных растворах аммиака и определяющих его основные свойства; запишите выражение для константы основности аммиака.
5. Константа диссоциации слабого электролита АВ составляет $K_o = 0,04$, уравнение реакции: $AB_{(p-p)} = A^+_{(p-p)} + B^-_{(p-p)}$.

а) Найдите равновесные концентрации A^+ , B^- и AB , если начальная концентрация $c_0(AB) = 0,03$ моль/л.

б) Во сколько раз изменится равновесная концентрация A^+ и константа диссоциации K_D , если увеличить начальную концентрацию AB в 10 раз?

6. Водный раствор фтороводорода называется плавиковой кислотой и относится к классу слабых кислот ($K_a = 6,2 \cdot 10^{-4}$). Рассчитайте степень диссоциации для 1 М и 0,01 М растворов плавиковой кислоты. Определите концентрацию плавиковой кислоты, при которой степень диссоциации α достигает 99 %. Запишите реакцию самоионизации фтороводорода.

7. Благодаря рекламе мы знаем, что pH кожи равен 5,5. Это вызвано тем, что pH чистой воды из-за растворенного в ней углекислого газа равен 5,5. Оцените концентрацию угольной кислоты в воде при нормальных условиях, концентрацию всех частиц в растворе (включая OH^-) и степень диссоциации кислоты по каждой ступени.

$$K_{a1}(H_2CO_3) = 5 \cdot 10^{-7}, K_{a2}(H_2CO_3) = 5 \cdot 10^{-11}.$$

8. Вулкан за время своего извержения выбросил 6,4 млн тонн диоксида серы. Диоксид серы был полностью поглощен водоемом ($V = 10$ км³), возникшим в результате таяния ледников. Определите pH образовавшегося водоема и концентрацию сульфит-ионов в нем (для образовавшейся при растворении диоксида серы кислоты $K_{a1} = 2 \cdot 10^{-2}$, $K_{a2} = 10^{-7}$).

9. Для 0,010 М раствора кислоты HA $pH = 2$. При какой начальной концентрации этой кислоты pH будет равен 1? Для 0,011 М раствора кислоты HX $pH = 2$. При какой начальной концентрации этой кислоты pH будет равен 1? В чем разница между кислотами HA и HX ?

10. В 1 мл 0,1 М раствора одноосновной кислоты HA содержится $1,2 \cdot 10^{16}$ ионов. Найдите:

а) константу кислотности HA ;

б) степень диссоциации кислоты HA в 1 М растворе;

в) pH 0,1 М раствора соли NaA .

11. Найдите концентрации всех частиц (в моль/л) и pH растворов:

а) 0,4% мас. $NaOH$, (плотность ≈ 1 г/мл);

б) 0,063% мас. HNO_3 , (плотность ≈ 1 г/мл);

в) 1 М HNO_3 ;

г) 0,1 М HCN ($K_a = 10^{-9}$);

д) 0,05 М $Ba(OH)_2$ (гидроксид бария – сильное основание);

е) 0,01 М кислоты $HClO$ ($K_a = 10^{-8}$);

ж) 0,001 М K_2SO_4 .

Укажите растворы сильных электролитов.

12. Запишите уравнения процессов, происходящих при растворении в воде хорошо растворимой соли $NaCN$ и установившихся в растворе равно-

весий, если $K_a(\text{HCN}) = 10^{-9}$. Какая среда будет в растворе NaCN – кислая, нейтральная, щелочная? Ответ обоснуйте.

13. Для кислоты HA константа кислотности при стандартных условиях равна 10^{-5} . Найдите:

а) степень диссоциации ее 0,1 М раствора;

б) pH 0,05 М раствора ее соли BaA_2 ;

в) стандартную энергию Гиббса образования $\text{HA}_{(\text{водн.})}$ $\Delta_f G_{298}^0$, если стандартные энергии Гиббса образования $\text{H}^+_{(\text{водн.})}$ и $\text{A}^-_{(\text{водн.})}$ равны 0 и -369 кДж/моль соответственно.

14. Определите pH растворов, полученных смешением равных объемов:

а) 10^{-2} М NaOH и 10^{-2} М HClO ($K_a = 10^{-8}$);

б) 10^{-2} М KOH и 10^{-2} М HClO_4 ;

в) 0,2 М KOH и 0,8 М HCN ($K_a = 10^{-9}$);

г) 10^{-1} М NaOH и $2 \cdot 10^{-1}$ М HNCN ($K_a = 4 \cdot 10^{-4}$).

15. В четыре стакана налили по 50 мл 0,02 М раствора уксусной кислоты CH_3COOH ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$). Затем в стакан № 1 долили 50 мл воды, в стакан № 2 – 50 мл 0,02 М раствора соляной кислоты HCl , в стакан № 3 – 50 мл 0,02 М раствора ацетата натрия CH_3COONa , в стакан № 4 – 50 мл 0,04 М раствора CH_3COONa . Определите pH полученных растворов. Как изменится pH в стакане № 4, если к нему еще добавить:

а) 10 мл 10^{-2} М HCl ;

б) 10 мл 10^{-2} М NaOH ;

в) 100 мл воды?

16. Определите pH и степень диссоциации для следующих растворов: 10^{-3} М CsOH ; 10^{-3} М HIO_3 ($K_a = 2 \cdot 10^{-1}$); 10^{-3} М KIO_3 ; 10^{-2} М HBrO_3 .

17. Найдите концентрацию всех частиц (моль/л) и pH для водных растворов:

а) 0,02 М $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$;

б) 0,005 М $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (гидроксид бария – сильное основание);

в) 0,1 М H_2S ($K_{a1} = 10^{-7}$, $K_{a2} = 10^{-13}$);

г) 0,005 М $\text{Ba}(\text{ClO})_2$ ($K_a(\text{HClO}) = 10^{-8}$);

д) раствор, полученный объединением 1 л раствора a и 9 л раствора b .

18. Определите, на сколько изменится pH при разбавлении водой в 100 раз pH следующих водных растворов:

а) 0,5 М раствора $\text{Sr}(\text{OH})_2$ (гидроксид стронция – сильное основание);

б) 0,1 М раствора KClO_2 ($K_a(\text{HClO}_2) = 10^{-2}$);

в) 10^{-6} М раствора H_2SeO_4 (H_2SeO_4 – сильная кислота);

г) буферного раствора, содержащего по 1 моль/л кислоты HNO_2 ($K_a = 5 \cdot 10^{-4}$) и ее соли KNO_2 .

19. Определите pH следующих растворов:

а) 1 л соляной кислоты HCl с концентрацией $C_0 = 0,002 \text{ M}$;

б) 1 л NH_3 с концентрацией $C_0 = 0,002 \text{ M}$ ($K_b = 2 \cdot 10^{-5}$);

в) 2 л NH_3 с концентрацией $C_0 = 0,002 \text{ M}$.

Каким станет pH этих растворов после добавления к каждому из них 0,126 г HNO_3 ?

20. Определите pH растворов:

а) 2 л чистой воды;

б) 1 л уксусной кислоты с концентрацией $C_0 = 0,2 \text{ M}$ ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$);

в) 2 л уксусной кислоты с концентрацией $C_0 = 0,2 \text{ M}$.

Каким станет pH этих растворов после добавления к каждому из них 8,0 г NaOH ?

21. Расположите в порядке увеличения pH 0,1 М водные растворы HNO_2 , HNO_3 , NH_3 , NH_4NO_3 , NaNO_3 , NaNO_2 . Обоснуйте выбор (приведите уравнения соответствующих кислотно-основных равновесий, оцените $[\text{H}^+]$ – точный расчет необязателен). Воспользуйтесь справочными данными.

22. Расположите в порядке увеличения pH 0,1 М водные растворы H_2S , H_2SO_4 (считать сильной по обоим ступеням), NaHS , NaHSO_4 , NaOH , Na_2S , Na_2SO_4 . Обоснуйте выбор (приведите уравнения соответствующих кислотно-основных равновесий, оцените $[\text{H}^+]$ – точный расчет необязателен). Воспользуйтесь справочными данными.

23. Во время полевой практики студенту-геологу потребовался коловорот с алмазными насечками, чтобы пробурить дырку и взять пункцию спинного мозга у окаменевшего тролля. В поисках инструмента студент забрался в палатку преподавателя и по ошибке открыл ящик с химреактивами. К сожалению, бутылочки не были подписаны как следует, наклейки на них держались еле-еле, и ветер, ворвавшийся через полог незакрытой палатки, окончательно сорвал их и перемешал. Студент собрал этикетки и увидел надписи: Na_2CO_3 (0,001 М) ($K_{a1} = 5 \cdot 10^{-7}$, $K_{a2} = 5 \cdot 10^{-11}$), KOH (0,001М), H_2SO_4 (0,001М) ($K_{a2} = 0,02$), NaCl (0,001М), NaNO_2 (0,001М) ($K_a = 5 \cdot 10^{-4}$), HClO_4 (0,001М), $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (0,001М) ($K_{b2} = 4 \cdot 10^{-2}$). С помощью pH -метра студент померил pH и быстро вернул этикетки на место. Расположите пузырьки в порядке увеличения pH . Ответ объясните. Оцените значения pH данных растворов.

8.17. Растворимость, произведение растворимости

Растворимость (L) – это содержание (концентрация) растворенного вещества в насыщенном (равновесном) растворе.

Произведение растворимости (K_L или PP) – это константа равновесия твердого труднорастворимого электролита с его раствором.

Для равновесия $(M_xA_y)_{\text{тв.}} \rightleftharpoons xM^{y+} + yA^{x-}$:

$$K_L = [M^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y = (xL)^x \cdot (yL)^y;$$

отсюда

$$L = \sqrt[x+y]{K_L/x^x \cdot y^y}$$

Задачи

1. Дайте определение понятиям *растворимость*, *насыщенный раствор*, *произведение растворимости (PP)*.

2. Является ли произведение растворимости константой равновесия? Если да, то для какого процесса?

3. Приведите примеры хорошо и труднорастворимых солей, обоснуйте выбор данными по растворимости и / или PP.

4. Найдите растворимость AgCl в моль/л и мг/л из справочных данных (по PP).

5. Растворимости солей MX , MX_2 и MX_3 одинаковы и равны 0,0001 моль/л. Найдите PP для каждой соли. Почему они различны?

6. Значения произведения растворимости для солей M_3Y , M_2Y , MY одинаковы и равны 10^{-36} . Найдите растворимость каждой соли.

7. Найдите концентрацию всех частиц (моль/л) и pH для водного насыщенного раствора $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($K_L = 4 \cdot 10^{-12}$). Выпадет ли осадок (если да, то сколько мг?) при сливании 0,5 л 0,0008 М KOH и 0,5 л 0,0004 М MgCl_2 ?

8. К 100 мг CaCO_3 при некоторой температуре, при которой $K_L = 10^{-10}$, последовательно добавили 10 л (*а*), 90 л (*б*) и 900 л (*в*) воды. В каких случаях образовался однофазный раствор, а в каком – раствор + нерастворенный осадок? Найти концентрацию ионов кальция в растворах, в моль/л, для *а*, *б*, *в*.

9. Будет ли осаждаться AgCN при $pH = 3$ из раствора, содержащего соль AgNO_3 и кислоту HCN , если $C_0(\text{AgNO}_3) = C_0(\text{HCN}) = 1,0 \cdot 10^{-4}$ М?

10. Вычислите массу выпавшего осадка карбоната серебра (в г) и концентрацию ионов Ag^+ и CO_3^{2-} в растворе, полученном при сливании двух растворов AgNO_3 и Na_2CO_3 с одинаковой концентрацией $C_0 = 0,01$ моль/л, в следующих случаях:

а) 0,5 л AgNO_3 + 0,5 л Na_2CO_3 ;

б) 0,001 л AgNO_3 + 0,999 л Na_2CO_3 .

Произведение растворимости карбоната серебра $K_L = 6,2 \cdot 10^{-12}$.

11. В буферный раствор объемом 1 л с $pH = 4,33$ бросили 100 г $\text{Cr}(\text{OH})_3$. $K_L(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 7 \cdot 10^{-31}$. Определите массу нерастворившегося осадка.

12. Найдите растворимость в г/л для основания $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($K_L = 4 \cdot 10^{-12}$) в воде (а) и в 0,1 М MgCl_2 (б). Сколько литров воды потребуется для растворения 5,8 г $\text{Mg}(\text{OH})_2$?

13. Найдите растворимость (в г/л) для соли BaSO_3 ($K_L = 3,6 \cdot 10^{-11}$) а) в воде и б) в 0,3 М K_2SO_3 . К двум отдельным порциям по 1 л насыщенного водного раствора BaSO_3 добавили:

- в) 1 л воды; г) 2,17 г BaSO_3 .

Найти концентрацию ионов Ba^{2+} в моль/л для в и г.

14. Найдите растворимость RaSO_4 в воде (моль/л), если $K_L(\text{RaSO}_4) = 3,6 \cdot 10^{-11}$. Сколько граммов сульфата натрия Na_2SO_4 (его растворимость превышает 0,1 моль/л) надо добавить к 1 л насыщенного водного раствора сульфата радия RaSO_4 , чтобы уменьшить концентрацию ионов Ra^{2+} в 1000 раз?

15. Растворимость $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в воде при некоторой температуре T составляет $4,50 \cdot 10^{-4}$ (г/л). Найдите:

а) произведение растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_2$;

б) pH насыщенного раствора;

в) минимальное количество воды, необходимое для растворения 0,9 г $\text{Fe}(\text{OH})_2$;

г) как изменится концентрация ионов железа $[\text{Fe}^{2+}]$ в 1 л насыщенного раствора $\text{Fe}(\text{OH})_2$ при добавлении к нему 9 г $\text{Fe}(\text{OH})_2$? 0,1 моль NaOH ?

16. Найдите концентрации ионов Pb^{2+} (моль/л) в:

а) насыщенном растворе PbCrO_4 ($K_L = 10^{-14}$);

б) растворе, полученном при добавлении 1 л воды к 1 л насыщенного раствора PbCrO_4 (не содержащего осадка хромата);

в) растворе, полученном при добавлении 1 л 0,05 М Na_2CrO_4 к 4 л взвеси PbCrO_4 (насыщенный раствор + осадок).

17. Произведение растворимости BaSO_4 в воде при некоторой температуре равно $1,00 \cdot 10^{-10}$.

а) Найдите растворимость BaSO_4 в воде, в г/л.

б) Найдите растворимость BaSO_4 в 0,1 М Na_2SO_4 , в моль/л.

в) К насыщенному раствору BaSO_4 в воде добавили 233 мг $\text{BaSO}_4(\text{тв.})$. Как при этом изменится концентрация ионов бария в растворе?

18. Произведение растворимости фосфата серебра в воде составляет $2,7 \cdot 10^{-19}$. Вычислите:

а) концентрации катиона Ag^+ , аниона PO_4^{3-} в насыщенном растворе Ag_3PO_4 и растворимость этой соли (в моль/л и г/л);

б) минимальный объем воды, в котором можно растворить 419 мг Ag_3PO_4 ;

в) концентрацию катиона Ag^+ после добавления 1,64 г Na_3PO_4 к 1 л насыщенного раствора Ag_3PO_4 ;

г) как изменится растворимость соли при добавлении к раствору 55,56 моль воды.

19. Для гидроксида $\text{M}(\text{OH})_2$ $K_L = 4 \cdot 10^{-12}$. Найдите:

а) растворимость в воде в г/л и моль/л;

б) минимальное количество воды, необходимое для растворения 0,002 моль $\text{M}(\text{OH})_2$.

в) К 1 л раствора, содержащему 4 мг NaOH , добавили $5 \cdot 10^{-4}$ моль $\text{M}(\text{OH})_2$. Какой будет эта система при равновесии – однофазной (раствор) или двухфазной (раствор + осадок)? Найдите концентрацию M^{2+} в растворе и количество $\text{M}(\text{OH})_2$ в осадке.

20. Произведение растворимости CaCO_3 при 77 °C $K_L = 1 \cdot 10^{-8}$. Найдите:

а) растворимость CaCO_3 в воде в моль/л и г/л;

б) концентрацию Ca^{2+} (в моль/л) в 1 л 0,1 М раствора Na_2CO_3 , к которому добавили 1 г CaCO_3 ;

в) какой минимальный объем воды нужен для растворения 1 г CaCO_3 .

г) * В общем виде составьте систему уравнений для расчета равновесных концентраций всех частиц в насыщенном растворе CaCO_3 с учетом гидролиза карбонат-анионов. Произведение растворимости CaCO_3 и константы кислотности угольной кислоты известны.

21. Расположите сульфиды металлов в порядке увеличения их растворимости в воде (обоснованно): Ag_2S ($IP = 10^{-49}$), Bi_2S_3 ($IP = 10^{-105}$), CoS ($IP = 10^{-20}$), HgS ($IP = 10^{-52}$);

а) оцените количество воды, необходимое для растворения 2,33 г HgS ;

б) сколько ионов (штук) содержится в 1 л насыщенного раствора CoS ?

22. Одно из наиболее шумевших отравлений XXI в. было осуществлено с использованием солей полония. Предположим, что убийца использовал раствор сульфата полония ($\text{Po}(\text{SO}_4)_2$, $K_L = 2,6 \times 10^{-7}$), спрятанный в потайном отсеке в перстне (объем = 1 мл). Сколько (максимально) миллиграмм этого соединения попало в чашку кофе жертвы? Сколько граммов сульфата натрия необходимо досыпать в чашку кофе (100 мл), чтобы концентрация ионов Po^{4+} уменьшилась в 1000 раз?

23. Растворимость CaCO_3 в воде при $T = 280$ К равна $1,0 \cdot 10^{-5}$ моль/л, а при $T = 320$ К – $5,0 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Оцените в нулевом приближении растворимость CaCO_3 в воде при $T = 360$ К.

24. Для реакции $\alpha\text{-Ag}_2\text{S}_{(\text{тв.})} = 2\text{Ag}^+_{(\text{водн.})} + \text{S}^{2-}_{(\text{водн.})}$ найдите:

а) стандартную энергию Гиббса реакции $\Delta_r G_{298}^0$;

б) константу растворимости K_L при 298 К;

в) $\Delta_r G_{320}^0$ для насыщенного раствора;

г) как изменится растворимость Ag_2S при нагревании?

Вещество/ион в воде	$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/(моль · К)	$\Delta_f G_{298}^0$, кДж/моль
Ag^+	106	74	77
S^{2-}	33	–15	85
$\alpha\text{-Ag}_2\text{S}$	–32	144	–40

8.18. Расчет констант равновесия в водных растворах

К известным справочным величинам относятся константы кислотности / основности и произведения растворимости. При оценке искомую константу равновесия обменной реакции электролитов в водных растворах следует пытаться выразить через эти известные константы. Удобнее делать это так:

- 1) записать уравнение процесса в сокращенной ионной форме;
- 2) выразить константу равновесия через равновесные концентрации компонентов;
- 3) попытаться домножить числитель и знаменатель этого выражения на концентрации таких ионов и в такой степени, чтобы это привело к выражению, содержащему комбинации выражений известных констант K_a , K_b , K_L и K_w . Для кислотно-основных процессов чаще всего такими сомножителями будут либо $[\text{H}^+]$, либо $[\text{OH}^-]$ в нужных степенях; для реакций с участием труднорастворимых электролитов прежде всего нужно стремиться получить выражения, содержащие произведения растворимости, т. е. домножать на концентрации определенных участников процесса – катионов и / или анионов – в нужных степенях.

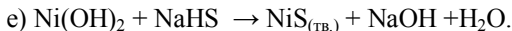
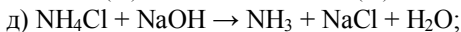
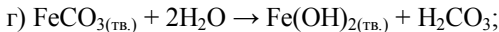
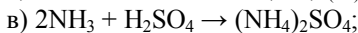
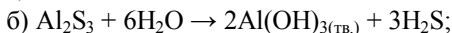
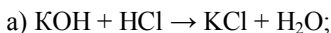
Задачи

1. Выразите константы равновесия соответствующих процессов в водных растворах через известные K_a , K_b и K_L и, используя справочные данные, найдите их численные значения:

- а) $\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}^+$;
- б) $\text{NH}_3 + \text{K}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{K}_2(\text{NH}_4)\text{PO}_4$;
- в) $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{тв.})} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{AgCl}_{(\text{тв.})} + \text{KI} \rightarrow \text{AgI}_{(\text{тв.})} + \text{KCl}$;
- д) $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- е) $\text{Ca}(\text{CN})_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HCN} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{тв.})}$.

NH_4Cl , K_2HPO_4 , $\text{K}_2(\text{NH}_4)\text{PO}_4$, MgCl_2 , KCl , $\text{Ca}(\text{CN})_2$ – хорошо растворимые соли.

2. Запишите уравнения реакций в краткой ионной форме, выразите константы равновесия этих реакций через соответствующие константы K_a , K_b , K_L и K_w и, используя справочные данные, найдите их численные значения:

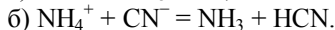
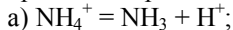


KCl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4Cl , NaCl , NaHS – хорошо растворимые соли.

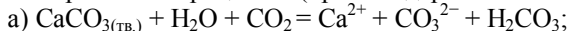
3. Определите, будет ли растворяться гидроксид кобальта(II) в растворе гидросульфида калия. $K_{a1}(\text{H}_2\text{S}) = 10^{-7}$; $K_{a1}(\text{HS}^-) = 10^{-13}$; $K_L(\text{Co}(\text{OH})_2) = 6,3 \cdot 10^{-15}$; $K_L(\text{CoS}) = 3,1 \cdot 10^{-28}$.

4. Для проведения экспресс-анализа геологу потребовалось перевести в раствор образцы минералов сидерита (FeCO_3), вюрцита (ZnS) и ковеллина (CuS). Какие из этих минералов он сможет растворить в соляной кислоте HCl ? Напишите предполагаемые уравнения реакций и проведите расчет констант равновесия. Воспользуйтесь справочными данными.

5. Из справочных данных по K_a и K_b определите константы равновесия и направление процессов (при стандартных состояниях всех веществ):



6. Из справочных данных по IP и K_a определите константы равновесия и направление процессов (при стандартных состояниях всех веществ):



По какому пути, а или б (если учитывать только термодинамические факторы), будут развиваться карстовые явления в известняке?

8.19. Номенклатура неорганических соединений

Задачи

1. а) Назовите соединения по традиционной химической номенклатуре:

SF_4 , CsClO_4 ; BaO_2 ; H_5IO_6 ; $\text{MgCl}(\text{OCl})$; Ca_2SiO_4 ; $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$.

б) Напишите формулы по названиям: метапериодат лития; хлорид калия-натрия; хлорит бария; бромноватистая кислота; дисульфид железа(II).

2. Назовите соединения по формулам, напишите формулы по названиям:

а) Ca_2Si ; MgSiO_3 ; HClO_2 ; BaHAsO_4 ; $\text{Al}(\text{OH})\text{SeO}_3$; CS_2CO_3 ; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;

б) фосфид лития; диортосиликат калия; бромат аммония; метастибит цезия; оксид марганца(VII).

3. Назовите соединения по формулам, напишите формулы по названиям:
а) Ca_3B_2 ; MgGeO_3 ; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; BaHSbO_4 ; $\text{La}(\text{OH})\text{TeO}_3$; ClO_2 ;
б) гипохлорит натрия; метасиликат калия; пентагидрат сульфата меди(II), надпероксид натрия, арсин.
4. а) Назовите соединения: Na_2SeO_3 ; MgS ; $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $(\text{NH}_4)_2\text{HAsO}_4$; $[\text{Cu}(\text{OH})_2]\text{CO}_3$; KClO_3 ; POCl_3 .
б) Напишите формулы: ортосиликат кальция; дихромат аммония; пербромат цинка; хлорноватая кислота; гексагидроксоантранилат(IV) калия; хлорид гидразония.
5. Для соединения $\text{K}[\text{VF}_6]$ определите: внешнюю и внутреннюю сферы, центральный атом, его КЧ (сравните со степенью окисления и ковалентностью), лиганды; выразите константу образования комплекса через соответствующие равновесные концентрации. На какие частицы диссоциирует это соединение в растворах? Приведите примеры соединений с комплексным катионом, диссоциирующих в растворе на три и на четыре иона.

8.20. Кисотно-основные свойства, гидролиз, обменные реакции

Задачи

1. Приведите примеры:
а) одноосновной слабой бескислородной кислоты;
б) двухосновной кислородсодержащей кислоты;
в) трехкислотного основания;
г) амфотерного гидроксида металла. Для последнего приведите реакции, демонстрирующие его амфотерные свойства.
2. а) Напишите уравнения реакций серной кислоты с:
1) LiOH ; 2) MnO (основный оксид); 3) SiO_2 (кислотный оксид).
б) Напишите формулы и назовите кислоту и основание, которые образуют сульфат железа(III).
в) Напишите формулы и назовите все соли, которые могут образовывать аммиак и ортомышьяковая кислота.
3. Приведите примеры кислот, соответствующих формулам HXO , HXO_2 , HXO_3 , HXO_4 , H_2XO_3 , H_2XO_4 , H_3XO_3 (X не должен повторяться). Напишите формулы их бариевых солей. Назовите кислоты и соли. Изобразите структурные формулы кислот. Какие из них являются двухосновными? Сильными?
4. Приведите структурные формулы и названия высших кислот (или гидроксидов) для элементов главных подгрупп 3-го периода Периодической системы. Как и почему (на основе электронного строения) изменяются их кислотные свойства? Приведите уравнения реакций, характеризующие их кислотно-основные свойства. Какие из них относятся к ионным, а какие – к молекулярным соединениям?

5. Для ряда оксидов элементов V(A) группы: $N_2O_3 - P_2O_3 - As_2O_3 - Sb_2O_3 - Bi_2O_3$ объясните изменение кислотно-основных свойств. Укажите, какие из представленных оксидов относятся к кислотному, основному и амфотерному типам. Для этого приведите там, где это требуется, уравнения реакций оксидов с водой, гидроксидом калия или соляной кислотой.

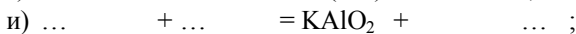
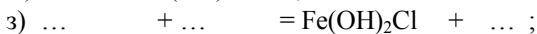
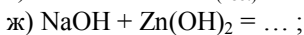
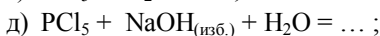
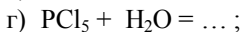
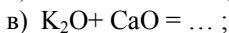
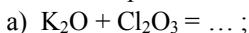
6. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов ЭО₂ группы IV(A) Периодической системы от CO₂ к PbO₂? Напишите уравнения реакций CO₂ и SiO₂ с H₂O и CsOH.

7. Для элементов 3-го периода напишите формулы высших оксидов, определите их кислотно-основные свойства и напишите уравнения реакций с водой.

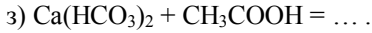
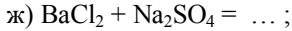
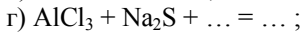
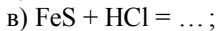
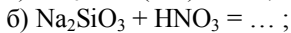
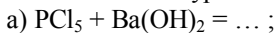
8. Для низшего и высшего оксидов хлора нарисуйте структурные формулы; к какому типу – кислотному, основному, амфотерному – они относятся? Как данные оксиды взаимодействуют с водой, кислотами, основаниями? Приведите уравнения соответствующих реакций.

9. Сравните природу химической связи и отношение к воде (если реагируют, напишите реакции) следующих хлоридов: MgCl₂; SiCl₄; SnCl₄, SnCl₂, PCl₃, PCl₅.

10. Закончите и **уравняйте** следующие кислотно-основные реакции. Укажите условия (там, где это необходимо). Назовите образующиеся соединения по традиционной номенклатуре:



11. Закончите и **уравняйте** следующие обменные реакции:



8.21. Окислительно-восстановительные процессы

8.21.1. Электроотрицательность. Степень окисления

Сумма степеней окисления всех атомов в частице равна ее заряду.

В простых веществах степень окисления равна нулю: Be, N₂, S₈, C₆₀.

Степень окисления – условная величина, для удобства она может быть дробной: K^{+1/3}, Fe^{+8/3}O₄.

Максимальная степень окисления равна номеру группы (N_{гр.}) в коротком варианте Таблицы Менделеева, минимальная для неметаллов, кроме бора, N_{гр.} – 8.

Более электроотрицательные элементы имеют в соединениях отрицательную степень окисления.

Задачи

1. Дайте определения понятиям *электроотрицательность, полярная / неполярная ковалентная связь, степень окисления, ионная связь*. Для каких соединений эффективный заряд на атомах совпадает или близок к значению степеней окисления? Для каких соединений не совпадает? Приведите примеры.

2. Как изменяется электроотрицательность атомов в Периодической таблице Менделеева в группах сверху вниз (а) и в периодах слева направо (б)? Назовите элементы, которые характеризуются максимальным и минимальными значениями электроотрицательности.

3. Одинаковы ли степени окисления кислорода в ряду Na₂O – MgO – Al₂O₃ – SiO₂ – P₂O₅ – SO₃ – Cl₂O₇? Определите его эффективный заряд и полярность связи.

4. Как с помощью Периодической системы определить минимальное и максимальное значения степеней окисления? Поясните на примере серы, фосфора и брома. Приведите примеры соединений, в которых степень окисления азота равна –3, –2, –1, 0, +1, +2, +3, +4, +5.

5. Одинаковы ли степени окисления кислорода в O₂, O₃, OF₂, BaO₂, BaO, BaSO₄, BaS₂O₇, BaS₂O₈?

6. Определите степени окисления всех атомов для Cl₂, CaCl₂, Cl₂O, Cl₂O₇, Ca(ClO)₂, Ca(ClO₂)₂, Ca(ClO₃)₂, Ca(ClO)₂, Ca(ClO₄)₂.

7. Определите степени окисления всех атомов для S₈, SCl₂, SO₂, SO₃, Al₂S₃, Al₂(SO₃)₃, Al₂(SO₄)₃, Al(HSO₄)₃, Al₂(S₂O₇)₃, Al₂(S₂O₈)₃.

8. Определите степени окисления всех атомов для NH₃, (NH₄)₂SO₄, NH₄HSO₄, Mg₃N₂, Mg(NO₂)₂, Mg(NO₃)₂, N₂O₄, MgHPO₃, Mg₃(PO₄)₂.

9. Определите степени окисления всех атомов для C₆₀, CO, CO₂, CH₄, CaC₂, Al₄C₃, C₂H₅OH, Mg₂Si, Mg₂SiO₄, MgSiO₃, Be₃Al₂(Si₆O₁₈), SiO₂·xH₂O.

10. Какие из представленных соединений относятся к высшим, низшим и промежуточным степеням окисления иода: AlI₃, I₂, I₂O₅, ICl₃, IF₇, PI₃,

KIO, HIO₃, K₃H₂IO₆, Ca(IO₄)₂, CH₃I.

11. Какие из представленных соединений относятся к высшим, низшим и промежуточным степеням окисления селена: Se, D₂Se, H₂SeO₄, H₆SeO₆, Ca(HSeO₃)₂, Li₂Se.

8.21.2. Окисление и восстановление

Задачи

1. Дать определения понятиям *окислительно-восстановительная реакция, восстановление, окисление, восстановитель, окислитель, полуреакция, диспропорционирование, конпропорционирование*. Привести примеры сильных неорганических окислителей и восстановителей.

2. Какие из соединений могут быть окислителями, а какие восстановителями по сере: H₂S, H₂SO₄, SO₂, S₆, K₂SO₃?

3. По каким элементам серная кислота может быть окислителем и восстановителем?

4. До каких степеней окисления могут быть окислены: SO₂, NO₂, HNO₂, NH₃, H₃PO₃?

5. До каких степеней окисления могут быть восстановлены Br₂, HBrO, KBrO₄, S, N₂H₄, HNO₃?

6. Приведите примеры соединений, которые в зависимости от условий могут быть или окислителем, или восстановителем по кислороду (а), марганцу (б), по водороду (в).

7. Привести примеры реакций диспропорционирования и конпропорционирования. Могут ли продукты реакции диспропорционирования вступать в реакцию конпропорционирования и наоборот? Что для этого необходимо?

8.21.3. Уравнивание ОВР

Алгоритм уравнивания ОВР методом электронного баланса

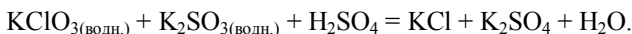
1. Найти атомы, у которых меняются степени окисления.
2. Уровнять электронный баланс – количество отданных восстановителем и принятых окислителем электронов должно быть одинаковым (атом, меняющий степень окисления, умножить на коэффициент, который равен количеству переданных электронов сопряженным атомом).
3. Уровнять материальный баланс. Если реакция проходит в водной среде, можно добавлять воду в уравнение.
4. Проверить полученное уравнение на выполнение балансов по всем атомам, в первую очередь – по кислороду. Если баланс не сходится, вернуться последовательно к предыдущим пунктам.

Алгоритм уравнивания ОВР ионно-электронным методом (методом полуреакций)

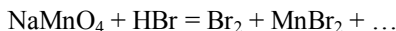
1. Найти атомы, у которых меняются степени окисления.
2. Составить полуреакции:
 - 2.1. записать основу полуреакции в краткой ионной форме;
 - 2.2. уравнивать материальный баланс, добавив к нужной части (левой или правой) необходимые частицы в форме H_2O , H^+ или OH^- ;
 - 2.3. уравнивать заряды в обеих частях уравнения, добавив к нужной части (левой или правой) требуемое количество электронов.
3. Полуреакции можно найти в справочнике, где они приведены для процесса восстановления. Для окисления необходимо полуреакцию «перевернуть».
4. Уравнивать электронный баланс между полуреакциями и сложить их.
5. Уравнивать материальный баланс, добавив сопряженные ионы.

Задачи

1. Чем отличается *метод электронного баланса* от *метода полуреакций* для уравнивания окислительно-восстановительных реакций? Уравняйте при помощи обоих методов следующую реакцию:



2. Для реакции в водном растворе:



- а) допишите продукты, расставьте коэффициенты;
- б) определите сопряжённые пары окислитель и восстановитель;
- в) запишите полуреакции восстановления и окисления в ионной форме.

3. Допишите продукты и уравняйте следующие реакции:

- а) $\text{KMnO}_{4(\text{водн.})} + \text{HCl}_{(\text{конц.})} = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \dots$;
- б) $\text{FeS}_{(\text{тв.})} + \text{O}_{2(\text{газ})} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \dots$;
- в) $\text{Br}_{2(\text{ж.})} + \text{Ba}(\text{OH})_{2(\text{водн.})} = \text{BaBr}_2 + \text{Ba}(\text{BrO}_3)_2 + \dots$;
- г) $\text{NaNO}_{2(\text{водн.})} + \text{FeCl}_{2(\text{водн.})} + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \text{FeCl}_3 + \text{NO} + \dots$.

Укажите окислители и восстановители.

4. Для реакции $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{водн.})} + \text{KI}_{(\text{водн.})} = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}_{(\text{водн.})} + \dots$

- а) запишите уравнение в молекулярном и ионном виде;
- б) укажите сопряженные пары окислитель / восстановитель;
- в) напишите полуреакции окисления и восстановления в ионной форме;
- г) определите, как изменится $\Delta_r G^\circ$ и K при умножении всех коэффициентов на 2.

5. Расставьте коэффициенты в уравнениях ОВР:

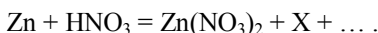
- а) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{Pd} + \text{HNO}_3 = \text{Pd}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

- в) $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} = \text{H}_2[\text{PtCl}_6] + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 г) $\text{PbO}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 д) $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NO} + \text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$;
 е) $\text{AgIO}_3 + \text{H}_2 = \text{Ag} + \text{HI} + \text{H}_2\text{O}$;
 ж) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$;
 з) $\text{NO} + \text{NO}_2 + \text{KOH} = \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 и) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 к) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 = \text{KMnO}_4 + \text{KCl}$;
 л) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

6. Закончите уравнения ОВР, расставьте коэффициенты:

- а) $\text{CoO}(\text{OH}) + \text{HNO}_3 = \text{O}_2 + \text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \dots$;
 б) $\text{Bi}_2\text{O}_5 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$;
 в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaClO} + \text{NaOH} = \text{PbO}_2 + \text{NaCl} + \dots$;
 г) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \dots$;
 д) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$;
 е) $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \dots = \text{MnO}_2 + \dots$.

7. Известно, что в зависимости от концентрации азотной кислоты преимущественным продуктом ее восстановления могут быть $\text{X} = \text{NH}_4\text{NO}_3$, NH_2OH , N_2 , N_2O , NO или NO_2 . Запишите и уравняйте все возможные реакции взаимодействия азотной кислоты и металлического цинка:



8. Уравняйте реакции ОВР между $\text{Cr}(+6)$ и $\text{S}(-2)$ в разных средах:

- а) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{S}^{2-} + \text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + \text{S} + \dots$;
 б) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{S}^{2-} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{S} + \dots$;
 в) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{S}^{2-} + \text{OH}^- = [\text{Cr}(\text{OH})_4]^- + \text{S} + \dots$.

9. Запишите и уравняйте реакции между Mg и соединениями $\text{N}(+5)$, приводящие к восстановлению азота до низшей степени окисления:

- а) между HNO_3 и Mg ; б) между NaNO_3 и Mg в щелочной среде. В какой форме образуется $\text{N}(-3)$ в реакции а? Почему кислотно-основные формы $\text{N}(-3)$ в а и б различны?

10. Закончите и уравняйте реакции термического разложения солей:

- а) $\text{KNO}_3 (t^\circ) = \text{KNO}_2 + \dots$;
 б) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 (t^\circ) = \text{Hg}^0 + \text{NO}_2 + \dots$;
 в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 (t^\circ) = \text{ZnO} + \text{NO}_2 + \dots$;
 г) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 (t^\circ) = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \dots$;
 д) $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 (t^\circ) = \text{Ag}^0 + \dots$;
 е) $\text{CaCO}_3 (t^\circ) = \dots$.

8.21.4. Электрохимический потенциал, уравнение Нернста

Работа по переносу 1 моля электронов равна $F\Delta E$, где F – постоянная Фарадея, равная заряду 1 моля электронов; $F = eN_A$, где e – заряд электрона, N_A – число Авогадро; $F = 96500$ Кл/моль.

$$\Delta G = -nF\Delta E$$

$$\Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln P$$

$$\Delta_r E = \Delta_r E^\circ + (RT/nF) \cdot \ln(P_{Ox}/P_{Red})$$

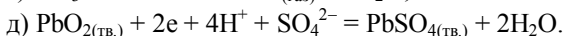
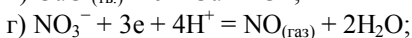
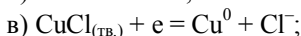
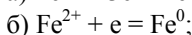
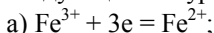
$$\Delta_r E = \Delta_r E^\circ + (0,059/n) \cdot \lg(P_{Ox}/P_{Red}) \quad // \quad ((8,31 \cdot 298 \cdot \ln 10)/96500 = 0,059)$$

Задачи

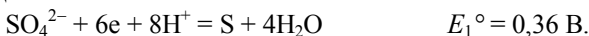
1. Дайте определение понятиям *электрохимический (электродный) потенциал, стандартный электрохимический потенциал, электрод*. Что собой представляет водородный электрод? Запишите ОВ-полуреакцию для водородного электрода. Чему равен его стандартный электродный потенциал?

2. Что такое электрохимический ряд напряжений металлов? На основании чего он построен? Какие металлы называют активными и почему? Почему золото, платину и палладий относят к благородным металлам?

3. Запишите уравнение Нернста в общем виде и применительно для следующих полуреакций:



4. Даны значения стандартных электродных потенциалов для полуреакции:



Найдите значение E_1 при $p\text{H} = 5$ и стандартных состояниях остальных участников.

5. Найдите потенциал водородного электрода $E(\text{H}^+/\text{H}_2)$ в 0,1 М растворе NH_3 ($K_b = 10^{-5}$), при $p(\text{H}_2) = 1$ атм., $T = 298$ К.

6. Вычислите потенциал серебряного электрода, погруженного в насыщенный раствор AgI ($K_{\text{сп}} = 10^{-16}$).

а) При какой концентрации $[\text{Ag}^+]$ потенциал электрода будет равен нулю?

б) При какой концентрации $[\text{I}^-]$ потенциал электрода будет равен нулю?

7. Вычислите потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе хлорида серебра ($K_{\text{сп}} = 1,6 \cdot 10^{-10}$), содержащем, кроме того, а) 0,1 М и б) 1 М хлорида калия. Сравните полученный результат со стандартным потенциалом хлорсеребряного электрода.

8. Рассчитайте E° полуэлемента $\text{SO}_4^{2-} + 8\text{e} + 10\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$, если известны E° для:

а) $\text{S} + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S}$, $E^\circ = +0,14 \text{ В}$;

б) $\text{SO}_4^{2-} + 6\text{e} + 8\text{H}^+ = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$, $E^\circ = +0,36 \text{ В}$.

9. Для полуреакций $\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$ и $\text{Mn}^{3+} + \text{e} = \text{Mn}^{2+}$ E° равны $-1,19$ и $1,51 \text{ В}$ соответственно. Рассчитайте E° и ΔG° для полуреакции $\text{Mn}^{3+} + 3\text{e} = \text{Mn}$. Зависят ли значения E и E° этой полуреакции от $[\text{Mn}^{3+}]$, $[\text{H}^+]$, температуры?

10. Используя значения стандартных электродных потенциалов для полуреакций $\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$ ($E_1^\circ = 1,84 \text{ В}$) и $\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$ ($E_2^\circ = -0,28 \text{ В}$) найти E_3° и $\Delta_r G_3^\circ$ для полуреакции $\text{Co}^{3+} + 3\text{e} = \text{Co}^0$. Будет ли металлический кобальт растворяться в 1 М HCl при стандартных состояниях всех участников и по какой реакции?

8.21.5. ЭДС химической реакции. Направление ОВР

$$\Delta G = -nF\Delta E$$

Задачи

1. Дайте определение понятиям *ЭДС химической реакции*, *стандартная ЭДС химической реакции* *стандартная энергия Гиббса*. Запишите, как связаны между собой энергия Гиббса и ЭДС окислительно-восстановительной реакции. Как по знаку ЭДС определить направление ОВ-реакции?

2. Уравняйте реакции, проходящие в водной среде, и рассчитайте для каждой стандартное значение ЭДС ($\Delta_r E^\circ$) и энергии Гиббса ($\Delta_r G^\circ$):

а) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \dots$;

б) $\text{FeCl}_2 + \text{NaClO} + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \text{NaCl} + \dots$;

в) $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + \dots$.

3. Разрешена ли в стандартных условиях и при стандартных состояниях всех компонентов реакция (ответ обоснуйте):



4. Для каких из приведенных металлов (Ni , Na , Fe , Ag , Ca , Al , Cu) термодинамически разрешены реакции с а) 1 М раствором HCl и б) водой с выделением H_2 ? Обоснуйте, рассчитав значения $\Delta_r E^\circ$.

5. Исходя из значений стандартных электродных потенциалов $E^\circ(\text{Me}^{2+}/\text{Me}^0)$, равных $-0,14 \text{ В}$; $-0,13 \text{ В}$; $+0,92 \text{ В}$ для Sn , Pb и Pd соответственно, определите, будут ли эти металлы растворяться в кислом растворе при $pH=0$ с выделением H_2 (все участники реакции в стандартных состояниях).

6. Используя стандартные электродные потенциалы, оцените возможность протекания следующих реакций в водных растворах:

- а) $\text{FeCl}_3 + \text{KI} = \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \dots$;
- б) $\text{FeCl}_3 + \text{KBr} = \text{FeCl}_2 + \text{Br}_2 + \dots$;
- в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KBr} = \text{KOH} + \text{Br}_2 + \dots$;
- г) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 = \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- д) $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4 + \text{O}_2 + \dots$;
- е) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HIO}_3 + \dots$;
- ж) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HI} + \text{HClO}_3 + \dots$;
- з) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SeO}_3 = \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SeO}_4 + \dots$;

Расставьте стехиометрические коэффициенты.

7. Возможно ли окисление (стандартные условия и состояния всех участников реакции) газообразным кислородом в кислой среде водных растворов а) FeCl_2 , б) CrCl_2 ? Напишите соответствующие реакции окисления в ионной и молекулярной форме. Вычислите стандартную энергию Гиббса при 298 К для окисления Cr^{2+} до Cr^{3+} в расчете на 1 моль CrCl_2 .

8. Возможно ли а) окисление 1 М раствора CoSO_4 с помощью 1 М раствора KClO_3 в кислой среде (0,5М H_2SO_4) с формированием ионов Co^{3+} и б) диспропорционирование Cl_2 в кислой и щелочной среде? Ответы обоснуйте из значений E° . Запишите уравнения реакций и полуреакций.

9. Можно ли окислить $\Gamma_{(\text{водн.})}^-$ до $\text{I}_{2(\text{тв.})}$ при стандартных состояниях всех участников:

- а) при помощи $\text{Cr}^{3+}_{(\text{водн.})}$;
- б) при помощи $\text{Fe}^{3+}_{(\text{водн.})}$;
- в) при помощи MnO_4^- в щелочной среде?

Найдите $\Delta_r E^\circ$ для всех трех реакций, приведите уравнения всех разрешенных реакций.

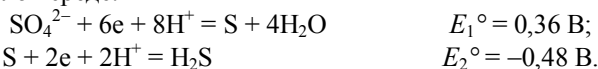
$$E^\circ(\text{I}_{2(\text{тв.})} / \Gamma_{(\text{водн.})}^-) = 0,54 \text{ В}; \quad E^\circ(\text{Cr}^{3+}_{(\text{водн.})} / \text{Cr}^{2+}_{(\text{водн.})}) = -0,41 \text{ В};$$

$$E^\circ(\text{Fe}^{3+}_{(\text{водн.})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{водн.})}) = 0,77 \text{ В}; \quad E^\circ(\text{MnO}_4^-_{(\text{водн.})} / \text{MnO}_{2(\text{тв.})}, \text{OH}^-) = 0,60 \text{ В}.$$

10. Запишите уравнения реакций окисления хлорид-ионов Cl^- в щелочном растворе ($pH = 14$) гипобромитом BrO^- до разных продуктов (в ионной форме). Используя приведенные значения E° , определите возможность протекания этих реакций при стандартных состояниях всех веществ. Считать, что гипобромит BrO^- восстанавливается до Br^- .

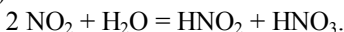
Стандартные потенциалы при $pH = 14$: $E^\circ(\text{BrO}^- / \text{Br}^-) = 0,76 \text{ В}$;
 $E^\circ(\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-) = 0,62 \text{ В}$; $E^\circ(\text{ClO}^- / \text{Cl}^-) = 0,89 \text{ В}$; $E^\circ(\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = 1,36 \text{ В}$.

11. Даны значения стандартных электродных потенциалов для полуреакций в кислой среде:



Возможно ли диспропорционирование серы на H_2S и H_2SO_4 (все участники в стандартных состояниях)?

12. Определите диапазон pH , в котором возможно диспропорционирование оксида азота(IV):



Концентрации всех частиц в растворе, кроме $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$, равны 1 моль/л.

13. Во время первой мировой войны в качестве боевого отравляющего вещества использовался хлор. Пользуясь табличными данными, предложите три окислителя, с помощью которых можно было бы получить хлор из поваренной соли при стандартных условиях и состояниях всех веществ. Напишите и уравняйте соответствующие уравнения реакций. В качестве доказательства используйте стандартные значения ЭДС химической реакции.

14. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, напишите две реакции, в которых бром Br_2 является окислителем и восстановителем, подтвердив возможность протекания реакций значениями ΔE° . Определите, в каком интервале pH при взаимодействии KBrO_3 с KBr в водном растворе серной кислоты образуется Br_2 (концентрации всех реагентов за исключением $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ взять равными 1 М).

15. Найдите $\Delta_r E^\circ$ и $\Delta_r E$ для процесса $\text{Ni}^{2+}_{(\text{водн.})} + \text{Pb}_{(\text{тв.})} = \text{Ni}_{(\text{тв.})} + \text{Pb}^{2+}_{(\text{водн.})}$ при $[\text{Ni}^{2+}] = 0,5$ моль/л, $[\text{Pb}^{2+}] = 0,001$ моль/л и избытке металлов. При каком соотношении концентраций солей реакция будет протекать в прямом направлении?

16. Для реакции, протекающей в водном растворе в нейтральной среде, $\text{KMnO}_4 + \text{NaBr} = \text{MnO}_2 + \text{Br}_2 + \dots$ (без подкисления и подщелачивания):

а) укажите окислитель и восстановитель;

б) напишите полуреакции окисления и восстановления в ионной форме;

в) запишите и уравняйте реакцию в ионной и молекулярной формах;

г) исходя из стандартных электродных потенциалов $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2, \text{OH}^-) = 0,60 \text{ В}$ и $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,09 \text{ В}$, определите возможность протекания реакции при стандартных условиях и состояниях всех веществ;

д) найдите $\Delta_r G^\circ$;

е) определите, как изменятся $\Delta_r G^\circ$ и $\Delta_r E^\circ$ при умножении всех коэффициентов на 3;

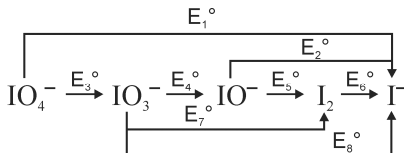
ж) укажите, зависят ли $\Delta_r E$ и $\Delta_r E^\circ$ от $[\text{H}^+]$, $[\text{Zn}^{2+}]$, температуры.

8.21.6. Диаграммы Латимера

$$E_3^\circ = (n_1 E_1^\circ + n_2 E_2^\circ) / n_3$$

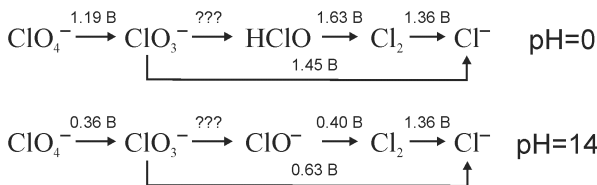
Задачи

1. Пользуясь табличными данными, составьте диаграмму Латимера для соединений иода в щелочной среде (замените E° на численные значения):



Пользуясь составленной диаграммой, укажите, какие формы иода будут неустойчивы и склонны к диспропорционированию в щелочной среде. Ответ подтвердите расчетом величин $\Delta_r E^\circ$.

2. Замените знаки вопроса на цифры в диаграммах Латимера. Разрешена ли реакция диспропорционирования ClO_3^- в кислой и щелочной среде до $\text{Cl}(-1)$ и $\text{Cl}(+7)$?

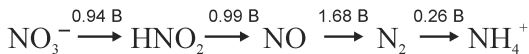


3. Из диаграммы Латимера для кислой среды ($pH = 0$) определите:

а) величину стандартного электродного потенциала E° для полуреакции $\text{NO}_3^- + 8e + 10\text{H}^+ = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$;

б) величину электродного потенциала E при $pH = 4$ (остальные вещества – по 1 моль/л) для полуреакции $2\text{NO}_3^- + 10e + 12\text{H}^+ = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$;

в) возможно ли диспропорционирование NO в кислой среде и на какие продукты? Напишите уравнения реакций и соответствующие значения $\Delta_r E^\circ$.

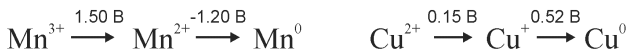


4. Из приведенных диаграмм Латимера найдите:

а) E° для полуреакции $\text{Mn}^{3+} + 3e = \text{Mn}^0$;

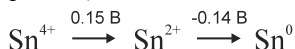
б) разрешена ли реакция $\text{Mn} + 2\text{H}^+ = \text{H}_{2(\text{газ})} + \text{Mn}^{2+}$ при стандартных состояниях всех участников (обосновать величиной $\Delta_r E^\circ$);

в) разрешены ли реакции диспропорционирования Mn^{2+} и Cu^+ при стандартных состояниях всех участников (обосновать величиной $\Delta_r E^\circ$).

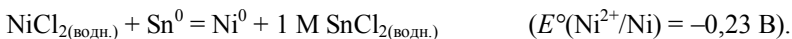


5. Используя приведенную диаграмму Латимера для соединений олова в водном растворе, обоснованно определите (напишите уравнения реакций, посчитайте значения $\Delta_r E^\circ$), разрешены ли следующие реакции:

- растворение олова в 1 М соляной кислоте;
- диспропорционирование 1 М раствора SnCl_2 ;
- окисление 1 М раствора SnCl_2 кислородом (1 атм.; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ В}$ при $pH = 0$).

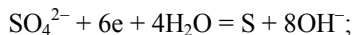


г) При каких начальных концентрациях соли NiCl_2 разрешена реакция её восстановления металлическим оловом?



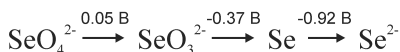
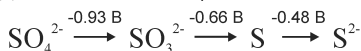
6. Из приведенных ниже диаграмм Латимера для щелочной среды:

а) найдите величину $\Delta_r E^\circ$ для полуреакции

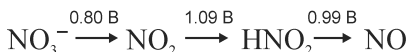


б) может ли 1 М Na_2SeO_3 окислить 1 М Na_2SO_3 (или наоборот)? Напишите соответствующую реакцию, приведите для нее $\Delta_r E^\circ$;

в) устойчив ли в щелочной среде Se^0 или должен диспропорционировать? Ответ подтвердите значением $\Delta_r E^\circ$.



7. Из приведенной диаграммы Латимера ($pH = 0$) определите возможность окисления HBr ($E^\circ(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 0,87 \text{ В}$) и HCl ($E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,34 \text{ В}$) оксидом азота (IV) и возможность диспропорционирования NO_2 при стандартных состояниях участников реакций. Для всех случаев рассчитайте $\Delta_r E^\circ$. Определите диапазон pH, при котором возможно окисление бромид-иона нитрат-ионом с образованием брома и диоксида азота (концентрации всех частиц = 1 моль/л, кроме $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$).



8.21.7. ЭДС и константа равновесия

$$K = \exp(-\Delta G^\circ/RT) = \exp(nF\Delta E^\circ/RT)$$

Задачи

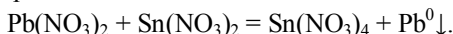
1. Оцените равновесные концентрации HCl и HClO в водном растворе при исходной концентрации $[\text{Cl}_{2(\text{водн.})}] = 0,01$ моль/л. Известно, что $E^\circ(\text{HClO}/\text{Cl}_2) = 1,63$ В, $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36$ В.

2. Найдите K равновесия и равновесную концентрацию $[\text{Bi}^{3+}]$ для реакции $\text{Bi}^{3+}_{(\text{водн.})} + \text{In}^0_{(\text{изб.})} = \text{In}^{3+}_{(\text{водн.})} + \text{Bi}^0$, если начальная концентрация $[\text{Bi}^{3+}]_0 = 0,1$ моль/л, $T = 298$ К. Известно, что $E^\circ(\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}^0) = 0,21$ В, $E^\circ(\text{In}^{3+}/\text{In}^0) = -0,34$ В.

3. Для процесса $\text{Ni}^{2+}_{(\text{водн.})} + \text{Pb}^0 = \text{Ni}^0 + \text{Pb}^{2+}_{(\text{водн.})}$ найдите $\Delta_r E^\circ$, $\Delta_r G^\circ$, K ($T = 298$ К). Найдите равновесный состав, если к 0,1 М раствору NiSO_4 добавили избыток металлического свинца.

Известно, что $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^0) = -0,23$ В, $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) = -0,13$ В.

4. В двух колбах имеется по 0,5 л 2 М раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и 4 М раствора $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$. В результате сливания растворов выпал черный осадок металлического свинца по реакции:



Найдите:

а) ЭДС ($\Delta_r E$), стандартную ЭДС ($\Delta_r E^\circ$) и $\Delta_r G^\circ$;

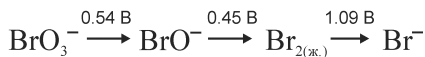
б) массу выпавшего осадка и концентрации солей, оставшихся в растворе.

Известно, что $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^0) = -0,14$ В, $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) = -0,13$ В.

5. Исходя из значений стандартных электродных потенциалов $E^\circ(\text{M}^{2+}/\text{M})$ равных $-0,14$ и $-0,13$ В для Sn и Pb соответственно, найдите равновесные концентрации $[\text{Sn}^{2+}]$, $[\text{Pb}^{2+}]$ для процесса $\text{Sn}^0 + \text{Pb}^{2+}_{(\text{водн.})} = \text{Sn}^{2+}_{(\text{водн.})} + \text{Pb}^0$, если начальная концентрация Pb^{2+} равна 0,3 моль/л, а металлическое олово находится в избытке. Справочные данные взять из предыдущей задачи.

6. Для реакции $2\text{Fe}^{3+}_{(\text{водн.})} + 2\text{Hg}^0 = 2\text{Fe}^{2+}_{(\text{водн.})} + \text{Hg}_2^{2+}_{(\text{водн.})}$ известны значения констант равновесия $K = 0,018$ при 25°C и $K = 0,054$ при 35°C . Рассчитайте $\Delta_r E^\circ$ для этой реакции при 45°C .

7. На основании диаграммы Латимера для соединений брома в щелочной среде рассчитайте константу равновесия реакции $\text{Br}_{2(\text{ж.})} + 2\text{OH}^- = \text{Br}^- + \text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O}$ при температуре 298 К. Найдите концентрации $[\text{Br}^-]$ и $[\text{BrO}^-]$ в водном растворе, содержащем избыток жидкого брома, pH которого равен 8.



8. В сосуд емкостью 2 л поместили 1 л 1 М НВг и 1 г металлической меди. Сосуд закрыли, установилось равновесие.

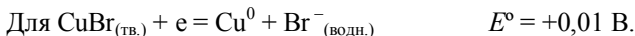
а) Запишите уравнение окислительно-восстановительного процесса, происходящего в сосуде;

б) рассчитайте для него $\Delta_r E^\circ$;

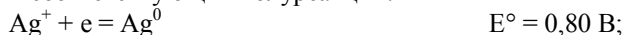
в) найдите константу равновесия;

г) найдите равновесное парциальное давление водорода в сосуде;

д) укажите, как изменится равновесное давление водорода, если емкость сосуда будет 3 л? 25 л.



9. Оцените величину константы образования комплекса $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ из значений E° соответствующих полуреакций:



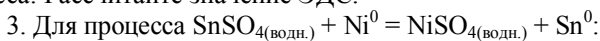
8.21.8. Гальванический элемент

$$\Delta_r E = \Delta_r E^\circ + (0,059/n) \lg(\Pi_{\text{ox}}/\Pi_{\text{red}})$$

Задачи

1. Дайте определение понятиям *гальванический элемент, катод, анод, аккумулятор, топливный элемент, электрод I рода, электрод II рода, стандартный электродный потенциал*. К какому роду относятся цинковый, серебряный, хлорсеребряный, каломельный электроды? В чем отличие между серебряным и хлорсеребряным электродами? Различаются ли их стандартные электрохимические потенциалы?

2. Схематично изобразите гальванический элемент, один из электродов которого представляет собой оловянную пластину, опущенную в 1 М раствор $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, а другой – пластину кадмия в 1 М растворе CdSO_4 . Запишите полуреакции, протекающие на катоде и аноде, и уравнение всего процесса. Рассчитайте значение ЭДС.



а) нарисуйте схему гальванического элемента, обозначив и назвав все его составные части;

б) рассчитайте $\Delta_r G^\circ$ и константу равновесия, укажите направление протекания реакции при $[\text{Sn}^{2+}] = [\text{Ni}^{2+}] = 1 \text{ моль/л}$;

в) укажите, как изменятся $\Delta_r G^\circ$, $\Delta_r E^\circ$ и K при умножении всех коэффициентов на 4;

г) рассчитайте, в каком диапазоне концентраций ионов олова Sn^{2+} потенциал оловянного электрода будет меньше потенциала стандартного никелевого электрода (ток в гальваническом элементе потечет в обратную сторону по сравнению со стандартным);

д) какие частицы будут переноситься через солевой мостик?

$$E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ В}; \quad E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23 \text{ В}.$$

4. Гальванический элемент составлен из хлорсеребряного электрода, погруженного в раствор HCl ($\text{pH} = 2$), и серебряного электрода, погруженного в 0,01 М раствор AgNO_3 , $\text{ПП}(\text{AgCl}) = 10^{-10}$. Определите ЭДС элемента, анод, катод и запишите реакции, протекающие на электродах (298 К).

5. Электроды гальванического элемента представляют собой два сосуда: в первом находится насыщенный раствор AgCl (катод), во втором – 1М раствор CuSO_4 (анод). В первый стакан поместили серебряную пластину, а во второй – медную. Определите произведение растворимости AgCl , если разность потенциалов двух электродов оказалась равна 0,169 В.

6. Гальванический элемент составлен из кадмиевого и хромового электродов ($E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,403 \text{ В}$, $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0,407 \text{ В}$). Какая реакция будет происходить в элементе ($T = 298 \text{ К}$), если начальные концентрации Cd^{2+} , Cr^{3+} и Cr^{2+} равны 0,1 моль/л? Напишите полуреакции на катоде и аноде.

7. Гальванический элемент составлен из электродов:

1) Fe-пластина ($m = 0,56 \text{ г}$) погружена в 0,1 л 0,05 М раствора FeSO_4 ;

2) Zn-пластина ($m = 0,98 \text{ г}$) погружена в 0,1 л 0,01 М раствора ZnSO_4 .

Для данного элемента:

а) напишите полуреакции на электродах;

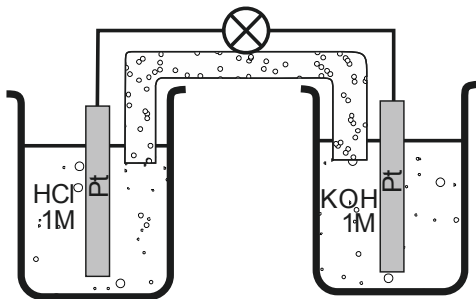
б) рассчитайте $\Delta_r E$ элемента при 298 К;

в) определите концентрации ионов Fe^{2+} , Zn^{2+} и массу Zn- и Fe-пластин после достижения равновесия.

$$E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,440 \text{ В}; \quad E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,763 \text{ В};$$

$$M(\text{Fe}) = 56,0 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ г/моль}.$$

8. Среди всевозможных источников тока существуют концентрационные гальванические элементы, состоящие из одинаковых электродов, отличающихся концентрациями растворенных веществ. Определите ЭДС такого элемента, состоящего из двух водородных электродов. Первый электрод помещен в 1 М раствор HCl , а второй – в 1 М раствор KOH . Постройте график зависимости ЭДС этого элемента от pH второго раствора.



9. Имеется три гальванических элемента, у которых один из электродов одинаковый – водородный электрод с 0,1 М раствором соляной кислоты. Вторые электроды также водородные, но платиновая пластина погружена соответственно в 0,01 М раствор соляной кислоты (I), 0,001 М раствор КОН (II) и 0,1 М раствор слабой кислоты НА (III). Давление H_2 для всех электродов атмосферное, $T = 298\text{ К}$. Найти ЭДС (ΔE) элементов (I) и (II) и константу кислотности НА, если для элемента (III) $\Delta E = 0,118\text{ В}$.

10. На катоде концентрационного гальванического элемента (медная пластинка в 0,5 М растворе $CuSO_4$) протекает полуреакция $Cu^{2+}_{(водн.)} + 2e = Cu_{(тв.)}$. Найти концентрацию $CuSO_4$ на аноде, если разность потенциалов катода и анода $\Delta_r E = 0,118\text{ В}$, $T = 298\text{ К}$.

11. Запишите уравнение ОВР и полуреакции, протекающие в свинцовом (автомобильном) аккумуляторе, определите его $\Delta_r E^\circ$. Насколько изменится $\Delta_r E^\circ$, если серную кислоту заменить на азотную ($Pb(NO_3)_2$ – растворимая соль, в отличие от $PbSO_4$). Какие данные необходимы, чтобы рассчитать $\Delta_r E$?

8.22. Кинетика

Ниже везде в примерах рассматривается реакция: $A + 2B + 3C \leftrightarrow 4D$.

Скорость химической реакции (W) – число актов превращения в единице объема в единицу времени:

$$W = -\frac{1}{\nu_i} \frac{dc_i}{dt} \text{ (для исходных реагентов)} = \frac{1}{\nu_j} \frac{dc_j}{dt} \text{ (для продуктов)}.$$

$$\text{Например: } W = -\frac{dc_A}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{dc_B}{dt} = -\frac{1}{3} \frac{dc_C}{dt} = \frac{1}{4} \frac{dc_D}{dt}.$$

Скорость реакции описывается через **закон действующих масс** — скорость простой химической реакции пропорциональна концентрации взаимодействующих частиц. Скорость описывается формулой:

$$W = k \prod_{i=1}^n C_i^{n_i} \quad (\text{уравнение 8.22}).$$

Например: $W = k \cdot C_A \cdot C_B^2 \cdot C_C^3$.

Порядок реакции по веществу i – величина n_i в уравнении 8.22. Например, для вещества А порядок равен 1, для В равен 2, для С равен 3.

Порядок реакции – сумма порядков по всем веществам. В нашем примере $n = 6$.

Константа скорости – множитель k в уравнении 8.22. Константа скорости численно равна скорости реакции при концентрации всех веществ равных 1. Константа скорости зависит от температуры и не зависит от концентраций веществ.

Зависимость константы скорости от температуры:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT},$$

где A – предэкспоненциальный множитель; E_a – энергия активации.

Правило Вант-Гоффа связано с тем, что большинство реакций имеют примерно одинаковую энергию активации и гласит, что в интервале температур от 0 до 100 °С при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции возрастает в 2–4 раза.

Для реакции первого порядка закон действующих масс может быть записан в дифференциальной:

$$\frac{dC_A(t)}{dt} = -k \cdot C_A(t);$$

и интегральной форме:

$$C(t) = C_0 e^{-kt}.$$

Время полупревращения – время, за которое израсходуется 50 % изначального вещества.

Если скорость прямой реакции равна скорости обратной, то система находится в состоянии равновесия.

Задачи

1. Реакция $A \rightarrow B$ проходит за одни сутки на 40 %. Найдите константу скорости и время полупревращения.

2. Для реакции разложения сульфурилхлорида $SO_2Cl_2 \rightarrow SO_2 + Cl_2$ константа скорости равна $2,2 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Найдите степень превращения в ходе реакции за 2 часа.

3. Выведите выражение для периода полупревращения для реакции второго порядка.

4. Реакция первого порядка $A \rightarrow 2B + C$ имеет период полупревращения 10 минут. Найдите концентрации В и С через 20 минут.

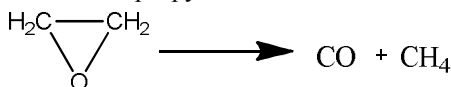
5. Найдено, что при определенной температуре за 10 часов разлагается 30 % вещества. Предполагая, что превращение идет по механизму реакции первого порядка, определите время, необходимое для разложения 99 % реагента.

6. Для реакции первого порядка $A \rightarrow 3B$ время полупревращения составляет 60 минут при температуре 300 К и 5 минут при температуре 360 К. Определите энергию активации реакции. Рассчитайте время полупревращения при температуре 330 К.

7. Для кислоты HA константа кислотности $K_a = 10^{-5}$.

В реакции $A^- + H^+ = HA$ константа скорости прямой реакции составляет $10^{10} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Определите константу скорости обратной реакции.

8. Окись этилена, широко используемая как в химической промышленности, так и в медицине для стерилизации помещений и оборудования, обладает склонностью к саморазрушению:



Эта реакция подала американцам идею запатентовать окись этилена как взрывчатку для авиационных бомб объемного взрыва. При комнатной температуре время полураспада составляет 18,24 с. Рассматривая этот процесс как реакцию первого порядка и принимая энергию активации за 100 кДж/моль, определите время полураспада окиси этилена при 400 К.

9. Период полупревращения трития – 12 лет.

а) Найдите константу скорости распада.

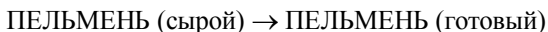
б) Сформулируйте физический смысл «периода полупревращения» и «константы скорости».

в) Запишите кинетические уравнения в дифференциальной и интегральной формах.

г) * На сколько процентов уменьшится количество трития за 2 года?

10. Во время летних каникул Алина Григорьевская решила приобщиться к прекрасному и покорить г. Белуху на Алтае. Забравшись на самую вершину, она почувствовала, что проголодалась, и что пришла пора подкрепиться. Достав из рюкзака примус и пачку пельменей, она устроила себе маленькую полевую кухню. Однако, к ее удивлению, пельмени через обычные 15 минут варки от момента закипания воды оставались еще совершенно сырыми, и потребовалось еще полчаса, чтобы обед оказался готов. Только в базовом лагере у подножия горы Алина вспомнила, что на высоте 4500 м (высота г. Белуха) вода кипит при температуре 85 °С.

Считая, что реакция



имеет первый порядок, определите энергию активации и предэкспоненциальный множитель уравнения Аррениуса для этого процесса. Время готовности пельменей на высоте уровня моря принять за 5 мин., а на высоте 4500 м – за 20 мин.

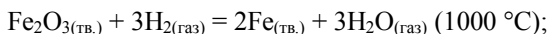
8.23. Химия водорода и р-элементов

8.23.1. Водород

Основные степени окисления водорода: $-1, 0, +1$.

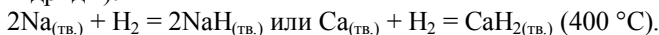
Химические свойства водорода:

а) *восстановитель* в реакциях с оксидами металлов (кроме активных металлов) и неметаллами. Отличительная черта – *инертность*. Без катализаторов или высоких температур реакции не идут:



Исключение – реакции H_2 с O_2 , Cl_2 и F_2 .

б) *окислитель* в реакции с активными металлами (образуются соответствующие гидриды):



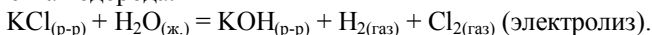
Получение H_2 :

а) *промышленные способы получения водорода:*

$\text{CH}_{4(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} = \text{CO}_{(\text{газ})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})}$ (паровая конверсия, $700\text{--}1100\text{ }^\circ\text{C}$, $15\text{--}40$ бар);

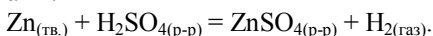
$\text{C}_{(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} = \text{CO}_{(\text{газ})} + \text{H}_{2(\text{газ})}$ (газификация угля, $1000\text{ }^\circ\text{C}$).

Так получают $> 50\%$ всего H_2 . Очень дешевые способы, но необходима очистка водорода.



Водород получается как побочный продукт.

б) *в лаборатории* используется реакция цинка с разбавленными кислотами:



Реакция легко контролируется, реагенты доступны, получается чистый водород.

Задачи

1. Какие степени окисления может проявлять водород в химических соединениях? Приведите примеры. Напишите электронные конфигурации для следующих частиц: H^0 , H^+ , H^- .

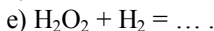
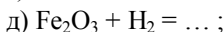
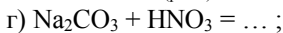
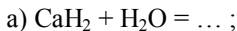
2. Дайте определение понятиям *кислота* и *основание* в рамках теории Брёнстеда – Лоури. Почему частица H^+ реально не существует в водных растворах? Приведите примеры сильных и слабых кислот.

3. Что такое водородный показатель *pH*? Может ли значение *pH* быть отрицательным? Равным нулю?

4. Приведите примеры способов получения водорода в лаборатории и промышленности.

5. Приведите по два примера реакций, в которых H_2 : а) восстановитель; б) окислитель.

6. Закончите и уравняйте реакции:



7. Почему обычно реакционные свойства H_2 проявляются только при повышенной температуре? На примере следующих реакций сравните реакционную способность атомарного и молекулярного водорода:



8. Какие металлы способны реагировать с выделением H_2 при взаимодействии с а) кислотами; б) водой; в) щелочами. Приведите по два примера.

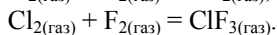
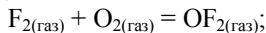
9. Почему у водорода низкая (ниже только у He) растворимость в воде и других жидкостях?

8.23.2. Химия элементов 17 группы (галогены)

Основные степени окисления: F (–1, 0), Cl/Br/I (–1, 0, +1, +3, +5, +7).

Химические свойства простых веществ

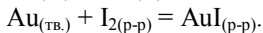
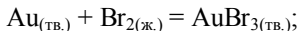
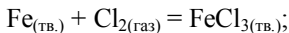
Молекулярный F_2 – *окислитель* по отношению ко всем элементам, даже наиболее электроотрицательным:



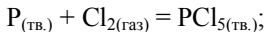
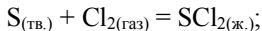
Однако некоторые вещества устойчивы к действию фтора, например, фториды (CaF_2 , FeF_3), N_2 и благородные газы. Сталь пассивируется разбавленным газообразным F_2 .

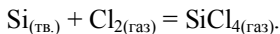
Cl_2 , Br_2 и I_2 сильные *окислители* по отношению к металлам и неметаллам, но способность к окислению снижается в этом ряду.

С металлами:

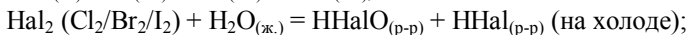
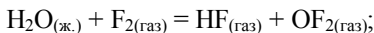


С неметаллами:



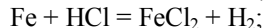
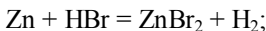


С водой:

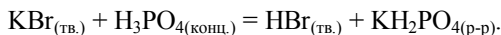


Кислоты и оксиды

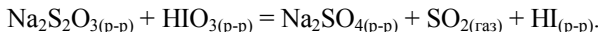
Все галогены образуют галогеноводороды HHal. При растворении в воде получают *кислоты-неокислители*:



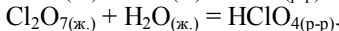
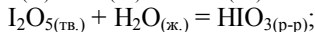
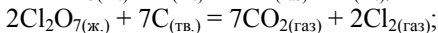
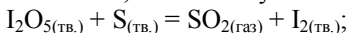
HHal получают вытеснением из солей *кислотами-неокислителями* ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$) подходит только для HCl и HF), например:



Кислоты HHal^{+1}O , $\text{HHal}^{+3}\text{O}_2$, $\text{HHal}^{+5}\text{O}_3$, $\text{HHal}^{+7}\text{O}_4$ существуют только для Cl, Br, I. Относительно устойчивы только HHalO_3 и HHalO_4 . Сильные *окислители*:

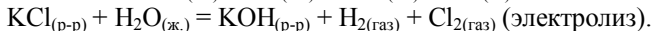
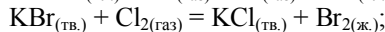
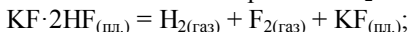


Стабильные оксиды I_2O_5 и Cl_2O_7 . Существует еще ряд нестабильных оксидов Cl. Сильные *окислители*, соответствуют кислотам:



Получение галогенов

F_2 – электролиз расплава $\text{KF} \cdot 2\text{HF}$. Cl_2 – электролиз раствора NaCl или KCl. Br_2 и I_2 – окисление KBr и KI газообразным Cl_2 :



Задачи

1. Назовите элементы 17 группы и запишите их химические символы. Какие из элементов являются распространенными, а какие редкими (на Земле, во Вселенной)? Назовите основные минералы, содержащие распространенные элементы 17 группы. Укажите агрегатное состояние элементов при стандартных условиях. Запишите электронную конфигурацию хлора.

2. Общее название большинства элементов 17 группы – галогены. Как переводится их название на русский язык? Что такое «галос», «галит»?

3. Галогены и их соединения являются важными реагентами и продуктами для химической промышленности, сельского хозяйства, ряд из них играет огромную биологическую значимость. Назовите известные вам галогенсодержащие вещества. Где они применяются?

4. Расположите в ряд по мере увеличения степени ионности следующие связи: Cl-H , Cl-Cl , Cl-Br , Cl-S , Cl-F .

5. Покажите из электронных конфигураций, почему галогены проявляют в соединениях нечетные ковалентности и степени окисления. Почему фтор не проявляет ковалентности выше 1?

6. Исходя из электронной конфигурации, предположите, какие оксиды мог бы образовать хлор? (Реально получены оксиды $\text{Cl}(+1)$ и $\text{Cl}(+7)$). Оксиды галогенов – кислотные или основные?

7. Почему водород и галогены образуют именно двухатомные молекулы? Почему H и F не образуют π -связей (причины разные)? Почему в 17 группе $T_{\text{пл}}$ и $T_{\text{кип}}$ растут от (H_2) , F_2 к I_2 ?

8. В чем причина аномально высокой температуры кипения фтороводорода?

9. Почему растворы иода в CCl_4 и $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ имеют различную окраску?

10. Как и почему различаются pH растворов фторида калия и бромида аммония?

11. Расположите в порядке возрастания pH водные растворы одинаковой молярной концентрации: бромид калия, соляная кислота, фторид калия, фтороводородная (плавиковая) кислота. Ответ обоснуйте уравнениями соответствующих процессов.

12. Напишите структурные формулы HClO_n , назовите кислоты и кальциевые соли.

13. Как и из чего получают в промышленности хлор, бром и иод?

14. Завершите химические реакции получения галогенов в промышленности и в лабораторных условиях.

а) $\text{HCl}_{(\text{водн.})} + \text{MnO}_2 = \dots$;

б) $\text{KBr}_{(\text{водн.})} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(\text{водн.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{водн.})} = \dots$;

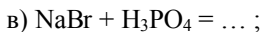
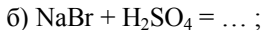
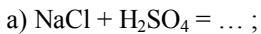
в) $\text{KI}_{(\text{водн.})} + \text{Cl}_2 = \dots$;

г) $\text{HCl} + \text{KClO}_3 = \dots$.

(*) Приведите собственные примеры.

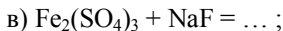
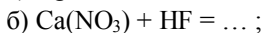
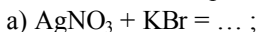
15. Запишите и сравните реакции иода и фтора с водным раствором $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

16. Важным химическим сырьем являются галогеноводороды и их водные растворы. Назовите все галогеноводороды и их водные растворы, используя традиционную номенклатуру. Запишите химические реакции получения галогеноводородов. В каких из нижеперечисленных реакций нельзя получить галогеноводороды?



(*) Приведите собственные примеры.

17. Большинство бинарных солей (галогениды), получаемых смешением растворов галогеноводородов с растворами щелочей и оснований являются растворимыми. Однако существуют и плохо растворимые галогениды. Запишите реакции получения нерастворимых солей. (*) Некоторые из нерастворимых галогенидов способны растворяться в концентрированных растворах соответствующих галогеноводородов. Почему? Завершите следующие химические реакции:

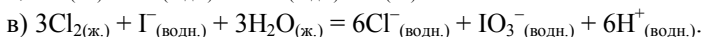
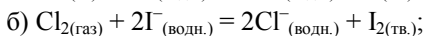
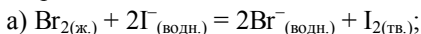


18. Галогены являются ярко выраженными неметаллами и часто выступают в качестве окислителей. Сравните окислительные способности галогенов, подтвердите химическими реакциями (по 2–3 примера для каждого элемента). Для хлора составьте диаграммы Латимера в кислой и щелочной средах.

19. Приведите примеры химических реакций, в которых галогены выступают в качестве восстановителей.

20. Как взаимодействуют галогены с растворами щелочей? Приведите примеры. Чем отличается реакция фтора со щелочами от остальных галогенов? Как зависят продукты взаимодействия от температуры? Что такое хлорная известь? Запишите реакцию между хлорной известью и соляной кислотой.

21. Пользуясь стандартными окислительно-восстановительными потенциалами, рассчитайте константы равновесия и оцените полноту протекания реакций:



22. Какова высшая степень окисления галогенов? Приведите примеры получения таких соединений. (*) Почему растворы перхлоратов в большинстве случаев не являются окислителями?

23. Какие соединения называют межгалогидными? Приведите 3–4 примера. Запишите химические уравнения взаимодействия таких веществ с водой.

24. Закончите уравнения реакций:

- а) $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 (0\text{ }^\circ\text{C}) = \dots$;
- б) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} (70\text{ }^\circ\text{C}) = \dots$;
- в) $\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
- г) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$;
- д) $\text{I}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
- е) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \dots$;
- ж) $\text{Cl}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{FeO}_4 + \dots$;
- з) $\text{Br}_2 + \text{KCrO}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$;
- и) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$.

25. Закончите уравнения реакций:

- а) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \dots$;
- б) $\text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{HCl} = \dots$;
- в) $\text{PbO}_2 + \text{HCl} = \dots$;
- г) $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2 + \text{HCl} = \dots$;
- д) $\text{NaClO} + \text{HCl} = \dots$;
- е) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} = \text{CrCl}_3 + \dots$;
- ж) $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \dots$;
- з) $\text{NaI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CrCl}_3 + \dots$.

26. Закончите уравнения реакций:

- а) $\Gamma^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \dots$;
- б) $\Gamma^- + \text{BiO}_3^- + \text{H}^+ = \text{Bi}^{3+} + \dots$;
- в) $\text{Br}^- + \text{CrO}_4^{2-} + \text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + \dots$.

27. Закончите уравнения реакций:

- а) $\text{HClO} + \text{H}_2\text{S} = \dots$;
- б) $\text{HClO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
- в) $\text{HClO} + \text{KI} = \dots$;
- г) $\text{HClO}_3 + \text{HCl} = \dots$;
- д) $\text{HClO}_3 + \text{Fe} = \text{Fe}(\text{ClO}_3)_3 + \dots$;
- е) $\text{HClO}_3 (t^\circ) = \dots$;
- ж) $\text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \dots$;
- з) $\text{Cl}_2\text{O} + \text{NaOH} = \dots$;
- и) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = \dots$.

28. В 100 г воды растворяется 3,6 г брома с образованием бромной воды. Сколько миллилитров бромной воды (считать $\rho = 1$ г/мл) потребуется для окисления 7,6 г FeSO_4 в сернокислом растворе?

29. Сколько килограммов раствора HCl ($\omega = 39$ масс.%) можно получить из 1 т технической поваренной соли, содержащей 8 % посторонних, не содержащих соли, примесей? Сколько литров 98 % серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) потребуется для взаимодействия с этим количеством соли?

30. Какой объем хлора выделится (н. у.) при взаимодействии избытка соляной кислоты с 1 кг пиролюзита?

8.23.3. Химия элементов 16 группы (халькогены)

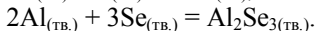
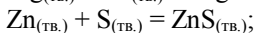
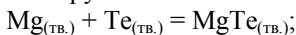
Основные степени окисления: O (–2, –1, 0), S/Se/Te (–2, 0, +2, +4, +6).

Химические свойства простых веществ

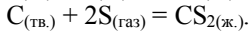
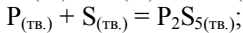
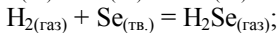
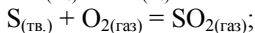
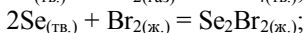
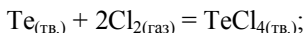
Кислород – один из сильнейших *окислителей*. При взаимодействии со многими металлами и неметаллами образует *оксиды* (рассматриваются отдельно в каждой главе).

Сера, селен и теллур могут быть как *окислителями*, так и *восстановителями*. Так как их стандартное агрегатное состояние твердое, то практически все реакции с ними требуют *повышенной температуры*.

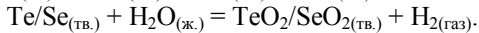
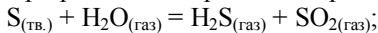
Реагируют со многими *металлами*:



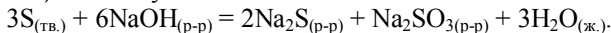
С неметаллами:



При реакции с паром S диспропорционирует, а Te и Se окисляются:

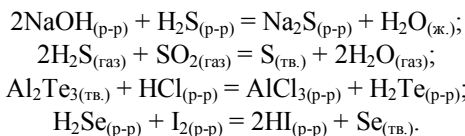


В щелочных условиях:

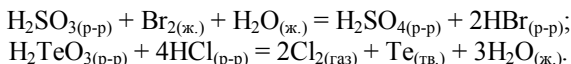


Кислоты и оксиды

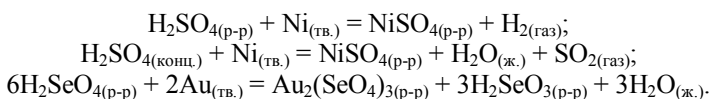
Для всех халькогенов существуют соответствующие водородные соединения H_2S , H_2Se , H_2Te . Слабые *кислоты*, обладают *восстановительными* свойствами. Получают вытеснением из солей:



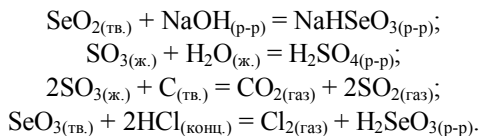
Кислоты $\text{H}_2\text{ЭO}_3$ ($\text{Э} = \text{S}, \text{Se}, \text{Te}$) – слабые *кислоты*. H_2SO_3 *восстановитель*. H_2SeO_3 и H_2TeO_3 *окислители*. H_2SO_3 и H_2TeO_3 нестабильны, дают SO_2 и TeO_2 :



Кислоты $\text{H}_2\text{ЭO}_4$ ($\text{Э} = \text{S}, \text{Se}$) – сильные *кислоты* и сильные *окислители*. H_6TeO_6 – слабая кислота. *Разбавленная* H_2SO_4 – не окислитель!



Оксиды – ЭO_2 и ЭO_3 ($\text{Э} = \text{S}, \text{Se}, \text{Te}$) – *кислотные оксиды*. SO_2 чаще *восстановитель*, чем окислитель. SeO_2 и TeO_2 – *окислители*. ЭO_3 – сильные окислители:



Задачи

1. Назовите элементы 16 группы и запишите соответствующие химические символы. Назовите известные вам минералы, содержащие халькогены. Укажите агрегатное состояние элементов при стандартных условиях. Запишите их обобщенную электронную конфигурацию.

2. Назовите аллотропные модификации простых веществ для серы и кислорода.

3. Как из электронной конфигурации следуют типичные ковалентности и степени окисления кислорода и серы. Укажите их и приведите примеры соединений кислорода и серы в этих степенях окисления.

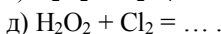
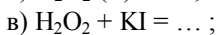
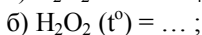
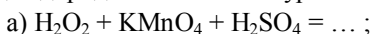
4. Приведите примеры кислотных, основных, амфотерных и несолеобразующих оксидов. Напишите уравнения, подтверждающие их кислотно-основные свойства.

5. Для элементов 3-го периода напишите формулы высших оксидов, определите их кислотно-основные свойства и напишите уравнения реакции с водой.

6. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов галогенов Cl_2O , Cl_2O_7 , I_2O_5 . Приведите уравнения реакции взаимодействия оксидов селена SeO_2 и SeO_3 с KOH , CaO , H_3PO_4 и H_2O .

7. Как получают кислород в промышленности? Как в лабораторных условиях? Напишите уравнения термического разложения перманганата калия, нитрата серебра и хлората натрия.

8. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет пероксид водорода? Напишите и уравняйте следующие реакции:



9. В чем отличие между оксидом, пероксидом и надпероксидом калия? Напишите уравнения реакций этих соединений с углекислым газом.

10. Назовите соединения, определите степень окисления серы: NH_4HSO_4 ; Al_2S_3 ; FeS_2 ; CaSO_3 ; $\text{Cs}_2\text{S}_2\text{O}_7$. Для двух последних соединений приведите структурные формулы анионов.

11. Дайте химические названия веществ и расположите в порядке возрастания pH их водных растворов одинаковой концентрации (с обоснованием): H_2SO_4 , K_2SO_3 , K_2SO_4 и SO_2 .

12. Приведите примеры хорошо и труднорастворимых сульфатов и сульфидов, а также полностью (необратимо) гидролизующихся сульфидов металлов.

13. Как сера(0) реагирует со щелочами? Чем эта реакция похожа на аналогичную реакцию галогенов?

14. Как получают в промышленности серную кислоту?

15. Напишите реакции, характеризующие ОВ-свойства водных растворов K_2SO_3 , H_2S , $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.})$ и $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})$.

16. Почему SO_2 считается одним из самых вредных загрязнителей воздуха? Каковы источники его попадания в атмосферу?

17. Напишите реакции, демонстрирующие:

а) кислотные свойства сероводорода;

б) восстановительные свойства сульфитов;

в) окислительные свойства серной кислотой.

18. Сравните свойства соединений серы в разных степенях окисления, выполняя следующие задания:

а) расположите в порядке возрастания pH растворы Na_2S , Na_2SO_3 , Na_2SO_4 одинаковой концентрации, объясните этот порядок, приведите со-

ответствующие уравнения. Почему среди сульфидных минералов не встречаются сульфиды щелочных и щелочноземельных металлов?

б) напишите уравнения реакций водных растворов H_2S , SO_2 и H_2SO_4 с хлором;

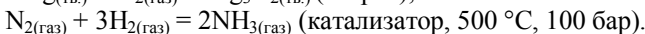
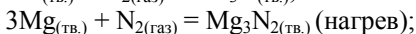
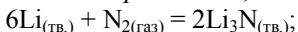
в) напишите уравнения реакций, позволяющих получить SO_2 из сероводорода (реакция 1) и серной кислоты (реакция 2).

8.23.4. Химия элементов 15-й группы (подгруппа азота)

Основные степени окисления: N (от -3 до $+5$), P/As/Sb (-3 , 0 , $+3$, $+5$).

Химические свойства простых веществ

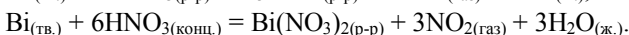
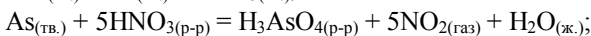
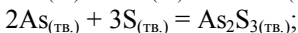
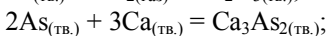
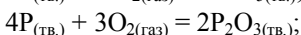
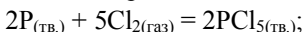
Азот – *инертный* газ, но взаимодействует с активными металлами и H_2 :



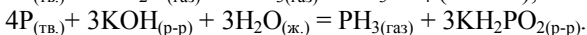
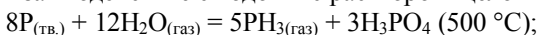
Реакция N_2 с H_2 очень важна, NH_3 является ключевым веществом в синтезе остальных соединений азота.

Элементы P, As – неметаллы, Sb – полуметалл, а Bi – металл.

Типичные реакции с *неметаллами, металлами* и др.:



Взаимодействие с водой и с раствором щелочи:

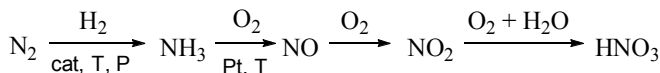


Кислоты и оксиды

Известно множество оксидов азота: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 и N_2O_5 . Из них оксиды N_2O и NO – несолеобразующие оксиды, т. е. им не соответствует кислота или основание. Эти оксиды обладают и Red, и Ox свойствами.

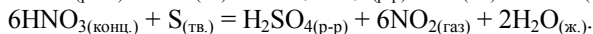
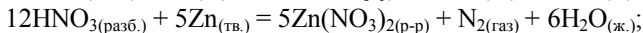
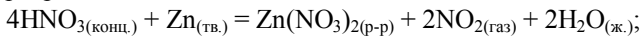
Оксиды N_2O_3 и N_2O_5 – сильные *окислители*, и им соответствуют азотистая кислота HNO_2 (слабая нестабильная кислота, Red / Ox свойства) и азотная кислота HNO_3 (сильная кислота, сильный *окислитель*). NO_2 – сильный окислитель, при контакте с водой диспропорционирует.

Необходимо знать *схему получения HNO_3 из N_2* :

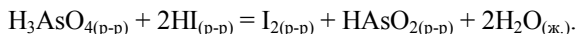


Азотная кислота при реакции с металлами дает различные продукты восстановления азота. Чем более разбавлена кислота и активнее метал, тем сильнее восстанавливается азот; порядок: NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_4NO_3 .

Примеры реакций HNO_3 с *металлами* и *неметаллами*:



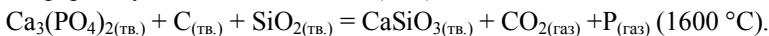
Для Р, Sb и As известны кислотные оксиды $\text{Э}_2\text{O}_5$ (получают сжиганием) и соответствующие кислоты $\text{H}_3\text{ЭO}_4$. H_3PO_4 – кислота средней силы, *неокислитель*. H_3AsO_4 и H_3SbO_4 – *слабые окислители*. Висмутовой кислоты не существует, но ее соли – *сильные окислители*.



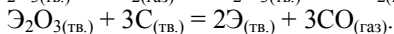
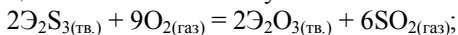
Также для них есть оксиды $\text{Э}_2\text{O}_3$, которым соответствуют *слабые ортокислоты* $\text{H}_3\text{ЭO}_3$, обладающие слабыми *восстановительными* свойствами.

Получение простых веществ

Фосфор получают спеканием $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ с С и SiO_2 :



Мышьяк, сурьму и висмут получают окислением сульфидных руд до оксидов с последующим восстановлением углем:



Задачи

1. Назовите элементы 15 группы и запишите для них химические символы. Назовите основные минералы, содержащие эти элементы. Укажите агрегатное состояние элементов при стандартных условиях. Запишите их обобщенную электронную конфигурацию.

2. Приведите примеры соединений, в которых степень окисления азота равна -3 , -2 , $+1$, $+3$, $+5$. Какова максимальная валентность азота? Почему максимальные значения валентности и степени окисления азота не совпадают?

3. Перечислите все оксиды азота, укажите, какие из них имеют неспаренные электроны, охарактеризуйте их кислотно-основные свойства. Для кислотных оксидов напишите реакции взаимодействия с раствором $\text{Ba}(\text{OH})_2$, для основных – с серной кислотой. Напишите реакции получения оксида азота (I), (III) и (V).

4. Приведите две реакции для получения оксида азота(IV). Запишите реакцию, протекающую при взаимодействии оксида азота(IV) с водой. Назовите продукты реакции по традиционной номенклатуре. К какому подклассу оксидов относится оксид азота(IV)? Нарисуйте структурную

формулу и укажите точками все электроны. Что такое радикал? Является ли радикалом оксид азота(IV)?

5. Как получают в промышленности аммиак? Азотную кислоту?

6. Что происходит при нагревании солей аммония? Напишите реакции термического разложения нитрата и нитрита аммония.

7. Напишите уравнения реакций концентрированной азотной кислоты с: фосфором, цинком, раствором аммиака, гидроксидом железа(III), сульфидом натрия.

8. Может ли азотная кислота проявлять окислительные свойства по атому водороду? В чем отличие ОВ-свойств азотной и серной кислот?

9. Напишите реакции термического разложения нитратов металлов:

а) $\text{KNO}_3 (t^\circ) = \dots$;

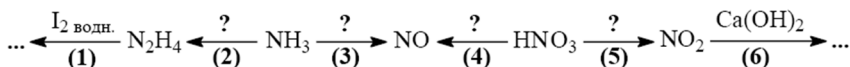
б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 (t^\circ) = \dots$;

в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (t^\circ) = \dots$;

г) $\text{AgNO}_3 (t^\circ) = \dots$.

Какова растворимость нитратов в воде?

10. Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), соответствующих схеме одностадийных превращений:



11. В каком состоянии при н. у. находится фосфор, какие химические связи образует? Сравните реакционную способность молекулярного азота N_2 и белого фосфора P_4 . Почему фосфор не образует молекул P_2 , аналогичных по строению молекулярному азоту?

12. Объясните, почему основные свойства молекулы фосфина выражены слабее, чем у молекулы аммиака.

13. Приведите формулы оксидов и хлоридов фосфора, уравнения реакций оксида фосфора(III) с водой и хлорида фосфора(V) с водной суспензией гидроксида кальция.

14. К какому классу относятся оксиды фосфора? Охарактеризуйте соответствующими реакциями кислотно-основные свойства оксидов фосфора(III) и (V).

15. Как фосфор реагирует с раствором щелочи и соляной кислоты? Что общего у реакций со щелочами у галогенов (кроме фтора), серы и фосфора?

16. Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения для цепочки (иные фосфорсодержащие соединения использовать нельзя):

фосфор \rightarrow фосфид кальция \rightarrow фосфин \rightarrow оксид фосфора(V) \rightarrow ортофосфорная кислота \rightarrow фосфат кальция \rightarrow фосфор.

17. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов $\text{Э}_2\text{O}_3$ в ряду элементов 15-й группы? Подтвердите свой ответ уравнениями реакций оксидов Э(III) ($\text{Э} = \text{N}, \text{P}, \text{Sb}, \text{Bi}$) с концентрированным раствором KOH (отметьте, если реакция не протекает).

18. Напишите уравнения реакций, происходящих при взаимодействии соединений состава ЭCl_3 ($\text{Э} = \text{P}, \text{Sb}, \text{Bi}$) с избытком концентрированного водного раствора Na_2S .

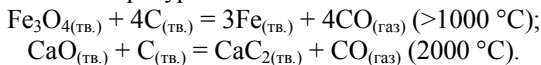
19. Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), с помощью которых можно получить SbCl_3 , NaSbS_3 и $\text{Na}_3[\text{Sb}(\text{OH})_6]$, используя в качестве исходных соединений только NaCl , S , Sb и воду. При необходимости можете использовать электрический ток и нагреватель.

8.23.5. Химия элементов 14-й группы (подгруппа углерода)

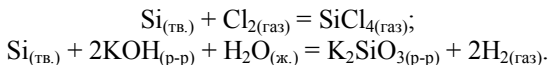
Основные степени окисления: C/Si/Ge (от -4 до $0, +2, +4$), Sn/Pb ($0, +2, +4$).

Химические свойства простых веществ

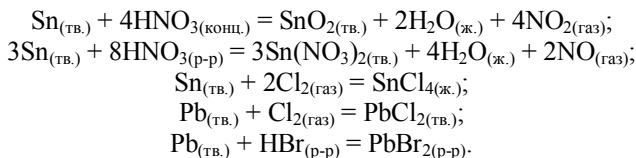
Углерод – *неметалл* и хороший *восстановитель*, но реакции с ним требуют повышенной температуры:



Кремний и германий – *неметаллы* и *восстановители* со схожими свойствами:

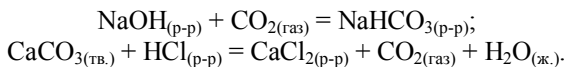


Олово и свинец – *металлы*. Подобно всем металлам реагируют с неметаллами и кислотами:

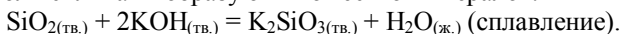


Кислоты, основания и оксиды

У углерода есть два оксида CO (несолеобразующий, *восстановитель*) и CO_2 (*кислотный*). Соответствующая кислота – H_2CO_3 (угольная кислота, слабая, *неокислитель*, неустойчивая), её соли карбонаты образуют различные минералы:



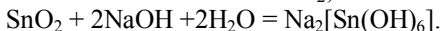
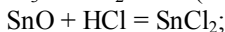
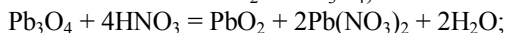
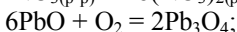
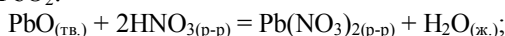
Оксид кремния(IV) – кварц – очень распространенное соединение в земной коре. Обладает *кислотными* свойствами, соответствующая кислота – H_2SiO_3 (кремниевая кислота, слабая, *неокислитель*, нерастворима в воде). Её соли силикаты образуют множество минералов:



Оксид германия(IV) похож на SiO_2 , но может реагировать с кислотами:
 $\text{GeO}_{2(\text{тв.})} + \text{HCl}_{(\text{конц.})} = \text{GeCl}_{4(\text{р-р})}$.

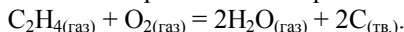
Олово и свинец образуют типичные *основные* оксиды в степени окисления +2: SbO и PbO , соответствующие *основания* – $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и $\text{Sn}(\text{OH})_2$.

В высшей степени окисления образуются SnO_2 (*неокислитель*) и PbO_2 (*сильный окислитель*). Pb_3O_4 получается при окислении PbO и представляет собой $2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$:

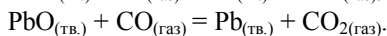
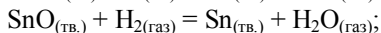
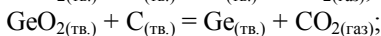
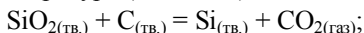


Получение простых веществ

Получать технический уголь синтезом бессмысленно из-за огромных природных запасов. Углерод синтезируют только в виде специальных углей частичным окислением или разложением органических соединений:



Кремний, германий, свинец и олово получают восстановлением из оксидов при высокой температуре ($>1000^\circ\text{C}$):



Задачи

1. Назовите элементы 14-й группы и запишите их химические символы. Назовите основные минералы, содержащие эти элементы. Укажите агрегатное состояние элементов при стандартных условиях. Запишите их обобщенную электронную конфигурацию.

2. Какие из элементов 14-й группы относятся к металлам, какие к неметаллам?

3. Назовите аллотропные модификации углерода. Укажите структурные особенности для каждой модификации. К каким кристаллам – гомоили гетеродесмическим – относятся алмаз и графит, почему только углерод образует модификацию типа графита?

4. Поясните, что такое парниковый эффект и какова роль в нем CO_2 ?
5. Приведите примеры хорошо и труднорастворимых карбонатов.
6. Назовите типы карбидов (в зависимости от их строения и химической связи). Какие из перечисленных карбидов (CaC_2 , SiC , Al_3C_4 , Be_2C , Fe_3C):

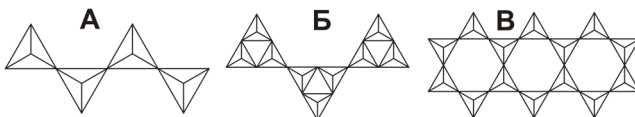
- полностью гидролизуются водой с образованием метана?
- полностью гидролизуются водой с образованием ацетилена?
- устойчивы к действию воды при обычных условиях?

Как такие карбиды можно получить? Напишите уравнения всех реакций.

7. Что такое собственные и примесные полупроводники? Объясните, что такое дырочная проводимость. Какие из элементов 14-й группы относятся к полупроводникам? У кого электропроводность больше – у полупроводников или у металлов? Как зависит электропроводность полупроводников от температуры?

8. Напишите структурные формулы анионов: гидрокарбоната; ортосиликата; диортосиликата, иона $\text{Si}_6\text{O}_{18}^{12-}$ (встречается в берилле). Внутри какого полиэдра находится кремний в силикатах, как соединяются эти полиэдры между собой и почему?

9. Ниже представлены фрагменты структуры цепочечных силикатов:



Напишите брутто-формулу (выражение $\text{Si}_x\text{O}_y^{z-}$ -типа) для каждой структуры, состоящей из 36 атомов кремния ($x = 36$).

10. Чем отличаются строение и физические свойства: а) CO_2 и SiO_2 ; б) угольной и кремниевой кислот? Какая из кислот сильнее? Сравните кислотно-основные свойства CO_2 и SiO_2 на примере их реакции с водой и NaOH .

11. Сравните реакции угольной и кремниевой кислот с KOH . Почему при избытке кислоты для угольной возможно образование кислой соли, а для кремниевой нет?

12. Есть ли в SiO_2 и кремниевой кислоте π -связи? Напишите фрагмент структуры кремниевой кислоты. Как можно получить кремниевую кислоту?

13. Запишите реакцию Na_2SiO_3 с кислотой. Почему продукт реакции (по кремнию) не зависит от используемой кислоты (HCl , HNO_3 , CO_2 водн., NH_4Cl и т. д.)?

14. Какие силикаты хорошо растворимы в воде?

15. Как и почему изменяются кислотно-основные свойства оксидов в ряду $\text{CO}_2 - \text{SiO}_2 - \text{SnO}_2 - \text{PbO}_2$?

16. Как в промышленности получают кремний? Кремний реагирует со щелочами – аналогично галогенам, сере, фосфору – или по иному типу? Напишите уравнение реакции.

17. Сравните взаимодействие простых веществ, образованных элементами 14 группы (C, Si, Ge, Sn, Pb):

- а) с кислотами неокислителями (HCl , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$);
- б) с разбавленным раствором азотной кислоты;
- в) с концентрированной азотной кислотой при нагревании;
- г) с концентрированными растворами щелочей.

Подтвердите ответ, закончив уравнения реакций:

- а) $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \dots$;
- б) $\text{Pb} + \text{HCl}_{(\text{конц.})} = \dots$;
- в) $\text{Ge} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} = \dots$;
- г) $\text{Sn} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} = \dots$;
- д) $\text{C} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} (t^0) = \dots$;
- е) $\text{Si} + \text{HF}_{(\text{конц.})} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \dots$;
- ж) $\text{Sn} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} (t^0) = \dots$;
- з) $\text{Pb} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} (t^0) = \dots$;
- и) $\text{Si} + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} = \dots$;
- к) $\text{Sn} + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} = \dots$.

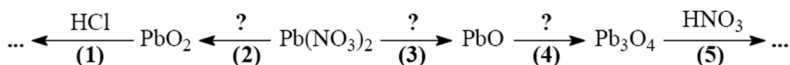
18. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и $\text{Sn}(\text{OH})_4$.

19. Сравните взаимодействие следующих галогенидов элементов 14 группы:

- а) CCl_4 , SiF_4 , SiCl_4 , GeCl_4 с водой;
- б) SnCl_2 и SnCl_4 с избытком концентрированного раствора Na_2S .

Взаимодействует ли сульфид олова(II) с раствором Na_2S_2 ? Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

20. Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), соответствующих схеме одностадийных превращений.



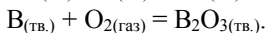
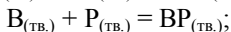
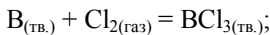
8.23.6. Химия элементов 13-й группы (подгруппа бора)

Основные степени окисления: В (–3, 0, +3), Al/Ga/In (0, +3), Tl (0, +1, +3).

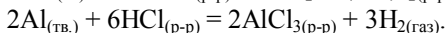
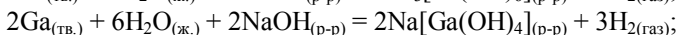
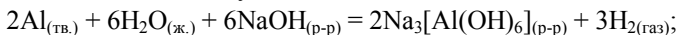
Химические свойства простых веществ

В группу входят В, Al, Ga, In, Tl. Бор – неметалл, остальные – металлы.

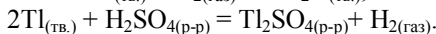
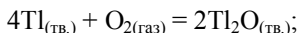
Бор относительно инертен, но реагирует со многими неметаллами при нагревании:



Алюминий и галлий активные металлы (сильные *восстановители*) реагируют с водой в щелочных условиях и со многими кислотами:

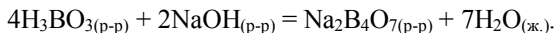


Индий более инертен и с водой не реагирует, но схож по свойствам с Al и Ga. Таллий менее активный металл, образует соединений в основном со степенью окисления +1, в степени окисления +3 сильный *окислитель*:

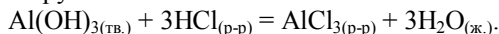


Кислоты, основания и оксиды

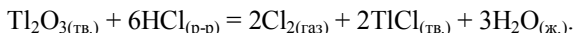
Бору соответствует кислотный оксид B_2O_3 (*неокислитель*). При растворении в воде образуется борная кислота H_3BO_3 . Реакция с щелочами дает тетрабораты:



Алюминий, галлий и индий образуют *основные* оксиды $\text{Э}_2\text{O}_3$, нерастворимые в воде. Им соответствуют нерастворимые основания $\text{Э}(\text{OH})_3$. Могут образовывать комплексные соединения в избытке щелочи, кроме $\text{In}(\text{OH})_3$. $\text{Э}(\text{OH})_3$ легко реагируют с кислотами:

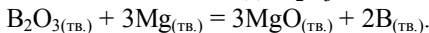


У таллия стабильный оксид Tl_2O при растворении в воде образует щелочь TlOH . Оксид таллия (III) Tl_2O_3 (и соответствующий $\text{Tl}(\text{OH})_3$) – сильный окислитель:

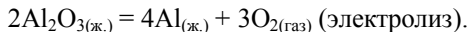


Получение простых веществ

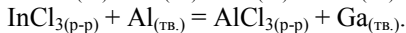
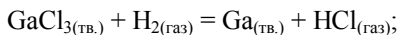
Бор получают восстановлением оксида B_2O_3 активными металлами:



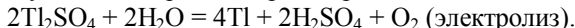
Алюминий получают электролизом расплава Al_2O_3 в криолите $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$:



Галлий и индий менее активны чем алюминий. Их можно получить восстановлением солей:



Таллий получают электролизом растворов его солей:



Задачи

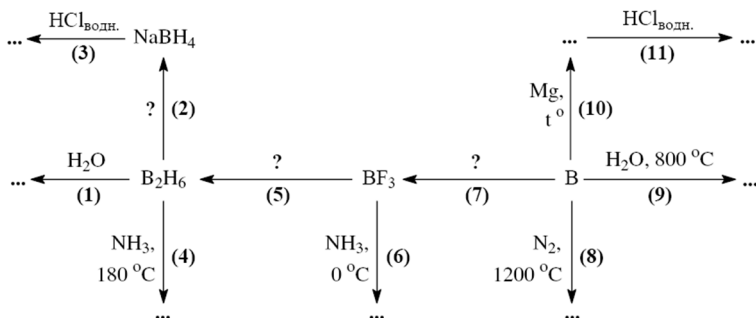
1. Назовите элементы 13-й группы и запишите их химические символы. Назовите основные минералы, содержащие эти элементы. Какие из них металлы, какие – неметаллы? Запишите их обобщенную электронную конфигурацию.

2. Запишите формулы борида магния, метабората калия, диалюмината лития, тетрагидроксоалюмината бария.

3. Что такое алюмосиликаты?

4. Почему борную кислоту H_3BO_3 иногда записывают как $\text{B}(\text{OH})_3$? Охарактеризуйте основность борной кислоты на примере реакции с NaOH .

5. Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), соответствующих схеме одностадийных превращений.



6. Напишите реакции $\text{Al}(\text{OH})_3$ с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{водн.})}$, $\text{NaOH}_{(\text{водн.})}$ и при сплавлении с $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Назовите продукты реакций. К какому кислотно-основному типу относится гидроксид алюминия?

7. Привести уравнения реакций для получения гидроксида алюминия тремя различными способами.

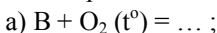
8. Как алюминий реагирует с кислотами и щелочами?

9. Как и из чего получают алюминий в промышленности?

10. Сравните взаимодействие простых веществ элементов 13-й группы (B, Al, Ga, In, Tl):

- с галогенами и кислородом при нагревании;
- с кислотами неокислителями (HCl , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$);
- с концентрированной азотной кислотой при нагревании;
- с концентрированными растворами щелочей.

Подтвердите ответ, закончив уравнения реакций:



- б) $\text{In} + \text{O}_2 (t^0) = \dots$;
- в) $\text{Tl} + \text{O}_2 (t^0) = \dots$;
- г) $\text{Ga} + \text{Cl}_2 (t^0) = \dots$;
- д) $\text{Tl} + \text{Cl}_2 (t^0) = \dots$;
- е) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \dots$;
- ж) $\text{Tl} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \dots$;
- з) $\text{B}_{(\text{аморфн.})} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \dots$;
- и) $\text{Ga} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \dots$;
- к) $\text{Al} + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} = \dots$.

11. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду оксидов (гидроксидов) Э(III), где Э = В, Al, Ga, In, Tl? Соединения какого из элементов 13 группы в степени окисления +3 проявляют окислительные свойства? Подтвердите свой ответ, закончив уравнения реакций:

- а) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{NaOH}_{(\text{тв.})} (t^0) = \dots$;
- б) $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaOH}_{(\text{р-р})} = \dots$;
- в) $\text{GaCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{р-р})} = \dots$;
- г) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} = \dots$;
- д) $\text{AlCl}_3 + \text{NH}_3_{(\text{изб.})} = \dots$;
- е) $\text{Ga}_2\text{O}_3 + \text{NaOH}_{(\text{тв.})} (t^0) = \dots$;
- ж) $\text{TlNO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH}_{(\text{конц.})} = \dots$;
- з) $\text{Tl}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_{2(\text{водн.})} = \dots$;
- и) $\text{Tl}(\text{OH})_3 + \text{HI}_{(\text{конц.})} = \dots$;
- к) $\text{TlCl}_3_{(\text{тв.})} (t^0) = \dots$.

8.23.7. Комплексные задания по химии р-элементов

Рекомендации по решению заданий.

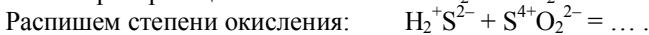
Перед тем как написать продукты реакции, определитесь с типом реакции: обменная (включая кислотно-основные) или Red/Ox-реакция.

Пример 1

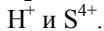
Рассмотрим реакцию:



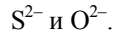
Распишем степени окисления:



Возможные окислители:



Возможные восстановители:



Самый сильный окислитель – это S^{4+} , так как электроотрицательность $\text{S} > \text{H}$ и заряд $4+$ больше, чем $1+$.

Самый сильный восстановитель – это S^{2-} , так как электроотрицательность $\text{S} < \text{O}$.

Рассмотрим возможность переноса электронов от S^{2-} к S^{4+} . Такая реакция вполне возможна, так как электроотрицательность серы не отличается от самой себя, но заряд $4+$ больше чем $2-$.

Следовательно, это будет Red/Ох-реакция.

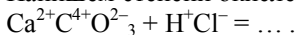
Теперь определимся со степенями окисления после реакции. Поскольку реагирует сера и сера, новая степень окисления должна быть общей и находиться между $4+$ и $2-$. У серы нет стабильной степени окисления $2+$ в соединениях с кислородом. Остается 0 , форма серы с этой степенью окисления – это элементарная сера S . Далее надо распределить H^+ и O^{2-} . Соединение H и O с такими степенями окисления – это H_2O .

Запишем продукты и уравниваем: $2H_2S + SO_2 = 3S + 2H_2O$.

Пример 2

Другой пример: $CaCO_3 + HCl = \dots$

Напишем степени окисления для каждого элемента:



Посмотрим, могут ли переноситься электроны, т. е. происходит ли Red/Ох-реакция. В качестве возможных *окислителей* здесь могут быть Ca^{2+} , C^{4+} и H^+ . O^{2-} и Cl^- не могут быть окислителями и принимать электроны, так как они уже приняли максимальное число электронов.

В качестве возможных *восстановителей* могут быть O^{2-} и Cl^- . Ca^{2+} , C^{4+} и H^+ не могут быть восстановителями, так как не могут больше отдать электроны, они уже в максимальной степени окисления.

Теперь определим самый сильный возможный окислитель. Это H^+ , так как он самый электроотрицательный из возможных окислителей.

Определим самый сильный возможный восстановитель. Это Cl^- , так как у него меньшая электроотрицательность, чем у возможных восстановителей (а именно, у O).

Оценим возможность окислительно-восстановительной реакции между H^+ и Cl^- , двумя самыми сильными кандидатами в своих категориях.

Электрон **не может** переноситься от Cl^- к H^+ в разумных условиях, так как электроотрицательность $Cl \gg H$, кроме того, известно стабильное соединение HCl , в котором степени окисления H^+Cl^- .

Значит Red/Ох-реакция *невозможна*.

Рассмотрим возможность обменной реакции.

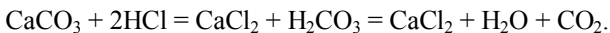
Распишем вещества на ионы: $Ca^{2+} + CO_3^{2-} + H^+ + Cl^-$.

Обменяем ионы и уравнием заряд: $Ca^{2+} + 2Cl^- + CO_3^{2-} + 2H^+$.

Запишем продукты: $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3$.

Теперь надо оценить, будет ли протекать эта реакция полностью. Это произойдет, если будет образовываться вода, выделяться газ или выпадать осадок.

H_2CO_3 – неустойчивая кислота, которая разлагается на CO_2 и H_2O :



Выделяется вода, а CO_2 – это газ, следовательно, реакция будет идти до конца.

Задачи

1. Приведите примеры солей, соответствующих формулам NaXO , KXO_2 , RbXO_3 , CsXO_4 , LiXO_2 , Ti_2XO_3 , Fr_2XO_4 , Na_3XO_3 , и формулы магниевых солей с такими же анионами, где X – p-элемент. Назовите соответствующие солям кислоты и магниевые соли по традиционной номенклатуре. Напишите структурные формулы кислот. Какие из них являются двухосновными?

2. Приведите структурные формулы и названия высших кислот (или гидроксидов) для элементов главных подгрупп 4-го периода ПС. Как изменяются их кислотные свойства?

3. Сравните высшие гидроксиды (оксокислоты) $\text{Э}(\text{OH})_n / \text{H}_x\text{ЭO}_y$ для элементов 3-го периода от Na до Cl по следующим характеристикам:

а) природе химической связи (перечислить все связи, их типы, привести структурные формулы для молекулярных соединений);

б) кислотно-основным свойствам – приведите примеры типичных реакций, показывающих эти свойства.

4. Написав уравнения соответствующих реакций, сравните:

а) кислотно-основные свойства оксидов кальция, азота(II), хлора(VII);

б) приведите пример амфотерного гидроксида (напишите уравнения реакций, иллюстрирующие амфотерность).

5. В чем сходство физических и химических свойств SO_2 , N_4O_{10} , P_4O_{10} ? В чем их сходство и различие по сравнению с SiO_2 ? В чем и почему состоит различие в свойствах SiO_2 и CO_2 ?

6. Сравните реакции а) соляной, б) серной и в) азотной кислот с Mg и Cu (напишите уравнения реакций, назовите продукты).

7. Сравните реакции соляной и серной кислот в концентрированном и разбавленном состояниях с цинком, углеродом, иодидом натрия.

8. Написав уравнения реакций взаимодействия азотной и ортофосфорной кислот с металлическим кальцием и иодом, сравните их окислительно-восстановительные свойства.

9. Сравните реакции Cl_2 , S, P, O_2 , Si, Mg, Al с водным раствором NaOH (напишите уравнения реакций, назовите продукты).

10. Запишите реакции взаимодействия между простыми веществами (Cl_2 , I_2 , Al) и водными растворами гидроксида калия и иодоводорода.

11. Предложите способы получения сульфата и сульфида аммония, используя в качестве источника азота атмосферный азот, а серы – пирит.

12. Закончите реакции:

- а) $\text{PI}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
- б) $\text{Mg}_3\text{N}_2 + \text{HBr}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} = \dots$;
- г) $\text{HClO}_4 + \text{KI} = \dots$;
- д) $\text{CaCO}_3 + \text{HI}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- е) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HBr}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- ж) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3_{(\text{водн.})} + \text{Na}_2\text{S}_{(\text{водн.})} = \dots$.

13. Напишите уравнения реакций:

- а) $\text{SO}_{2(\text{водн.})} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \dots$;
- б) $\text{Rb}_2\text{SiO}_3 + \text{HI}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- в) $\text{AlN} + \text{HBr}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- г) $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
- д) $\text{H}_2\text{O}_2 (t^\circ) = \dots$;
- е) $\text{KClO}_3 (t^\circ, \text{MnO}_2) = \dots$.

14. Напишите уравнения реакций:

- а) $\text{Na}_2\text{S}_{(\text{тв.})} + \text{HClO}_{3(\text{водн.})} = \dots$;
- б) $\text{Na}_2\text{S}_{(\text{тв.})} + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{CO}_{3(\text{водн.})} = \dots$;
- г) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HI}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- д) $\text{Li}_3\text{N} + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- е) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 = \dots$.

15. Напишите уравнения реакций:

- а) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{S}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- б) $\text{Cs}_2\text{SiO}_3 + \text{HBr}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- в) $\text{Na}_3\text{N} + \text{HI}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- г) $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
- д) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{SO}_{2(\text{водн.})} = \dots$;
- е) $\text{Cl}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_{2(\text{водн.})} (t^\circ) = \dots$;
- ж) $\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 (t^\circ) = \dots$.

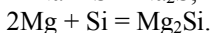
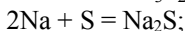
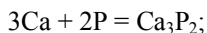
8.24. Химия s-элементов (щелочные и щелочно-земельные металлы)

Основные степени окисления: Li/Na/K/Cs/Rb (0, +1); Be, Mg, Ca, Ba, Sr (0, +2).

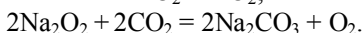
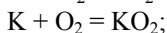
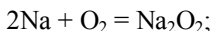
Химические свойства простых веществ

Щелочные (Li, Na, K, Cs, Rb) и щелочноземельные элементы (Be, Mg, Ca, Ba, Sr) – это очень активные металлы, *восстановители*. Активность увеличивается вниз по группе от Li к Rb и от Be к Sr.

Щелочные и щелочноземельные металлы легко реагируют с многими неметаллами:



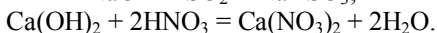
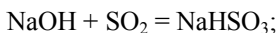
Щелочные металлы при реакции с кислородом склонны образовывать пероксиды (степень окисления у O становится -1) и надпероксиды. Эти соединения являются *окислителями* и обладают свойством выделять активный кислород:



Основания и оксиды

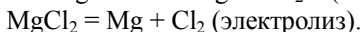
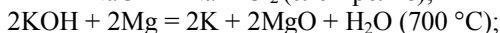
Щелочные металлы образуют *основные* оксиды типа $\text{Э}_2\text{O}$, которым соответствуют щелочи ЭОН. Для щелочноземельных металлов есть *основные* оксиды ЭО и щелочи $\text{Э}(\text{OH})_2$. Все эти оксиды и щелочи не обладают Red/Ox-свойствами.

Для них типичны реакции с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей и воды:



Получение простых веществ

Щелочные и щелочноземельные металлы получают электролизом расплавов солей или восстановлением из оксидов / гидроксидов:



Задачи

1. Назовите элементы 1-й группы и запишите их химические символы. Назовите основные минералы, содержащие эти элементы. Запишите их обобщенную электронную конфигурацию.

2. Как и почему изменяются по группе от Li к Cs температуры и теплоты плавления и кипения простых веществ 1-й группы?

3. Какова растворимость в воде солей щелочных металлов?

4. Приведите примеры гомо- и гетеродесмических солей натрия.

5. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов элементов 1-й группы. Почему элементы 1-й группы названы щелочными металлами?

6. Как и почему изменяются кислотно-основные свойства в ряду $\text{LiOH} - \text{NaOH} - \text{KOH} - \text{RbOH} - \text{CsOH}$?

7. Как реагируют щелочные металлы с водой и кислородом? Каким образом можно получить озониды щелочных металлов?

8. Из чего и как получают в промышленности NaOH?

9. Запишите все возможные реакции RbOH с CO₂, H₃PO₄ и Cl₂O₇.

10. Назовите элементы 2-й группы и запишите их химические символы. Назовите основные минералы, содержащие эти элементы. Запишите их обобщенную электронную конфигурацию.

11. Почему элементы 1-й и 2-й групп не образуют ковалентных соединений? Какого типа химические связи присутствуют в соединениях элементов 1-й и 2-й групп?

12. Приведите примеры гомо- и гетеродесмических солей кальция.

13. Какова растворимость в воде солей элементов 2-й группы (бериллий не рассматривать): галогенидов? сульфатов? карбонатов?

14. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов элементов второй группы.

15. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства гидроксида бериллия Be(OH)₂ с помощью уравнений реакций с HCl и NaOH. Сравните с гидроксидом алюминия.

16. Почему бериллий и магний не относят к щелочноземельным металлам? Поясните на примере различий в химических свойствах соединений магния и кальция; MgO и CaO; Mg(OH)₂ и Ca(OH)₂.

17. Сравните условия реакций с водой и кислородом для магния и кальция.

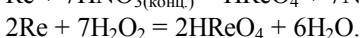
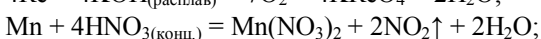
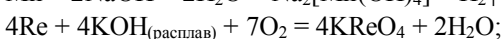
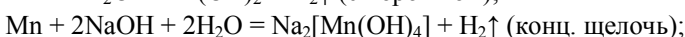
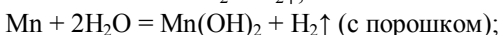
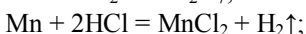
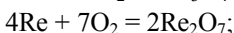
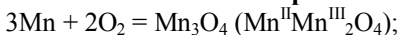
18. Сравните условия реакций с водой и CO₂ для MgO и CaO.

8.25. Химия d-элементов

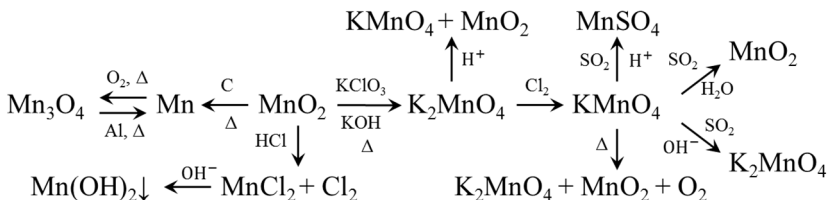
8.25.1. Химия элементов 7-й группы (подгруппа марганца)

Степени окисления: Mn (0, +2, +3, +4, (+5), +6, +7); Tc (0, (+3), +4, (+5), +6, +7); Re (0, (+3), +4, (+5), +6, +7).

Химические свойства простых веществ



Основные превращения в химии марганца



Задачи

1. Назовите элементы 7-й группы ПС и запишите их химические символы. Какие из элементов являются распространенными, а какие редкими? Назовите основные минералы, содержащие самый распространенный элемент 7-й группы, и запишите для него электронную конфигурацию. Какой из элементов получают искусственно, а какой является самым редким на земле?

2. Какими способами получают в промышленности марганец? Что такое ферромарганец и как его получают? Где используют марганец и его соединения, приведите примеры.

3. Какого цвета соли Mn^{2+} ? Перманганат-ион?

4. Как объяснить, что Mn_2O_7 в обычных условиях жидкость, а MnO и MnO_2 твердые вещества?

5. Поясните с помощью уравнений химических реакций, как и почему изменяются кислотно-основные свойства в ряду $\text{MnO} - \text{MnO}_2 - \text{Mn}_2\text{O}_7$.

6. Приведите все оксиды марганца и охарактеризуйте их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Проиллюстрируйте примерами реакций.

7. В какой степени окисления марганца его соединения похожи на соединения находящихся в 17-й группе галогенов? Сравните реакции Mn_2O_7 и Cl_2O_7 с водой, Ca(OH)_2 и восстановителем H_2S .

8. Какие реакции происходят при сплавлении пиролюзита, марганца и гаусманита (по отдельности) с окислительно-щелочными смесями: $\text{O}_2 + \text{KOH}$ и $\text{KNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$? Как получить в лаборатории раствор соли с высшей степенью окисления марганца? В обоснование приведите $\Delta_r E^\circ$ и уравнения реакций. Что такое «марганцовка» и как ее получают в промышленности?

9. Для реакций взаимодействия между Na_2SO_3 и NaMnO_4 в кислой, нейтральной и щелочной средах:

а) напишите уравнения, укажите окислитель и восстановитель, а также восстановленные и окисленные формы (сопряженные пары);

б) рассчитайте, сколько 0,1 М раствора перманганата натрия потребуется для полного окисления 1 литра 0,2 М сульфита натрия в кислой, нейтральной и щелочной средах;

в) объясните, почему продукты восстановления перманганат-иона различаются в зависимости от кислотности среды.

10. Какие из нижеперечисленных реакций могут быть использованы для получения MnO_2 ?

- а) $\text{Mn} + \text{O}_2 (t^\circ) = \dots$;
- б) $\text{Mn}_2\text{O}_7 (t^\circ) = \dots$;
- в) $\text{Mn} + \text{HNO}_3 = \dots$;
- г) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$;
- д) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \dots$;
- е) $\text{Mn} + \text{HCl} = \dots$;
- ж) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \dots$.

11. Закончите уравнения реакций:

- а) $\text{MnSO}_4 + \text{CaOCl}_2 + \text{NaOH} = \dots$;
- б) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$;
- в) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 = \dots$;
- г) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
- д) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HClO}_4 = \dots$;
- е) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HCl} = \dots$;
- ж) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$;
- з) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
- и) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{KOH} = \dots$.

12. Определите направление реакции (обосновать с помощью $\Delta_r E^\circ$):

- а) $6\text{MnO}_4^- + 10\text{Cr}^{3+} + 11\text{H}_2\text{O} = 5\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Mn}^{2+} + 22\text{H}^+$;
- б) $\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$;
- в) $3\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ = 2\text{MnO}_4^- + \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

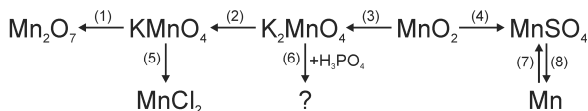
13. Предложите способы осуществления цепочки превращений и напишите уравнения соответствующих реакций:



14. Запишите уравнения реакций, приведите условия их протекания:



15. Запишите уравнения для протекающих процессов:



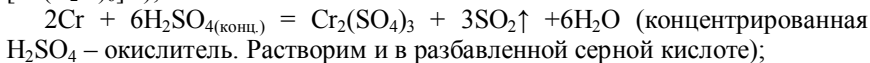
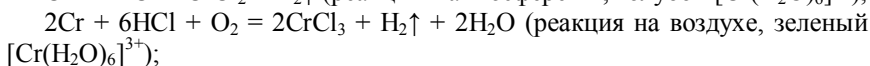
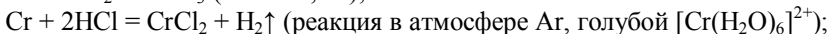
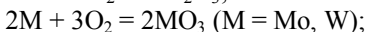
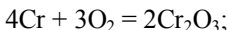
16. Как относятся элементы 7-й группы к действию разбавленных соляной и серной кислот? В обоснование приведите $\Delta_r E^\circ$ и уравнения реакций.

17. Рений легко растворяется в растворе перекиси водорода с образованием раствора рениевой кислоты. Запишите уравнение реакции. ($\text{Re}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Re}^0$; $E^\circ = -0,30 \text{ В}$).

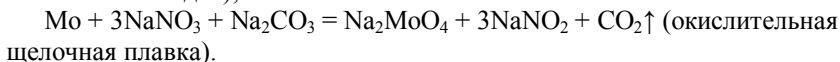
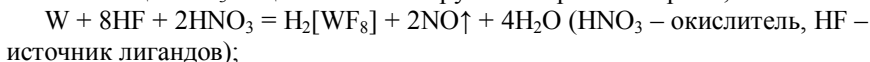
8.25.2. Химия элементов 6-й группы (подгруппа хрома)

Степени окисления: Cr (0, +2, +3, (+4), (+5), +6); Mo (0, (+2), (+3), (+4), (+5), +6); W (0, (+2), (+3), (+4), (+5), +6).

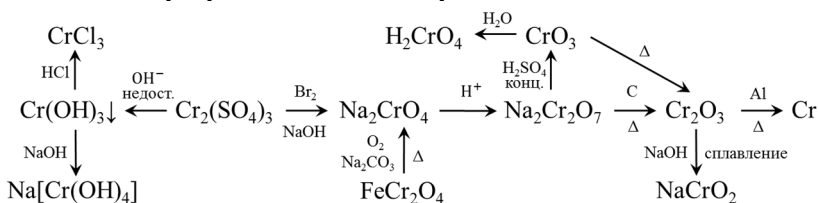
Химические свойства простых веществ



Но: конц. HNO_3 и щелочи пассивируют поверхность хрома;



Основные превращения в химии хрома:



Задачи

1. Назовите элементы 6-й группы ПС и запишите их химические символы. Какие из элементов являются распространенными, а какие редкими? Назовите основные минералы, содержащие эти элементы. Запишите электронную конфигурацию хрома. Приведите примеры соединений со степенями окисления хрома, равными (+2), (+3), (+6).

2. Какими способами получают в промышленности хром, молибден и вольфрам? Что такое феррохром, ферромolibден, ферровольфрам, и в чем

причина популярности этих сплавов в промышленности? Как получают феррохром?

3. Какого цвета водные растворы солей хрома (+3), хроматов, дихроматов? Какой цвет придают бесцветному корунду примесные ионы Cr^{3+} ?

4. Сравните кислотно-основные свойства $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и H_2CrO_4 . Напишите уравнения реакций с соляной кислотой и гидроксидом натрия.

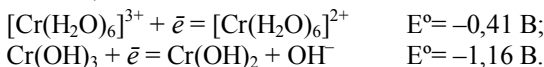
5. Как и почему изменяются кислотно-основные свойства оксидов хрома в ряду $\text{CrO} - \text{Cr}_2\text{O}_3 - \text{CrO}_3$?

6. В какой степени окисления соединения хрома похожи на соединения находящихся в 16-й группе халькогенов? Сравните реакции CrO_3 и SO_3 с водой и щелочами.

7. Запишите уравнение, описывающее равновесие хромат-ион – бихромат-ион. Используя принцип Ле Шателье, определите, в какой среде преобладает концентрация хромат-ионов, а в какой – бихромат-ионов.

8. Запишите диаграммы Латимера для хрома в кислых и щелочных условиях. Может ли Cr^{3+} диспропорционировать? В какой среде?

9. Сравните восстановительные свойства хрома(II) в кислой и щелочных средах, учитывая, что



В какой среде хром(II) способен окисляться кислородом воздуха? Способен ли $\text{Cr}(\text{II})$ окисляться водой?

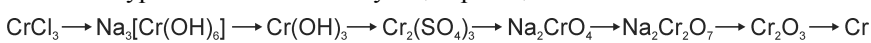
10. В чем заключается сущность пассивирования металлов? Как относится хром к действию концентрированных азотной и серной кислот?

11. Как относятся хром, молибден и вольфрам к щелочам? Какие реакции происходят при сплавлении этих металлов с окислительно-щелочными смесями ($\text{KNO}_3 + \text{KOH}$; $\text{KClO}_3 + \text{KOH}$, $\text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$)?

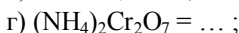
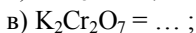
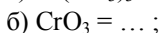
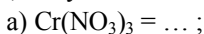
12. Опишите процессы и напишите уравнения реакций, с помощью которых из Cr_2O_3 можно получить а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, б) K_2CrO_4 и в) CrO_3 .

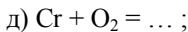
13. Напишите уравнения реакций взаимодействия хромата / дихромата калия с раствором K_2SO_3 в кислой, нейтральной и щелочной средах.

14. Предложите способы осуществления цепочки превращений и напишите уравнения соответствующих реакций:



15. Какие из нижеперечисленных реакций, протекающих при нагревании, могут быть использованы для получения Cr_2O_3 ?





16. Как относятся элементы 6-й группы ПС к действию разбавленных соляной и серной кислот? В обоснование приведите значения $\Delta_r E^\circ$ и напишите уравнения реакций. Почему молибден и вольфрам легче всего взаимодействуют со смесью кислот $\text{HF} + \text{HNO}_3$?

8.25.3. Химия элементов триад (8, 9, 10-я группы)

Степени окисления: Fe (0, +2, **+3**, (+4), (+5), +6, (+8)), Co (0, **+2**, +3, (+4)), Ni (0, **+2**, +3, (+4)), Ru (0, (+1), (+2), +3, **+4**, +6, +8), Rh (0, (+1), (+2), **+3**, (+4), (+5), (+6)), Pd (0, **+2**, (+3), +4, (+5), (+6)), Os (0, +4, +6, **+8**), Ir (0, (+1), (+2), **+3**, +4, (+5), (+6)), Pt (0, **+2**, (+3), +4, (+5), (+6)).

Химические свойства простых веществ

$3\text{M} + 2\text{O}_2 = \text{M}_3\text{O}_4$ ($\text{M}^{\text{II}}\text{M}^{\text{III}}_2\text{O}_4$) (при нагревании; $\text{M} = \text{Fe}, \text{Co}$);

$2\text{Ni} + \text{O}_2 = 2\text{NiO}$ (при нагревании);

$\text{M} + \text{H}^+ = \text{M}^{2+} + \text{H}_2$ ($\text{M} = \text{Fe}, \text{Co}, \text{Ni}$; концентрированные HNO_3 и H_2SO_4 пассивируют эти металлы при комнатной температуре);

$2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ (при нагревании);

$\text{Fe} + 6\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (при нагревании);

$\text{Os} + 2\text{O}_2 = \text{OsO}_4$ (порошок металла, при 20°C – медленно);

$\text{Ru} + \text{O}_2 = \text{RuO}_2$ (600°C , при комн. температуре пассивируется);

$\text{M} + 3\text{KNO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{MO}_4 + 3\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (сплавнение) ($\text{M} = \text{Ru}, \text{Os}$);

$\text{Rh} + \text{O}_2 = \text{RhO}_2$ (Т, давление; без давления – Rh_2O_3);

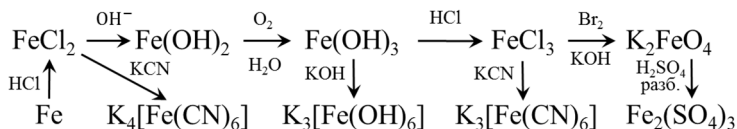
$\text{Ir} + \text{O}_2 = \text{IrO}_2$;

$2\text{Pd} + \text{O}_2 = 2\text{PdO}$ (при нагревании);

$\text{Pd} + 4\text{HNO}_3 = \text{Pd}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (в конц. H_2SO_4 при нагревании);

$3\text{Pt} + 18\text{HCl} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{H}_2[\text{PtCl}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$.

Основные превращения в химии железа



Задачи

1. Назовите элементы 8, 9, 10-й групп ПС и запишите их химические символы. Какие из элементов являются распространенными, а какие редкими? Назовите основные минералы, содержащие элементы 8, 9, 10-й групп 4-го периода, и запишите для них электронные конфигурации.

Какие металлы называются металлами платиновой группы? Как переводятся на русский язык названия платиновых металлов.

2. Какими способами получают в промышленности железо? Что такое сталь, чугун? Где используют кобальт, никель?

3. Какого цвета водные растворы солей Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} ?

4. Приведите примеры хорошо и труднорастворимых солей железа (+3).

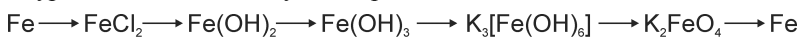
5. Запишите реакции, демонстрирующие кислотно-основные свойства оксидов $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

6. Что такое коррозия железа, ржавчина? Запишите реакции образования ржавчины.

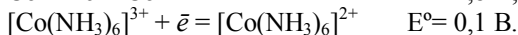
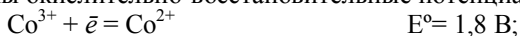
7. Для травления электротехнических плат (растворение незащищенной пленки меди, нанесенной на полимерную основу) используют раствор хлорида железа(III). Запишите реакцию, иллюстрирующую процесс, подтвердите возможность его протекания, используя $\Delta_r E^\circ$. Жидкость для травления регенерируются самостоятельно (увеличивается концентрация действующего реагента) при хранении в открытой таре. Объясните процесс, приведите химическую реакцию и $\Delta_r E^\circ$.

8. Какие реакции происходят при сплавлении гематита с окислительно-щелочными смесями ($\text{O}_2 + \text{KOH}$; $\text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$)? Напишите реакцию получения феррата натрия.

9. Предложите способы осуществления цепочки превращений и напишите уравнения соответствующих реакций:



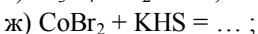
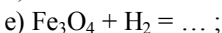
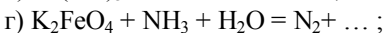
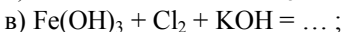
10. Известны окислительно-восстановительные потенциалы:



В каком виде трехвалентный кобальт проявляет более сильные окислительные свойства? Как это влияет на стабильность кобальта (+3)?

11. Сравните окислительно-восстановительные свойства соединений Fe, Co и Ni в степени окисления (+3). Приведите примеры получения таких соединений.

12. Закончите уравнения реакций:





13. Как относятся элементы 8, 9, 10-й групп ПС к действию разбавленных соляной и серной кислот? Для тех реакций, которые идут, приведите $\Delta_r E^\circ$ и уравнения реакций. В каких кислотах или смесях растворяются платиновые металлы?

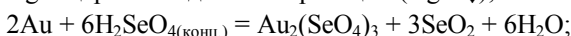
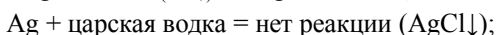
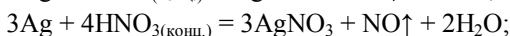
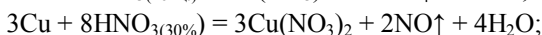
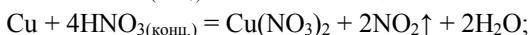
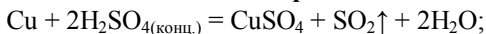
14. Как «вскрывают», т. е. переводят из металла в соединение, металлы платиновой группы. Приведите примеры реакций.

15. Для каждого элемента из платиновой группы приведите не менее двух примеров сложных веществ, содержащих данный элемент. Приведите уравнения реакций получения таких соединений.

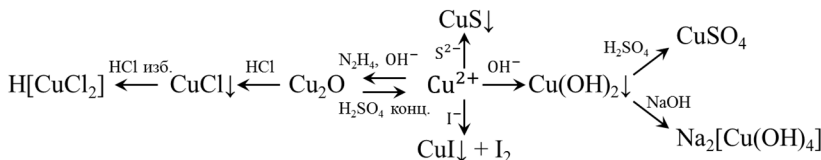
8.25.4. Химия элементов 11-й подгруппы (подгруппа меди)

Степени окисления: Cu (0, +1, +2, (+3), (+4)), Ag (0, +1, (+2), (+3)), Au (0, +1, +3, (+5)).

Химические свойства простых веществ



Основные превращения в химии меди



Задачи

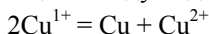
1. Назовите элементы 11-й группы ПС и запишите их химические символы. Какие из элементов являются распространенными, а какие редкими? Укажите окружающие нас предметы, содержащие данные элементы. Назовите основные минералы, содержащие элемент № 29, запишите для него

электронную конфигурацию. Какие металлы из 11-й группы ПС называются благородными?

2. Укажите способы получения меди. Что такое электрорафинирование? Где используют элементы 11-й группы ПС?

3. Какого цвета водные растворы солей Cu (+2) и Ag (+1)?

4. Приведите диаграмму Латимера для меди в кислой среде. Найдите константу равновесия для реакции между медью (0) и медью (+2):



В какой среде соединения меди (+1) могут диспропорционировать?

5. В каких кислотах медь может растворяться с выделением H_2 . Запишите реакции, подтвердите возможность их протекания, используя $\Delta_r E^\circ$.

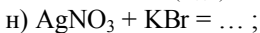
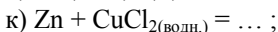
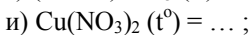
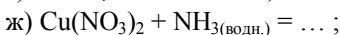
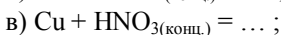
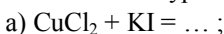
6. Чем объясняют позеленение медных предметов (образование «патины») и почернение серебряных предметов на воздухе? Запишите реакции. С какими химическими веществами, предметами нельзя работать, имея на себе украшения из золота и серебра? Почему?

7. Что такое цианидный метод (метод Багратиона)? Проиллюстрируйте химическими реакциями.

8. Как относятся элементы 11-й группы ПС к действию а) разбавленных минеральных кислот, б) концентрированных азотной и серной кислот и в) «царской водки»? Запишите уравнения реакций.

9. Бромид серебра использовали в XX веке в черно-белой фотографии. В процессе закрепления бромид серебра растворяли в растворе «фиксажа» (тиосульфат натрия), при этом образовывался растворимый комплекс серебра. Запишите реакцию, описывающую данный процесс.

10. Закончите уравнения реакций:



п) $\text{Au} + \text{O}_2 + \text{NaCN}_{(\text{водн.})} = \dots$;

р) $\text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{Zn} = \dots$.

8.25.5. Химия элементов 12-й группы (подгруппа цинка)

Степени окисления: Zn (0, +2), Cd (0, +2), Hg (0, +1, +2).

Химические свойства простых веществ

$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} = \text{ZnO} + \text{H}_2\uparrow$ (только при нагревании);

$\text{M} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \text{MSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ (M = Zn, Cd);

$\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$;

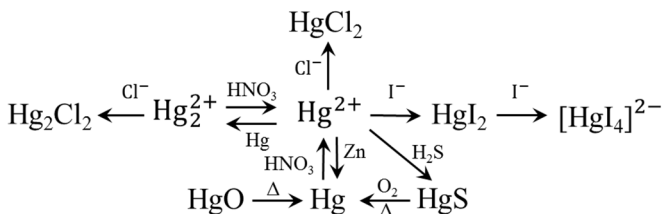
$\text{Cd} + \text{NaOH} = \text{нет реакции}$;

$4\text{Zn} + 10\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;

$4\text{Cd} + 10\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 4\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$;

$3\text{Hg} + 8\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.

Основные превращения в химии ртути:



Задачи

1. Назовите элементы 12-й группы ПС и запишите их химические символы. Какие из элементов являются распространенными, а какие редкими? Какой из металлов известен с древних времен, с какой планетой его ассоциируют? Назовите основные минералы, содержащие элементы 12-й группы ПС. Для элемента № 30 запишите электронную конфигурацию. Какие степени окисления характерны для элементов 12-й группы ПС?

2. Где применяют элементы 12-й группы ПС и их соединения? Какие красители на основе элементов 12-й группы ПС вам известны?

3. Какова биологическая активность элементов 12-й группы ПС?

4. С химической точки зрения объясните смысл «оцинковки» – покрытия железосодержащих материалов цинком.

5. Напишите уравнения реакций, протекающих при сплавлении ZnO с KOH и при взаимодействии ZnO с водным раствором KOH. Назовите продукты в каждой из реакций.

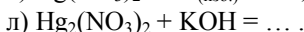
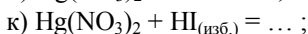
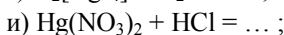
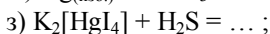
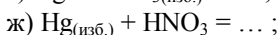
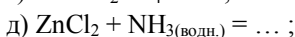
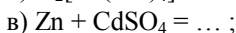
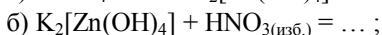
6. Почему при пропускании H_2S через раствор ZnCl_2 происходит не полное осаждение ZnS ? Что нужно добавить к раствору, чтобы осаждение

а) прошло полностью и б) было предотвращено? Ответ обоснуйте, используя значения констант равновесия.

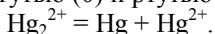
7. Как относятся элементы 12-й группы ПС к действию: а) разбавленных минеральных кислот; б) концентрированных азотной кислоты. Напишите уравнения реакций.

8. Как относятся элементы 12-й группы к действию щелочей? Напишите уравнения реакций.

9. Закончите уравнения реакций:



10. Приведите диаграмму Латимера для ртути. Найдите константу равновесия для реакции между ртутью (0) и ртутью (+2):



8.25.6. Комплексные задания по химии s-, p- и d-элементов

Задачи

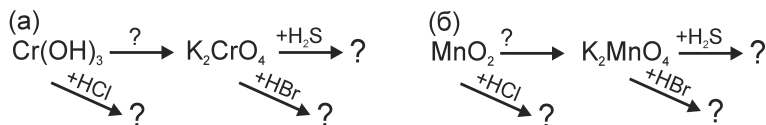
1. Сравните реакции концентрированных кислот (бромистоводородной, серной и азотной) с металлами (магнием и медью). Напишите уравнения реакций, назовите продукты.

2. Приведите уравнения реакций соляной кислоты с Mg, Cu, Fe(OH)₃, HClO₃, Li₂CO₃, NaMnO₄, CaO, RhCl₃ и SiO₂.

3. Приведите примеры соединений меди и кобальта в распространенных степенях окисления, охарактеризуйте их кислотно-основные и ОВ-свойства (привести примеры реакций).

4. Для каких степеней окисления проявляется сходство между элементами главных и побочных подгрупп для одной и той же группы ПС – в высших или низших? Покажите это на примере 16-й группы ПС.

5. Напишите уравнения химических реакций для приведенных ниже схем превращений.



6. Закончите реакции:

- вода + бромид фосфора (III) = ... ;
- раствор серной кислоты + нитрид бария = ... ;
- раствор селеноводорода + перекись водорода = ... ;
- нитрат калия (t°) = ... ;
- раствор иодида натрия + раствор хлорноватистой кислоты = ... ;
- иодистоводородная кислота + карбонат магния = ... ;
- раствор азотной кислоты + раствор метасиликата калия = ... ;
- раствор сульфида калия + раствор нитрата алюминия =

7. Закончите уравнения реакций:

- $\text{Cd} + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{Cu} + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{Fe(OH)}_3 + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{Ni(OH)}_3 + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{KCN} + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{HClO}_3_{(\text{водн.})} + \text{HCl}_{(\text{водн.})} = \dots$.

8. Закончите уравнения реакций:

- $\text{Cu}_2\text{SO}_4 + \text{HClO}_4_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{Cd} + \text{HClO}_4_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{Na}[\text{Sc(OH)}_4] + \text{HClO}_4_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{HClO}_4_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HClO}_4_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{Fe(OH)}_3 + \text{HClO}_4_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{CoO} + \text{HClO}_4_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{Ni(OH)}_3 + \text{HClO}_4_{(\text{водн.})} = \dots$.

9. Закончите уравнения химических реакций:

- $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
- $\text{I}_2 + \text{KOH}_{(\text{водн.})} = \dots$;
- $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;

- г) $\text{CaCO}_3 + \text{HI}_{(\text{водн.})} = \dots$;
д) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{S}_{(\text{водн.})} = \dots$;
е) $\text{NaMnO}_4 + \text{H}_2\text{S}_{(\text{водн.})} = \dots$.

10. Закончите уравнения реакций:

- а) $\text{PCl}_5 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$;
б) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HNO}_3 = \dots$;
в) $\text{FeS} + \text{HCl} = \dots$;
г) $\text{FeS} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \dots$;
д) $\text{Cl}^- + \dots + \text{H}^+ = \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$.

11. Закончите уравнения реакций:

- а) $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
б) $\text{Ca}_3\text{N}_2 + \text{HF}_{(\text{изб.})} = \dots$;
в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 = \dots$;
г) $\text{K}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$;
д) $\text{HClO}_4 + \text{KBr} = \dots$;
е) $\text{CaC}_2 + \text{HNO}_2 = \dots$;
ж) $\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3 = \dots$;
з) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HI}_{(\text{водн.})} = \dots$;
и) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH}_{(\text{изб.})} = \dots$;
к) $\text{Xe} + \text{F}_2 = \dots$.

8.26. Комплексные (координационные) соединения

Комплекс содержит центральный атом или ион (чаще всего металла), окруженный набором лигандов.

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ – комплекс;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ – комплексное соединение;

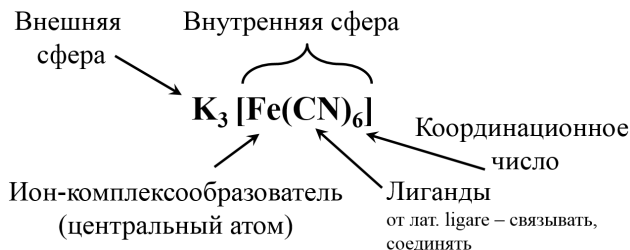
$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ – комплекс и комплексное соединение.

Лиганд – ион или нейтральная молекула, который ковалентно связан с центральным атомом.

Донорный атом – атом в лиганде, который непосредственно связан с центральным атомом.

Координационное число (КЧ) – число донорных атомов лигандов, которые связаны с центральным атомом.

Строение комплексного соединения



Задачи

1. Дайте определение следующим понятиям: *координационное соединение, лиганд, комплексобразователь*.

2. Назовите по систематической номенклатуре (IUPAC) следующие соединения:

- а) $[Co(NH_3)_3Cl_3]$;
- б) $K_3[AlF_6]$;
- в) $(NH_4)_2[Ce(NO_3)_6]$;
- г) $Cs_2[Pd(C_2O_4)Cl_2]$;
- д) $[Ag(NH_3)_2]OH$;
- е) $[Pt(en)_2Cl_2]Cl_2$;
- ж) $[Ru(NO)(NH_3)_3(H_2O)Cl]Br_2$;
- з) $[Rh(acac)_3]$;
- и) $[Co(NH_3)_6][TiCl_6]$;
- к) $[Cr(NH_3)_5Cl][PdBr_4] \cdot H_2O$.

3. Напишите координационные формулы для следующих соединений:

- а) дихлорэтилендиаминртуть(II);
- б) тетрахлороауррат(III) водорода;
- в) дихлородинитропалладат(II) натрия;
- г) сульфат гексаакваникеля(II);
- д) нитрат тетраамминцинка(II);
- е) бромид дихлородигидразинийплатины(II);
- ж) динитритотетраамминкобальт(II);
- з) гексахлороплатинат(IV) тетраамминплатины(II);
- и) гексахлороренат(IV) хлоропентаамминродия(III).

4. Для соединения $K[VF_6]$ определите: внешнюю и внутреннюю сферы, центральный атом, его КЧ (сравните со степенью окисления и ковалентностью), лиганды; выразите константу образования комплекса через соответствующие равновесные концентрации. На какие частицы диссоциирует

$K[VF_6]$ в водном растворе? Приведите примеры соединений с комплексным катионом, диссоциирующих в растворе на а) три иона и б) на четыре иона.

5. Для соединения $Na_3[Ir(C_2O_4)_3]$ определите: внешнюю и внутреннюю сферы, центральный атом, его КЧ (сравните со степенью окисления и ковалентностью), лиганды, дентатность; выразите константу образования комплекса через соответствующие равновесные концентрации. На какие частицы диссоциирует $Na_3[Ir(C_2O_4)_3]$ в водном растворе?

6. Напишите формулы соединений от $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ к $K_3[Co(NO_2)_6]$, последовательно замещая молекулы аммиака во внутренней сфере комплекса нитрит-ионами. Раствор какого из соединений будет обладать минимальной электропроводностью? Какие из соединений могут иметь геометрические изомеры?

7. Для соединения состава $Pd(NO_2)_2 \cdot 2NH_3$ перечислите возможные типы изомерии. Для каждого типа приведите структурную формулу. Сколько всего одноядерных изомеров возможно для комплекса такого состава?

8. Приведите примеры комплексных соединений (не менее двух каждого типа), имеющих следующее геометрическое строение: а) линейное; б) квадрат; в) тетраэдр; г) октаэдр.

9. Приведите КЧ и геометрию координационных соединений для различных степеней окисления элементов I подгруппы ПС.

9. Методические указания по номенклатуре неорганических соединений

Химия, как и любая наука, имеет свой язык, причем письменная форма химического языка играет более важную роль по сравнению с его устной формой. Основным отличием языка химии от обычных языков является наличие в нем номенклатурных правил, т. е. таких правил, руководствуясь которыми можно давать названия элементам, соединениям, методам, аппаратам и теоретическим концепциям. Для химика наиболее важны правила называния огромного числа известных химических соединений.

Целью современной систематической химической номенклатуры является однозначное описание состава и, по мере возможности, строения соединений. Необходимость создания такой номенклатуры определяется растущим объемом химической информации, сложностью ее обработки, хранения и использования с помощью электронной вычислительной техники. Две объективные причины препятствуют созданию единой систематизированной химической номенклатуры – наличие языковых барьеров (одно и то же вещество может по-разному называться на национальных языках) и сложившиеся традиции в крупных сообществах химиков, работающих в разных странах.

Работа номенклатурной комиссии Международного союза теоретической и прикладной химии, ИЮПАК (IUPAC) и аналогичных комиссий национальных комитетов химиков направлена на преодоление существующих разногласий и сводится к созданию принципов и правил для составления названий. В соответствии с этими правилами названия соединений можно разделить на три категории.

1. Рекомендованные названия химических соединений, построенные в соответствии с принципами *систематической химической номенклатуры*.

2. *Альтернативные (традиционные)* названия соединений, построенные с нарушением принятых новых принципов номенклатуры, но имеющие широкое распространение.

3. *Неноменклатурные (тривиальные или специальные)* названия, которые подлежат изъятию из языка.

Правила систематической номенклатуры легко осваиваются, она наиболее формализована, не допускает двойного толкования и особенно важна для описания сложных молекул. Что касается традиционной номенклатуры, то для перехода от ее названий к формулам веществ требуется практический опыт и значительно большее запоминание, однако эти названия часто существенно короче систематических и более удобны в обращении. Несмотря на то что комиссия ИЮПАК признает не все названия, построенные по правилам традиционной номенклатуры, она по-прежнему широко распространена. Для свободного чтения химической литературы, особенно написанной несколько десятилетий назад, необхо-

димо твердое знание ее основных положений, изложенных в следующих разделах.

9.1. Названия и символы элементов

Символы химических элементов согласно правилам ИЮПАК приведены в Периодической таблице. Впервые эта символика (одна-две буквы латинского названия) была предложена Берцелиусом. Названия химических элементов в большинстве случаев имеют латинские корни. В случае если элемент известен в течение нескольких столетий, в ряде языков он имеет свое собственное, тривиальное название (золото, железо, медь, сера, азот и т. д.).

Все новые элементы должны иметь двухбуквенные символы, и, если они относятся к металлам, их названия должны оканчиваться на **-ий**, например Db (дубний). Все изотопы элемента имеют одно название, кроме изотопов водорода, которые имеют собственные названия и символику (^1H – протий, $^2\text{H} \equiv \text{D}$ – дейтерий, $^3\text{H} \equiv \text{T}$ – тритий). Надстрочный индекс слева от символа элемента показывает массовое число изотопа, надстрочный индекс справа, обязательно сопровождающийся знаком (+ или –) после цифры, применяется для ионов и показывает их заряд. Число атомов данного элемента в частице (молекуле, ионе) указывают подстрочным индексом справа от символа, атомный номер – подстрочным индексом слева.

Разрешено использовать следующие групповые названия:

– для элементов главных подгрупп: **щелочные металлы** (группа IA), **щелочноземельные металлы** (IIA, кроме Be и Mg), **халькогены** (VIA, кроме O), **галогены** (VIIA), **благородные газы** (VIIIA); не рекомендовано использовать название пникогены (VA) и его производное – пниктиды;

– для элементов побочных подгрупп: **лантаноиды** (La – Lu), **актиноиды** (Ac – Lr), названия лантаниды и актиниды использовать не рекомендовано; **редкоземельные металлы (ПЗВ, кроме актиноидов)**; **семейство железа** (Fe, Co, Ni); **семейство платины** (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt); **переходные элементы** (*d* и *f*-элементы, т. е. все элементы побочных подгрупп).

9.2. Названия простых веществ

Простые вещества называют, как правило, так же, как и соответствующие элементы. Свои собственные названия имеют только аллотропные модификации углерода (алмаз, графит, карбин, фуллерены) и вторая модификация кислорода (озон). При названиях аллотропных модификаций остальных элементов обычно указывают ее буквенное обозначение (α -Fe, γ -Fe и последующие буквы греческого алфавита) или краткую физическую или структурную характеристику (белое, серое олово; моноклинная, ром-

бическая сера и т. д.). Подобным образом строятся и названия полиморфных модификаций сложных веществ.

9.3. Бинарные соединения

В формулах двухэлементных соединений, состоящих из металла и неметалла, **символ металла записывают на первом месте**, т. е. слева, а **символ неметалла – справа**. В соединениях из двух металлов или неметаллов **первым записывают символ того элемента, электроотрицательность которого меньше**, т. е. находящегося в периоде длинной формы Периодической системы левее, а в группе – ниже. Исключение составляют благородные газы, помещаемые как бы в нулевую группу и начинающие этот ряд, называемый **практическим**, и водород, который в этом ряду неметаллов традиционно помещают между элементами V и VI групп. Кислород записывают на первом месте только в соединениях со фтором. Примеры: MnI_2 , FeO , CuAl_2 , FeNi_3 , XeO_4 , CH_4 , AsH_3 , H_2S , BrF_3 , ClO_2 , OF_2 .

Названия бинарных соединений составляют из двух слов. В русском языке первым словом обозначают более электроотрицательный элемент (реальный или условный анион), составляя его из латинского корня названия элемента с суффиксом **-ид**, вторым словом является русское название менее электроотрицательного элемента (реального или условного катиона) в родительном падеже:

NaCl – хлорид натрия; B_2O_3 – оксид бора;
 Al_2S_3 – сульфид алюминия; Mg_3N_2 – нитрид магния.

В случае если менее электроотрицательный элемент имеет несколько положительных степеней окисления, в названии следует указать либо его **степень окисления** (латинскими буквами в круглых скобках), либо **число атомов аниона**, используя числовые приставки:

FeCl_3 – хлорид железа(III); FeCl_2 – дихлорид железа;
 SF_6 – гексафторид серы; SF_4 – фторид серы(IV);
 PbO_2 – диоксид свинца; PbO – оксид свинца(II);
 Pb_3O_4 – оксид свинца(II, IV); NO_2 – оксид азота(IV).

Если соединение содержит катионы нескольких металлов или анионы нескольких неметаллов, то при написании формулы придерживаются того же порядка, как и в случае соответствующих бинарных соединений, а называют вещество, как всегда, **справа налево, используя дефис**:

SnBrCl_3 – трихлорид-бромид олова;
 KNaCl_2 – хлорид натрия-калия;
 $\text{Cu}_2\text{Cl}_2\text{O}$ – оксид-дихлорид меди(II);
 CaTiO_3 – оксид титана(IV)-кальция.

Кислород, азот, углерод и сера могут образовывать анионы не только в обычных для них отрицательных степенях окисления. Эти анионы имеют собственные названия:

O_2^{2-} – пероксид; N_3^- – азид; C_2^{2-} – ацетиленид;

S_2^{2-} – дисульфид; S_n^{2-} – полисульфид.

Названия некоторых стабильных анионов, состоящих из атомов более чем одного элемента, традиционно также имеют суффикс **-ид**:

OH^- – гидроксид; CN^- – цианид; NH_2^- – амид;

NH^{2-} – имид; SCN^- – роданид (тиоцианат).

Анион OH^- следует называть гидроксидным ионом, а не гидроксильным. Название гидроксил оставляют за нейтральной или положительно заряженной группой OH вне зависимости от того, свободна она или является заместителем.

Традиционная номенклатура бинарных соединений водорода с металлами подчиняется приведенным правилам, и такие соединения называются гидридами, только если при стандартных условиях являются твердыми веществами:

CaH_2 – гидрид кальция; UH_3 – гидрид урана(III).

Несколько водородных соединений имеют свои собственные, прочно укоренившиеся названия, которые оставлены за ними во всех вариантах современной номенклатур:

H_2O – вода;

NH_3 – аммиак;

H_2O_2 – пероксид водорода; N_2H_4 – гидразин.

Газообразные соединения водорода, водные растворы которых проявляют кислотные свойства, называют, присоединяя к корню названия второго элемента слово водород и используя гласную **-о-**:

HI – иодоводород; H_2S – сероводород;

HN_3 – азидоводород; HCN – циановодород.

Водные растворы этих газов называются соответствующими **кислотами**:

HCl (водн.) – хлороводородная кислота;

H_2Te (водн.) – теллуrowодородная кислота.

Названия летучих водородных соединений элементов V группы (кроме азота) образуются от латинского корня названия элемента с суффиксом **-ин**; для остальных элементов и в случае, если в состав молекулы входит более одного атома элемента V и VI групп, рекомендуется использовать суффикс **-ан**:

PH_3 – фосфин;

BiH_3 – висмутин;

SiH_4 – силан;

PbH_4 – плюмбан;

Si_2H_6 – дисилан;

B_2H_6 – диборан;

P_2H_4 – дифосфан; H_2S_3 – трисульфид.

Двухэлементные катионы, образованные присоединением протона к бинарному водородному соединению, оканчиваются на **-оний (-ий)**:

NH_4^+ – аммоний; H_3O^+ – оксоний;
 PH_4^+ – фосфоний; AsH_4^+ – арсоний;
 $N_2H_5^+$ – гидразиний(1+); $N_2H_6^+$ – гидразиний(2+).

Многочисленные соединения водорода с углеродом называют по правилам номенклатуры органических веществ.

9.4. Кислородсодержащие кислоты

Названия этого класса соединений строятся из группового слова «кислота» и прилагательного, которое составляют из русского корня названия элемента, окончания **-ая** и суффиксов, указывающих, насколько степень окисления кислотообразующего элемента отличается от максимальной.

Для высшей или единственной степени окисления применяют суффиксы **-н-, -ов-, -ев-**:

H_3BO_3 – борная кислота;	$HReO_4$ – рениевая кислота;
H_2SiO_3 – метакремниевая кислота;	H_2CrO_4 – хромовая кислота;
HNO_3 – азотная кислота;	HPO_3 – метафосфорная кислота;
H_2CO_3 – угольная кислота;	H_3PO_4 – ортофосфорная кислота.

Приставки **орто-** и **мета-** применяют, чтобы различать названия кислот, молекулы которых отличаются только «содержанием воды». Содержащие наибольшее количество воды кислоты – H_5IO_6 , H_6TeO_6 , H_3PO_4 , H_4SiO_4 – называются соответственно ортоиодной, ортотеллуровой, ортофосфорной, ортокремниевой; HIO_4 , H_2TeO_4 , HPO_3 , H_2SiO_3 – метайодной и т. п.

Если возможны две степени окисления, то для низшей используют суффиксы **-ист-, -овист-**:

H_2SeO_3 – селенистая кислота;
 H_2TeO_3 – теллуристая кислота;
 $HAsO_2$ – метамышьяковистая кислота;
 H_3AsO_3 – ортомышьяковистая кислота.

В случае трех возможных степеней окисления кислотообразующего элемента, помимо упомянутых суффиксов, для самой низкой (обычно +1) применяется составной суффикс **-новатист-**:

H_3PO_2 – фосфорноватистая кислота;
 $H_2N_2O_2$ – азотноватистая кислота.

Для четырех различных степеней окисления последовательно используют «суффиксы» **-н-**, **-новат-**, **-ист-** и **-новатист-**:

HClO_4 – хлорная кислота; HClO_3 – хлорноватая кислота;

HClO_2 – хлористая кислота; HClO – хлорноватистая кислота.

Для того чтобы различить кислоты, содержащие разное количество атомов кислотообразующего элемента в одной степени окисления, применяют числовые приставки:

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромовая кислота; $\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$ – трихромовая кислота;

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ – дисернистая кислота; $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ – тетраборная кислота.

Оксокислоты, в которых атомы кислорода замещены на атомы серы (частично или полностью) или на пероксогруппы ($-\text{O}-\text{O}-$), получают к своему названию приставку соответственно **тио-** или **пероксо-** (по необходимости с числовой приставкой):

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$) – тиосерная кислота;

H_2CS_3 – тритиоугольная кислота;

HNO_4 ($\text{HNO}_2(\text{O}_2)$) – пероксоазотная кислота;

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$) – пероксодисерная кислота.

9.5. Средние соли кислородсодержащих кислот

Названия средних солей состоят из традиционных названий катионов и анионов. Если элемент в образующем им оксоанионе проявляет единственную или высшую степень окисления, то название аниона оканчивается на **-ам**:

K_4SiO_4 – ортосиликат калия; LiBO_2 – метаборат лития.

В случае двух степеней окисления для высшей используют суффикс **-ам**, для низшей – суффикс **-ит**:

BaSeO_4 – селенат бария; FeAsO_4 – ортоарсенат железа(III);

BaSeO_3 – селенит бария; $\text{Fe}(\text{AsO}_2)_2$ – метаарсенит железа(II).

Если степеней окисления элемента в анионах может быть более двух, то для самой низкой (обычно +1) применяют приставку **гипо-** с суффиксом **-ит**:

$\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2$ – гипонитрит натрия; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$ – гипофосфит кальция.

Последнее вещество является средней солью, поскольку в этом анионе два атома водорода присоединены непосредственно к атому фосфора и не проявляют кислых свойств.

Названия анионов, образованных элементом в степени окисления +7, имеют приставку **пер-** и суффикс **-ам**:

NH_4ClO_4 – перхлорат аммония; KMnO_4 – перманганат калия;

Ag_5IO_6 – ортопериодат серебра; $\text{Sr}(\text{IO}_4)_2$ – метапериодат стронция.

Соли поли-, тио- и пероксокислот называются по тем же правилам, сохраняя соответствующую приставку от названия кислоты:

$\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфат магния; $\text{Cs}_3\text{PO}_2(\text{O}_2)_2$ – дипероксофосфат цезия; $\text{K}_2\text{SO}_3(\text{O}_2)$ – пероксосульфат калия; $\text{Rb}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиосульфат рубидия.

9.6. Кислые и основные соли

Если в состав соли входят атомы водорода, которые при диссоциации проявляют кислотные свойства и могут быть замещены на катионы металлов, то соли называются кислыми. Названия таких солей образуют, добавляя к названию аниона соответствующей средней соли приставку *гидро-*, по необходимости добавляя числовую приставку:

$\text{Co}(\text{HSO}_4)_2$ – гидросульфат кобальта(II);

$\text{Ba}(\text{HS})_2$ – гидросульфид бария;

$\text{CrH}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – дигидродифосфат хрома(II);

$\text{Cr}(\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7)_3$ – тригидродифосфат хрома(III);

CrHP_2O_7 – гидродифосфат хрома(III).

В случаях, когда соль, помимо кислотного остатка, содержит гидроксид-ионы, она называется основной. Названия таких солей получают, добавляя к названию аниона приставку *гидроксо-*, также с числовой приставкой по необходимости:

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – гидроксокарбонат меди;

FeOHNO_3 – гидроксонитрат железа(II);

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид алюминия.

Основные соли можно рассматривать как соли и гидроксиды одновременно, тогда это необходимо отражать и в формуле, и в названии; такие названия строятся с применением числовых приставок. Если в названии аниона уже есть приставка или необходимо избежать двусмысленности, применяют умножающие числовые приставки (*бис-*, *трис-*, *тетракс-*, *пентакс-* и т. д.):

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксид-хлорид алюминия;

$\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$ – дигидроксид-дикарбонат тримеди;

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ – гидроксид-трис(фосфат) пентакальция;

$\text{KAl}_3(\text{SO}_4)_2(\text{OH})_6$ – гексагидроксид-бис(сульфат) триалюминия-калия.

9.7. Кристаллогидраты

Названия кристаллогидратов состоят из слова *гидрат* с приставкой, отвечающей числу молекул воды, и традиционного названия вещества в родительном падеже:

$\text{Pb}(\text{BrO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидрат бромата свинца(II);

$\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – дигидрат дигидрофосфата марганца(II);
 $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – декагидрат тетрабората натрия;
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ – 18-гидрат сульфата хрома(III);
 $\text{Ca}(\text{SO}_4) \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ – полугидрат хлорида кальция;
 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – додекагидрат сульфата алюминия-калия;

9.8. Координационные (комплексные) соединения

Основные составляющие комплексных соединений следующие: **центральный атом (комплексообразователь)**, **лиганды**, **внутренняя координационная сфера**, **внешняя сфера**.

В роли центрального атома (**комплексообразователя**) могут выступать атомы, чаще всего металла, и ионы – моно- и полиядерные, гомо- или гетероядерные. Частицы (ионы или молекулы), связанные с центральным атомом, называют **лигандами**; атомы, посредством которых осуществляется эта связь, – **донорными**. По числу донорных атомов в составе различают **монодентатные** и **полидентатные** лиганды. Последние способны образовывать несколько связей с одним центральным атомом, образуя цикл (**хелат**), или с несколькими центральными атомами, выступая в качестве **мостика** в полиядерных соединениях.

Центральный атом вместе с координированными лигандами образует **внутреннюю сферу** комплексного соединения, которую можно называть **комплексом**. Если комплекс оказывается электрически заряженным, то он называется комплексным ионом, а в состав соединения в целом для компенсации заряда должны входить катионы или анионы, образующие **внешнюю сферу**.

Число ближайших к комплексообразователю атомов, непосредственно связанных с ним, называется **координационным числом**. Классические **комплексные соединения** – это соединения, в которых координационное число центрального атома превышает его **формальную степень окисления**.

В соответствии с правилами ИЮПАК каждое координационное соединение получает свое собственное **систематическое название**, полностью отражающее его состав. Называть комплексные соединения по любой другой номенклатуре, кроме систематической, не рекомендуется.

Формулы и названия лигандов

Если в качестве лигандов выступают **одноэлементные анионы** или **анионы, имеющие специальные названия**, то названия таких лигандов состоят из корня названия или полного названия аниона с соединительной

гласной **-о-**; в случае **анионов оксокислот** соединительную гласную добавляют к полному названию аниона:

F⁻ – фторо; Cl⁻ – хлоро; H⁻ – гидридо; O²⁻ – оксо; O₂²⁻ – пероксо; OH⁻ – гидроксо; CN⁻ – циано; NO₃⁻ – нитрато; SO₃²⁻ – сульфито; SO₄²⁻ – сульфато; S₂O₃²⁻ – тиосульфато; HSO₄⁻ – гидросульфато.

Для **некоторых нейтральных лигандов** по традиции применяют специальные названия:

H₂O – аква; NH₃ – аммин; CO – карбонил; NO – нитрозил.

Традиционное название лиганда H⁺ – гидро.

Многоэлементные лиганды могут быть координированы к комплексообразователю различными своими атомами или несколькими атомами (**полидентатные лиганды**). При наличии информации о координации такого лиганда ее можно отразить в названии, указав в конце химический символ координируемого атома или атомов (через дефис):

CN⁻ – циано-N или циано-C; ClO₃⁻ – хлорато-O или хлорато-O,O.

По традиции **нитрит-ион**, координированный атомом кислорода, называют нитрито, атомом азота – нитро.

Формулы комплексных соединений

При написании формулы комплексного соединения в основном руководствуются теми же правилами, что и при составлении формул бинарных и других соединений, описанных выше, за исключением записи собственно комплексной частицы. Эту частицу обязательно заключают в **квадратные скобки**, соблюдая следующий порядок: вначале записывают центральный атом, затем положительно заряженные лиганды, нейтральные и потом отрицательно заряженные. Если в состав комплекса входит несколько одинаковых лигандов, то их количество указывают числовым индексом, заключая формулы многоатомных лигандов в круглые или фигурные скобки. Скобки применяют и в случае одноатомных лигандов, если возможны разночтения, а также для отделения лигандов друг от друга во избежание двусмысленности.

Лиганды, одинаковые по типу заряда, но разные по химическому составу, записывают в соответствии с практическим рядом неметаллов (см. «Бинарные соединения»), а именно по порядку расположения в этом ряду их первых (слева) элементов независимо от сложности лигандов. Если первые элементы совпадают, то сравнивают вторые и т. д. Среди лигандов, образованных атомами одних и тех же элементов, первым будет записан имеющий меньшее число атомов первого элемента и т. д.

Названия комплексных соединений

Название комплексного соединения составляют, читая его формулу справа налево, строго соблюдая указанный порядок расположения лигандов.

Систематическое название **соединения без внешней сферы** состоит из одного слова, включающего названия лигандов с числовыми приставками и русское название химического элемента – комплексообразователя в **именительном падеже**:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ – трихлоротриамминкобальт;

$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$ – дибензолхром;

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ – тетракарбонилникель;

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{NO}_2)_2]$ – динитротетрааквакобальт *;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]$ – динитритотетраамминкобальт **.

Название соединения, содержащего **комплексный катион**, формируется из названия внешнесферного аниона в именительном падеже и названия комплексного катиона. Последний называют так же, как и комплекс без внешней сферы, изменяя падеж названия комплексообразователя на **родительный** и указывая его степень окисления. Названия катиона и аниона пишут раздельно:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ – гидроксид диаминсеребра(I);

$[\text{Pt}(\text{N}_2\text{H}_5)_2\text{Cl}_2]\text{Br}_2$ – бромид дихлородигидразинийплатины(II);

$[\text{Ru}(\text{N}_2)(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ – хлорид пентааммин(дiazот)рутения(II).

Название соединения с **комплексным анионом** также строится из названия аниона в именительном падеже и катиона в родительном. В названии комплексного аниона используют латинский корень названия комплексообразователя, дополняя его суффиксом **-ат** и указывая его степень окисления:

$\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ – бис(тиосульфато)аргентат(I) натрия;

$\text{Li}[\text{AlH}_4]$ – тетрагидридоалюминат(III) лития;

$\text{K}_7[\text{Cu}(\text{IO}_6)_2]$ – бис(ортопериодато)купрат(III) калия;

$\text{K}_2[\text{Re}(\text{CN})_4\text{N}]$ – нитридотетрацианоренат(V) калия.

Названия соединений, содержащих **комплексный катион и комплексный анион**, составляются по тем же правилам:

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_6]$ – гексахлороплатинат(IV) тетраамминплатины(II);

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]_3$ – тетранитродиаамминкобальтат(III) гексаамминкобальта(III).

* Координация лиганда NO_2^- через атом N.

** Координация лиганда NO_2^- через атом O.

Для разнолигандных комплексных соединений часто оказывается возможным существование нескольких геометрических изомеров. Сведения о точном строении таких комплексов передают специальными приставками к названию (например, цис- или транс):

цис-[Pt(NH₃)₂Cl₂] – цис-дихлородиаминаплатина.

9.9. Особенности русской номенклатуры неорганических соединений

Русская, как и любая другая национальная номенклатура, не относится к числу рекомендованных IUPAC. Тем не менее она использовалась в литературе, и многие российские компании, занимающиеся производством и продажей химических реактивов, продолжают активно использовать именно эту разновидность номенклатуры.

Бинарные соединения

Как и в других номенклатурах, названия бинарных соединений состоят из двух слов. В русском языке первым словом обозначают более электроотрицательный элемент (реальный или условный анион), составляя его из русского корня названия элемента с добавлением суффикса **-ист** и окончанием **-ый**, (**-ая**, **-ое**), вторым словом является русское название менее электроотрицательного элемента (реального или условного катиона) в родительном падеже:

AgCl – хлористое серебро;
Al₂S₃ – сернистый алюминий;
H₂Te – теллуристый водород.

В случае, если менее электроотрицательный элемент имеет несколько положительных степеней окисления, для меньшей из них в названии аниона используется суффикс **-ист**, для следующей по возрастанию – суффикс **-н**. Иногда для указания количества присоединенных атомов аниона используют русские числовые приставки, что становится правилом, если существует более двух бинарных соединений одинакового качественного состава:

FeCl₂ – хлористое железо;
FeCl₃ – хлорное железо.

По совершенно иным правилам в русской номенклатуре называют бинарные соединения с кислородом. Анион O²⁻ получает название **окись**, анион O₂²⁻ – **перекись**:

MgO – окись магния;
BaO₂ – перекись бария;
K₂O₂ – перекись калия.

В случае, если менее электроотрицательный элемент имеет несколько положительных степеней окисления, для меньшей из них в названии соединения с кислородом используется слово **закись**, для следующей – **окись**, затем используют числовые приставки:

- FeO – закись железа;
- Fe_2O_3 – окись железа;
- Fe_3O_4 – закись-окись железа;
- CrO – закись хрома;
- Cr_2O_3 – окись хрома;
- CrO_3 – трехокись хрома;
- N_2O – закись азота;
- NO – окись азота;
- NO_2 – двуокись азота.

Названия большинства самих кислородсодержащих кислот в русской номенклатуре совпадают с традиционными, поскольку при составлении русского варианта традиционных названий кислот мы пользовались правилами русской номенклатуры. Надо лишь латинские числовые приставки заменить на русские, а для **пероксо**кислот использовать приставку **над-**:

- $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – двуххромовая кислота;
- $\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$ – треххромовая кислота;
- $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ – двусернистая кислота.

Средние соли кислородсодержащих кислот

Названия средних солей состоят из русских названий катионов и анионов, причем название чаще всего начинают с катиона, хотя это и не обязательно. Чтобы правильно назвать соль по русской номенклатуре, следует вспомнить название соответствующей кислоты.

Для анионов кислородсодержащих кислот от названия кислоты отбрасывается окончание **-ая**, и через соединительную гласную **о** к остатку присоединяется слово **кислый (-ая, -ое)**:

- $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$ – барий хлорнокислый;
- K_4SiO_4 – калий ортокремниевокислый;
- $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ – барий хлорноватокислый;
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – аммоний углекислый (угольнокислый);
- LiBO_2 – литий метаборнокислый;
- NaClO_2 – натрий хлористокислый.

Если имеется неоднозначность трактовки заряда катиона, т. е. существует два катиона одного металла с разными зарядами, обращаются к названию исходного оксида, содержащего этот катион (закись либо окись), и к названию соли добавляется соответствующее слово:

$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ – ртуть азотнокислая закисная;
 HgSO_4 – ртуть сернокислая окисная.

Кислые и основные соли

Названия таких солей образуют, добавляя к названию соответствующей средней соли слово **кислый (-ая, -ое)** или **основной (-ая, -ое)**:

$\text{Ba}(\text{HS})_2$ – барий сернистый кислый;
 CoHSO_4 – кобальт сернокислый кислый закисный;
 $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – медь углекислая основная;
 $(\text{FeOH})\text{NO}_3$ – железо азотнокислое основное закисное.

В тех случаях, когда исходная кислота содержит более двух кислых атомов водорода, т. е. является более чем двухосновной, а исходное основание содержит более двух гидроксидных групп, т. е. является более чем двухкислотным, в названии таких солей дополнительно указывается количество **замещенных** атомов водорода или гидроксидных групп.

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – кальций фосфорнокислый кислый однозамещенный;
 $\text{CrH}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – хром двуфосфорнокислый кислый закисный двузамещенный;
 $\text{Cr}(\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7)_3$ – хром двуфосфорнокислый кислый окисный однозамещенный;
 CrHP_2O_7 – хром двуфосфорнокислый кислый окисный трехзамещенный;
 $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – алюминий хлористый основной однозамещенный;
 $(\text{FeOH})\text{SO}_4$ – железо сернокислое основное окисное двузамещенное.

10. Экзаменационные вопросы

10.1. I семестр

1. Атомное ядро. Атомный номер. Массовое число. Элемент. Изотопы, изобары. Магические ядра. Природная и искусственная радиоактивность. Типы радиоактивного распада.
2. Ядерные реакции, нуклеосинтез в природе. Дефект массы $\Delta m = E / c^2$. Радиоактивность. Представление о способах определения геологического возраста при помощи анализа изотопного состава.
3. Квантовые числа (главное, орбитальное, магнитное, спиновое). Атомные орбитали s -, p -, d - и f -типа. Энергетические уровни электрона в одноэлектронных и многоэлектронных частицах. Принцип Паули и первое правило Хунда как основа порядка заполнения атомных орбиталей. Основное и возбужденные состояния электронов в атоме.
4. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева и электронное строение атомов: атомные и ионные радиусы, потенциал (энергия) ионизации и периодичность их изменения. Положение элемента в Периодической системе как его главная характеристика.
5. Ковалентная неполярная связь. Ковалентность атомов в основном и возбужденном состояниях. σ - и π -связи, кратность связи. Электронные и структурные формулы. Форма электронных облаков и геометрия молекул. Гибридные атомные орбитали. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Сопряжение связей.
6. Различные аспекты валентности: ковалентность, степень окисления, координационное число. Геометрия молекул по методу отталкивания электронных пар (метод Гиллеспи). Электроотрицательность, полярность связи. Дипольный момент.
7. Нековалентные взаимодействия: ионная, межмолекулярная (вандерваальсовая), водородная связи и их роль в агрегатных состояниях вещества. Ковалентные, ионные, молекулярные и металлические твердые вещества. Гомо- и гетеродесмические кристаллы.
8. Стехиометрическое уравнение химической реакции. Уравнения материального баланса, уравнение баланса зарядов (электронейтральности). Молекулярная и ионная форма записи уравнения реакции. Тепловые эффекты химических процессов, экзо- и эндотермические реакции. Закон Гесса.
9. Внутренняя энергия, теплота, работа. Энтальпия. 1-е начало термодинамики. Теплоемкость.

10. Энергетика химических реакций: изменение энергии связей и тепловой энергии. Тепловая энергия (поступательная, вращательная, колебательная).
11. Энтропия – микроскопический и термодинамический подход. 2-е начало термодинамики. Зависимость энтропии от температуры, давления, концентрации.
12. Стандартные условия. Стандартное состояние веществ. Стандартные термодинамические функции. Энтальпия реакции и энтальпия образования вещества.
13. Энергия Гиббса. Энергия Гиббса реакции и энергия Гиббса образования вещества. Уравнение изотермы химического процесса и константа равновесия.
14. Влияние на положение равновесия и константу равновесия температуры и давления. Принцип Ле Шателье.
15. Растворы электролитов и неэлектролитов. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.
16. Кислоты и основания по Аррениусу и Брёнстеду. Константы ионизации (кислотности и основности).
17. Ионное произведение воды, зависимость от температуры и давления. Водородный показатель – pH .
18. Гидролиз солей.
19. Совместные равновесия, в том числе буферные растворы.
20. Растворимость, произведение растворимости. Условия осаждения – растворения.

10.2. II семестр

1. Водород: окислительно-восстановительные свойства и особенности их проявления, ряд напряжений металлов. Соединения водорода, их ОВ- и кислотно-основные свойства: галогеноводороды, вода, сероводород, аммиак, метан, гидриды металлов. Водородная связь.
2. Галогены: электронная конфигурация, ковалентность, степени окисления, неметалличность, диспропорционирование в щелочной среде. Особенности фтора. Соединения галогенов: галогениды ионные и молекулярные и их взаимодействие с водой; галогеноводороды, их кислотно-основные и ОВ-свойства; оксиды, оксокислоты, соли оксокислот, их структурные формулы, кислотные и ОВ-свойства. Лабораторное получение хлора и HCl . Промышленное получение Cl_2 .

3. Кислород, его окислительные свойства. Лабораторные способы получения O_2 . Оксиды – ионные – молекулярные; кислотные – основные – амфотерные – несолеобразующие, соответствующие гидроксиды / оксокислоты, примеры таких оксидов и их реакций. Пероксиды.
4. Сера, халькогены: электронная конфигурация, ковалентность, степени окисления, неметалличность, ОВ-свойства, диспропорционирование серы. Соединения серы и халькогенов: H_2S , сульфиды, дисульфиды, оксиды, серная и сернистая кислоты и их соли, их структурные формулы, кислотно-основные и ОВ-свойства. Гидролиз и растворимость сульфидов. Промышленный способ получения серной кислоты. Влияние концентрации серной кислоты на продукты ее восстановления в реакциях с металлами.
5. Азот: электронная конфигурация, ковалентность, степени окисления, неметалличность, инертность. Соединения азота: нитриды, аммиак, его основные и ОВ-свойства; соли аммония, их гидролиз и термическая неустойчивость; оксиды, азотная и азотистая кислоты и их соли, их структурные формулы, кислотно-основные и ОВ-свойства. Промышленные способы получения аммиака и азотной кислоты. Продукты восстановления азотной кислоты в ОВР.
6. P, As, Sb, Bi: электронная конфигурация, ковалентность, степени окисления, неметалличность / металличность. Соединения элементов 15-й группы ПС: оксиды, оксокислоты (гидроксиды) и их соли, их строение, кислотно-основные и ОВ-свойства.
7. Углерод: электронная конфигурация, ковалентность, степени окисления, неметалличность / металличность, полиморфные модификации. Соединения углерода: карбиды, оксиды, угольная кислота и ее соли (карбонаты и гидрокарбонаты), их строение, растворимость, кислотно-основные и ОВ-свойства.
8. Кремний: электронная конфигурация, ковалентность, степени окисления, неметалличность. Соединения кремния: силициды, диоксид, кремниевая кислота и силикаты. Строение SiO_2 , кремниевой кислоты и силикатов. Силикатное стекло.
9. Сравнение физических и химических свойств простых веществ 14-й группы ПС: электронная конфигурация, ковалентность, степени окисления, неметалличность / металличность, полиморфные модификации углерода; кремний, германий; олово, свинец.
10. Сравнение физических и химических свойств оксидов элементов 14-й группы ПС: CO_2 , SiO_2 , SnO_2 , PbO_2 ; CO, SnO, PbO, их кислотно-основные и ОВ-свойства. Угольная и кремниевая кислоты, их строение; карбонаты и силикаты, их строение, гидролиз, растворимость, термическая устойчивость.

11. Бор, алюминий: электронная конфигурация, степени окисления, неметалличность / металличность. Соединения В и Al: оксиды (корунд, $\gamma\text{-Al}_2\text{O}_3$), борная кислота, гидроксид алюминия, их кислотно-основные свойства. Примеры полного необратимого гидролиза солей алюминия. Промышленное получение алюминия. Алюмотермия.
12. Элементы 1-й и 2-й групп ПС: электронная конфигурация, степени окисления, металличность. Особенности бериллия. Соединения щелочных, щелочноземельных металлов и магния: оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли. Растворимость солей щелочных и щелочноземельных металлов и магния.
13. Марганец: электронная конфигурация, степени окисления, металличность. Соединения Mn: оксиды Mn(+2) и Mn(+4), гидроксид Mn(+2), соли марганца Mn(+2), манганаты и перманганаты, их кислотно-основные и ОВ-свойства.
14. Хром: электронная конфигурация, степени окисления, металличность. Соединения хрома: оксиды, гидроксиды и соли Cr(+2) и Cr(+3), хроматы и дихроматы, их кислотно-основные и ОВ-свойства.
15. Железо: электронная конфигурация, степени окисления, металличность, полиморфизм. Соединения железа: оксиды, гидроксиды, соли, их кислотно-основные и ОВ-свойства. Промышленное получение чугуна и стали. Роль примесей в механических свойствах железа.
16. Металлы. Металлическая связь, ее прочность и ненаправленность. Физико-химические свойства металлов. Ряд напряжений. Нековалентный характер большинства соединений металлов. Ионная связь, ее прочность, ненаправленность.
17. Классификация оксидов по Лавуазье: кислотные – амфотерные – основные – несолеобразующие. Кислоты, классификация по составу (бескислородные – кислородные), силе и основности. Основания: хорошо и труднорастворимые. Номенклатура кислот и оснований.
18. Соли: средние, кислые, основные. Их электролитическая диссоциация. Гидролиз солей. Номенклатура солей.
19. Комплексные (координационные) соединения: центральный атом, лиганды, внутренняя и внешняя координационные сферы, координационное число, константы образования комплексов. Донорно-акцепторная связь. Примеры комплексных соединений: аквакомплексы, гидроксокомплексы.
20. ОВ-реакции: окислители и восстановители, полуреакции, гальванический элемент, электродные потенциалы. Связь энергии Гиббса ОВР и ΔE . Уравнение Нёрнста. Влияние pH на ОВ-свойства. Диаграммы Латимера.

11. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

Основная литература

Карапетьяниц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 2001.

Чупахин А. П. Общая химия. Химическая связь и строение вещества. Новосибирск: НГУ, 2003.

Чупахин А. П. Химический процесс: энергетика и равновесие. Новосибирск: НГУ, 2006.

Чупахин А. П. Ионные процессы в водных растворах. Ч. 1. Новосибирск: НГУ, 2014.

Дополнительная литература

Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2001.

Неорганическая химия / Под ред. Ю. Д. Третьякова. М.: Academia, 2004. Т. 1, 2.

Общая химия / Под ред. Е. М. Соколовской. М.: Изд-во МГУ, 1989.

Угай Я. О. Общая химия. М.: Высш. шк., 1984.

Угай Я. О. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2000.

Коровин Н. В. Общая химия. М.: Высш. шк., 1998.

Суворов А. В., Никольский А. Б. Общая химия. СПб.: Химия, 1997.

Шрайвер П., Эткинс П. Неорганическая химия. М.: Мир, 2004. Т. 1, 2.

Хаускрофт К. Е., Констебл Э. К. Современный курс общей химии. М.: Мир, 2002.

Браун Т., Лемей Г. Ю. Химия – в центре наук. М.: Мир, 1983. Ч. 1, 2.

Фримантл М. Химия в действии. М.: Мир, 1991.

Рэмсден Э. Н. Начала современной химии. Л.: Химия, 1989.

Теоретические основы общей химии / А. И. Горбунов, А. А. Гуров, Г. Г. Филиппов, В. Н. Шаповал. М.: Изд-во МГТУ, 2001.

Павлов Н. Н. Общая и неорганическая химия. М.: Дрофа, 2002.

Гельфман М. И., Юстратов В. П. Химия. СПб.: Лань, 2001.

Николаев Л. А. Общая и неорганическая химия. М.: Просвещение, 1974.

Крестов Г. А. Теоретические основы неорганической химии. М.: Высш. шк., 1982.

Общая химия в формулах, определениях, схемах. Минск: Универсітэцкае, 1996.

Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы неорганической химии. М.: Мир, 1979.

Полинг Л. Общая химия. М.: Мир, 1974.

Кемпбелл Дж. Современная общая химия. М.: Мир, 1975. Т. 1–3.

Степин Б. Д., Цветков А. А. Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1994.

Кнорре Д. Г., Крылова Л. Ф., Музыкантов В. С. Физическая химия. М.: Высш. шк., 1990.

Козлов Д. В., Костин Г. А., Чупахин А. П. Основные принципы спектроскопии и ее применение в химии. Новосибирск: НГУ, 2008. 122 с.

Суворов А. В., Никольский А. Б. Вопросы и задачи по общей химии. СПб.: Химиздат, 2002.

Гольбрайх З. Е. Сборник задач и упражнений по химии. М.: Высш. шк., 1984.

Чупахин А. П., Коренев С. В., Федотова Т. Д. Химия в НГУ. Физическая химия. Новосибирск: НГУ, 2012.

Емельянов В. А., Наумов Н. Г., Федотова Т. Д. Химия в НГУ. Неорганическая химия. Новосибирск: НГУ, 2012.

Собянин В. А., Крылова Л. Ф., Боронин А. И., Костин Г. А. Кислотно-основные равновесия в водных растворах. Новосибирск: НГУ, 2006.

Лидин Р. А., Андреева Л. Л., Молочко В. А. Справочник по неорганической химии. М.: Химия, 1987.

Батаева Е. В., Буданова А. А. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Академия, 2010.

Интернет-ресурсы

1. Портал тестирования ММЦ НГУ: <http://mmc2.nsu.ru>.
2. Интернет-портал фундаментального химического образования России: www.chem.msu.ru.
3. Химический интернет-портал: www.chemport.ru.
4. Научно-популярный портал «Элементы»: www.elementy.ru.

Символы и названия химических элементов (от водорода до урана)

Символ	Название на русском	Название на латыни
Ac	Актиний	Actinium
Ag	Серебро (аргент-)	Argentum
Al	Алюминий	Aluminium
Am	Америций	Americium
Ar	Аргон	Argon
As	Мышьяк (арсен-)	Arsenicum
At	Астат	Astatium
Au	Золото (аур-)	Aurum
B	Бор	Borum
Ba	Барий	Barium
Be	Бериллий	Beryllium
Bi	Висмут	Bismuthum
Br	Бром	Bromum
C	Углерод (карб-, карбон-)	Carboneum
Ca	Кальций	Calcium
Cd	Кадмий	Cadmium
Ce	Церий	Cerium
Cl	Хлор	Chlorum
Co	Кобальт	Cobaltum
Cr	Хром	Chromium
Cs	Цезий	Caesium
Cu	Медь (купр-)	Cuprum
Dy	Диспрозий	Dysprosium
Er	Эрбий	Erbium
Eu	Европий	Europium
F	Фтор	Fluorum
Fe	Железо (ферр-)	Ferrum
Fr	Франций	Francium
Ga	Галлий	Gallium
Gd	Гадолиний	Gadolinium
Ge	Германий	Germanium
H	Водород (гидр-)	Hydrogenium
He	Гелий	Helium
Hf	Гафний	Hafnium
Hg	Ртуть (меркур-)	Hydrargyrum

Ho	Гольмий	Holmium
I	Иод	Jodum
In	Индий	Indium
Ir	Иридий	Iridium
K	Калий	Kalium
Kr	Криптон	Krypton
La	Лантан	Lanthanum
Li	Литий	Lithium
Lu	Лютеций	Lutetium
Mg	Магний	Magnesium
Mn	Марганец (манган-)	Manganum
Mo	Молибден	Molybdaenum
N	Азот (нитр-)	Nitrogenium
Na	Натрий	Natrium
Nb	Ниобий	Niobium
Nd	Неодим	Neodymium
Ne	Неон	Neon
Ni	Никель (никкол-)	Niccolum
Np	Нептуний	Neptunium
O	Кислород (окс-)	Oxygenium
Os	Осмий	Osmium
P	Фосфор	Phosphorus
Pa	Протактиний	Protactinium
Pb	Свинец (плюмб-)	Plumbum
Pd	Палладий	Palladium
Pm	Прометий	Promethium
Po	Полоний	Polonium
Pr	Празеодим	Praseodymium
Pt	Платина	Platinum
Pu	Плутоний	Plutonium
Ra	Радий	Radium
Rb	Рубидий	Rubidium
Re	Рений	Rhenium
Rh	Родий	Rhodium
Rn	Радон	Radon
Ru	Рутений	Ruthenium
S	Сера (сульф-, тио-)	Sulfur
Sb	Сурьма (стиб-)	Stibium
Sc	Скандий	Scandium

Se	Селен	Selenium
Si	Кремний (силиц-, силик-)	Silicium
Sm	Самарий	Samarium
Sn	Олово (станн-)	Stannum
Sr	Стронций	Strontium
Ta	Тантал	Tantalum
Tb	Тербий	Terbium
Tc	Технеций	Technetium
Te	Теллур	Tellurium
Th	Торий	Thorium
Ti	Титан	Titanium
Tl	Таллий	Thallium
Tm	Тулий	Thulium
U	Уран	Uranium
V	Ванадий	Vanadium
W	Вольфрам	Wolfram
Xe	Ксенон	Xenon
Y	Иттрий	Yttrium
Yb	Иттербий	Ytterbium
Zn	Цинк	Zincum
Zr	Цирконий	Zirconium

Относительные атомные массы изотопов

Z – атомный номер

Символ	Z	Массовое число	Относительная атомная масса	Символ	Z	Массовое число	Относительная атомная масса
p	1	1	1,0072764	Ne	10	19	19,0018798
n	0	1	1,0086649			20	20,0073483
e	-1	0	0,0005486			21	20,9976551
H	1	1	1,0078250	Ar	18	39	38,9643134
D	1	2	2,0141018			40	39,9623831
T	1	3	3,0160493	K	19	39	38,9637069
He	2	3	3,0160293			40	39,9639987
		4	4,0026032	Fe	26	55	54,9382980
Li	3	6	6,0151223			56	55,9349421
		7	7,0160040	Tc	43	99	98,9062546
Be	4	9	9,0121821	Pm	61	143	142,910928
		10	10,013533			145	144,912744
B	5	10	10,012939			147	146,915134
C	6	11	11,009305	Pb	82	204	203,973028
		12	12 ровно (стандарт)			206	205,974449
						207	206,975881
		14	14,003242			208	207,976636
N	7	13	13,005739	Ra	88	226	226,025403
		14	14,003074	U	92	235	235,043923
		15	15,000109			238	238,050783
O	8	15	15,000108	Np	93	234	234,042887
		16	15,994915			235	235,044056
		17	16,999133			236	236,046560
		18	17,999160			237	237,048167
F	9	19	18,998411			238	238,050941

Энергия (потенциал) ионизации и сродство атомов к электрону.**Электроотрицательность атомов по Полингу**

Z – атомный номер; I, II, III – степень ионизации; I – энергия (потенциал) ионизации; E – сродство к электрону (положительные значения относятся к несуществующим анионам, например, He^-); X – электроотрицательность ЭО (по отношению к принятой за единицу ЭО для Li).

Z	Элемент	I , кДж/моль			E , кДж/моль	X
		I	II	III		
1	H	1312	—	—	–73	2,15
2	He	2373	5251	—	21	—
3	Li	520	7299	11770	–57	1
5	B	801	2427	3670	–29	2,0
6	C	1086	2353	4630	–123	2,6
7	N	1402	2857	4530	20	3,0
8	O	1314	3389	5310	–142	3,5
9	F	1681	3376	6080	–333	3,9
11	Na	495	4565	6950	–33	0,9
12	Mg	738	1451	10130	21	1,2
13	Al	578	1817	2700	–48	1,5
14	Si	787	1577	3180	–178	1,9
15	P	1012	1904	2890	–77	2,1
16	S	1000	2253	3380	–200	2,6
17	Cl	1251	2297	3860	–349	3,0
20	Ca	590	1145	4920	186	1,0
32	Ge	762	1538	3280	–168	2,0
33	As	947	1797	2700	–103	2,0
34	Se	941	2045	3280	–195	2,4
35	Br	1142	2104	3470	–325	2,9
37	Rb	403	2352	3860	–61	0,8
38	Sr	549	1064	(4150)	146	1,0
50	Sn	709	1412	2890	–99	1,8
52	Te	869	1795	2890	≈–193	2,1
53	I	1008	1843	(2990)	–297	2,6
56	Ba	503	9654	(3570)	46	0,9

Энергии связи в молекулах
Энергия разрыва связи некоторых двухатомных молекул

Молекула	D ₂₉₈ , кДж/моль	Продукты	Молекула	D ₂₉₈ , кДж/моль	Продукты
Br ₂	192,88	Br	HI	298,4	H; I
Cl ₂	242,3	Cl	K ₂	53,14	K
CO	1075	C; O	N ₂	945,6	N
F ₂	159,0	F	Na ₂	76,58	Na
I ₂	151,0	I	NO	631,0	N; O
H ₂	435,9	H	O ₂	498,7	O
HBr	366,5	H; Br	OH	428,0	H; O
HCl	431,4	H; Cl	P ₂	489,1	P
HF	566,1	H; F	S ₂	417,6	S

Энергия разрыва связей газообразных молекул
при 0 К в основном состоянии D₀ (кДж/моль)

Молекула	D ₀	Продукты	Молекула	D ₀	Продукты
CH	334,7	C; H	CH ₃ CH ₂ OH	~ 368,2	CH ₃ CHOH; H
CH ₂	535,6	CH; H		~ 376,5	CH ₃ CH ₂ ; OH
CH ₃	355,6	CH ₂ ; H	CH ₃ CHO	284,5	CH ₃ ; CHO
CH ₄	425,0	CH ₃ ; H	CH ₃ COOH	~ 468,6	CH ₃ COO H
C ₂ H ₂	472,9	C ₂ H; H	C ₆ H ₆	426,8	C ₆ H ₅ ; H
	962,3	CH; CH	C ₆ H ₅ Br	297,1	C ₆ H ₅ ; Br
C ₂ H ₄	435,1	C ₂ H ₃ ; H	C ₆ H ₅ I	255,2	C ₆ H ₅ ; I
	502,1	CH ₂ ; CH ₂	CH ₃ NH ₂	334,7	CH ₃ ; NH ₂
C ₂ H ₆	410,1	C ₂ H ₅ ; H	CH ₃ NO ₂	242,7	CH ₃ ; NO ₂
CH ₃ Cl	410,1	CH ₂ Cl; H	H ₂ O	493,8	H; OH
	335,0	CH ₃ ; Cl	H ₂ O ₂	207,1	OH; OH
CHCl ₃	385,0	CCl ₃ ; H	NH	347,3	N; H
CH ₃ Br	401,7	CH ₂ Br; H	NH ₂	376,5	NH; H
	280,3	CH ₃ ; Br	NH ₃	439,3	NH ₂ ; H
CHBr ₃	376,6	CBr ₃ ; H	N ₂ O ₃	41,8	NO; NO ₂
CH ₃ F	493,8	CH ₃ ; F	N ₂ O ₄	543,9	NO ₂ ; NO ₂
CH ₃ I	220,1	CH ₃ ; I	N ₂ O	167,4	N ₂ ; O
HCHO	313,8	CHO; H	O ₃	100	O ₂ ; O
CH ₃ OH	~ 385,0	CH ₂ O; H	SiO ₂	464,4	SiO; O
	~ 376,5	CH ₃ ; OH			

**Термодинамические свойства простых веществ, неорганических
и некоторых органических соединений**

$\Delta_f H_{298}^\circ$ и $\Delta_f G_{298}^\circ$ – стандартные энтальпии и энергии Гиббса образования данного вещества из простых веществ при давлении 1 бар = 10^5 Па \approx 1 атм. и температуре 298 К; S_{298}° и $c_{p,298}^\circ$ – стандартные значения энтропии и изобарной теплоемкости вещества при 298 К.

Вещество	$\Delta_f H_{298}^\circ$, кДж/моль	S_{298}° , Дж/(моль · К)	$\Delta_f G_{298}^\circ$, кДж/моль	$c_{p,298}^\circ$, Дж/(моль · К)
1	2	3	4	5
Простые вещества				
Ag (кр.)	0	42,55	0	25,44
Al (кр.)	0	28,33	0	24,35
As (серый)	0	35,61	0	24,74
Au (кр.)	0	47,40	0	25,36
B (кр.)	0	5,86	0	11,09
Ba-α	0	60,67	0	28,28
Ba-β	$\Delta H^{\alpha \rightarrow \beta}_{643} = 0,63$	—	—	—
Be (кр.)	0	9,54	0	16,44
Bi (кр.)	0	56,90	0	26,02
Br (г.)	111,88	174,90	82,44	20,79
Br ⁻ (г.)	-218,87	163,39	-238,67	20,79
Br ₂ (ж.)	0	152,21	0	75,69
Br ₂ (г.)	30,91	245,37	3,14	36,07
[Br ₂] (в.)	-1	136	4	—
C (алмаз)	1,83	2,37	2,83	6,11
C (графит)	0	5,74	0	8,54
C (г.)	716,67	157,99	671,28	20,84
C ₂ (г.)	830,86	199,31	774,86	43,21
Ca-α	0	41,63	0	26,36
Cd-α	0	51,76	0	25,94
Cl (г.)	121,34	165,08	105,35	21,84
Cl ⁻ (г.)	-233,63	153,25	-239,86	20,79
Cl ⁺ (г.)	1384	167	1361	—
Cl ₂ (г.)	0	222,98	0	33,93
[Cl ₂] (в.)	-23	121	7	—
Co-α	0	30,04	0	24,81

1	2	3	4	5
Cr (кр.)	0	23,64	0	23,35
Cs (кр.)	0	84,35	0	31,38
Cu (кр.)	0	33,14	0	24,43
D (г.)	221,67	123,24	206,52	20,79
D ₂ (г.)	0	144,86	0	29,20
F (г.)	79,38	158,64	62,30	22,75
F ⁺ (г.)	1767	162	1743	—
F ⁻ (г.)	-259,68	145,47	-266,61	20,79
F ₂ (г.)	0	202,67	0	31,30
Fe-α	0	27,15	0	24,98
Ga (кр.)	0	41,09	0	26,07
Ge (кр.)	0	31,09	0	23,35
H (г.)	217,98	114,60	203,28	20,79
H ⁺ (г.)	1536,21	108,84	1517,00	20,79
H ⁻ (г.)	139,03	108,85	132,26	20,79
H ₂ (г.)	0	130,52	0	28,83
Hg (ж.)	0	75,90	0	27,99
Hg (г.)	61,30	174,85	31,80	20,79
I (г.)	106,76	180,67	70,21	20,79
I ⁻ (г.)	-195,02	169,15	-221,92	20,79
I ₂ (кр.)	0	116,14	0	54,44
I ₂ (г.)	62,43	260,60	19,39	36,90
[I ₂] (в.)	22	135	16	—
In (кр.)	0	57,82	0	26,74
K (кр.)	0	64,18	0	29,58
La (кр.)	0	56,90	0	27,82
Li (кр.)	0	28,24	0	24,73
Mg (кр.)	0	32,68	0	24,89
Mn-α	0	32,01	0	26,28
Mo (кр.)	0	28,62	0	24,06
N ₂ (г.)	0	191,50	0	29,12
Na (кр.)	0	51,21	0	28,24
Na (ж.)	$\Delta H_{371}^{\text{плавл}} = 2,60$	—	—	—
Ni-α	0	29,87	0	26,07
Ni-β	$\Delta H_{633}^{\alpha \rightarrow \beta} = 0,38$	—	—	—
O (г.)	249,17	160,95	231,75	21,91
O ⁺ (г.)	1568,78	154,85	1546,96	20,79
O ⁻ (г.)	101,43	157,69	91,20	21,67
O ₂ (г.)	0	205,04	0	29,37
O ₃ (г.)	142,26	238,82	162,76	39,25

1	2	3	4	5
P (бел.)	0	41,09	0	23,82
P (ж.)	$\Delta H_{317,3}^{\text{плавл}} = 0,66$	—	—	—
P (красн.)	-17,45	22,80	-12,00	21,39
P ₂ (г.)	144	218	103	32
P ₄ (г.)	60	280	25	—
Pb (кр.)	0	64,81	0	26,82
Pb (ж.)	$\Delta H_{601}^{\text{плавл}} = 4,77$	—	—	—
Pt (кр.)	0	41,55	0	25,86
Ra (кр.)	0	(71,2)	0	(27,2)
Rb (кр.)	0	76,23	0	30,88
S (монокл.)	0,38	32,55	0,19	23,64
S (ромб)	0	31,92	0	22,68
S (г.)	278,81	167,75	238,31	23,67
S ₂ (г.)	128,37	228,03	79,42	32,51
Sb (кр.)	0	45,69	0	25,23
Se (кр.)	0	42,44	0	25,36
Si (кр.)	0	18,83	0	19,99
Sn (бел.)	0	51,55	0	26,99
Sn (сер.)	-2	44	≈ 0	—
Sn (ж.)	$\Delta H_{505}^{\text{плавл}} = 7,03$	—	—	—
Sr (кр.)	0	55,69	0	26,36
Te (кр.)	0	49,50	0	25,71
Th-α	0	53,39	0	27,32
Ti-α	0	30,63	0	25,02
Tl-α	0	64,18	0	26,32
U-α	0	50,29	0	27,66
W (кр.)	0	32,64	0	24,27
Zn (кр.)	0	41,63	0	25,44
Zr-α	0	38,99	0	25,44
Неорганические соединения				
AgBr (кр.)	-100,42	107,11	-97,02	52,30
AgCl (кр.)	-126,78	96,23	-109,54	50,79
AgI-α	-61,92	115,48	-66,35	54,43
AgNO ₃ -α	-124,52	140,92	-33,60	93,05
Ag ₂ O (кр.)	-30,54	121,75	-10,90	65,86
Ag ₂ S-α	-31,80	143,51	-39,70	76,53
Ag ₂ SO ₄ (кр.)	-715,88	200,00	-618,36	131,38
AlBr ₃ (кр.)	-513,38	180,25	-490,60	100,50
AlCl ₃ (кр.)	-704,17	109,29	-628,58	91,00
AlF ₃ -α	-1510,42	66,48	-1431,15	75,10

1	2	3	4	5
Al ₂ O ₃ (корунд)	-1675,69	50,92	-1582,27	79,04
Al ₂ (SO ₄) ₃ (кр.)	-3441,80	239,20	-3100,87	259,41
AsCl ₃ (ж.)	-305,01	216,31	-259,16	133,47
AsCl ₃ (г.)	-270,34	328,82	-258,04	75,48
As ₂ O ₃ (клаудетит)	-653,37	122,72	-577,03	112,21
As ₂ O ₃ (арсенолит)	-656,89	108,32	-576,16	95,65
As ₂ O ₅ (кр.)	-921,32	105,44	-478,69	116,52
BCl ₃ (г.)	-402,96	290,08	-387,98	62,63
BF ₃ (г.)	-1136,58	254,01	-1119,93	50,46
B ₂ O ₃ (кр.)	-1270,43	53,84	-1191,29	62,76
BaCO ₃ (кр.)	-1210,85	112,13	-1132,77	85,35
BaCl ₂ (кр.)	-859,39	123,64	-811,71	75,31
Ba(NO ₃) ₂ (кр.)	-992,07	213,80	-797,23	151,63
BaO (кр.)	-553,54	70,29	-525,84	46,99
Ba(OH) ₂ (кр.)	-943,49	100,83	-855,42	97,91
BaSO ₄ (кр.)	-1458,88	132,21	-1348,43	102,09
BeO (кр.)	-598,73	14,14	-569,54	25,56
BeSO ₄ (кр.)	-1200,81	77,97	-1089,45	85,69
Bi ₂ O ₃ (кр.)	-570,70	151,46	-490,23	113,8
CO (г.)	-110,53	197,55	-137,15	29,14
CO ₂ (г.)	-393,51	213,66	-394,37	37,11
[CO ₂] (в.)	-414	121	-386	—
COCl ₂ (г.)	-219,50	283,64	-205,31	57,76
COS (г.)	-141,70	231,53	-168,94	41,55
CS ₂ (ж.)	88,70	151,04	64,41	75,65
CS ₂ (г.)	116,70	237,77	66,55	45,48
CaC ₂ -α	-59,83	69,96	-64,85	62,72
CaCO ₃ (кальцит)	-1206,83	91,71	-1128,35	83,47
CaCl ₂ (кр.)	-795,92	108,37	-749,34	72,59
CaF ₂ -α	-1220,89	68,45	-1168,46	67,03
CaHPO ₄ (кр.)	-1808,56	111,38	-1675,38	110,04
CaHPO ₄ •2H ₂ O(кр)	-2397,46	189,45	-2148,60	197,07
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ (кр.)	-3114,57	189,54	-2811,81	—
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ •H ₂ O(кр)	-3408,29	259,83	-3057,00	258,82
Ca(NO ₃) ₂ (кр.)	-938,76	193,30	-743,49	149,33
CaO (кр.)	-635,09	38,07	-603,46	42,05
Ca(OH) ₂ (кр.)	-985,12	83,39	-897,52	87,49
CaS (кр.)	-476,98	56,61	-471,93	47,49
CaSO ₄ (ангидрит)	-1436,28	106,69	-1323,90	99,66
Ca ₃ (PO ₄) ₂ -α	-4120,82	235,98	-3884,9	227,82

1	2	3	4	5
CdCl ₂ (кр.)	-390,79	115,27	-343,24	73,22
CdO (кр.)	-258,99	54,81	-229,33	43,64
CdS (кр.)	-156,90	71,13	-153,16	47,32
CdSO ₄ (кр.)	-934,41	123,05	-823,88	99,62
ClO ₂ (г.)	104,60	257,02	122,34	41,84
Cl ₂ O (г.)	75,73	266,23	93,40	45,44
CoCl ₂ (кр.)	-312,54	109,29	-269,69	78,49
CoSO ₄ (кр.)	-867,76	113,39	-760,83	103,22
CrCl ₃ (кр.)	-556,47	123,01	-486,37	91,80
CrO ₃ (кр.)	-590,36	73,22	-513,44	69,33
Cr ₂ O ₃ (кр.)	-1140,56	81,17	-1058,97	104,52
CsCl (кр.)	-442,83	101,18	-414,61	52,63
CsI (кр.)	-336,81	125,52	-331,77	51,88
CsOH (кр.)	-406,68	77,82	-354,71	—
CuCl (кр.)	-137,24	87,02	-120,06	48,53
CuCl ₂ (кр.)	-205,85	108,07	-161,71	71,88
CuO (кр.)	-162,00	42,63	-134,26	42,30
CuS (кр.)	-53,14	66,53	-53,58	47,82
CuSO ₄ (кр.)	-770,90	109,20	-661,79	98,87
Cu ₂ O (кр.)	-173,18	92,93	-150,56	63,64
Cu ₂ S (кр.)	-79,50	120,92	-86,27	76,32
D ₂ O (ж.)	-294,60	75,90	-243,47	84,31
D ₂ O (г.)	-249,20	198,23	-234,55	34,27
FeCO ₃ (кр.)	-738,15	95,40	-665,09	83,26
FeO (кр.)	-264,85	60,75	-244,30	49,92
FeS-α	-100,42	60,29	-100,78	50,54
FeS-β	$\Delta H^{a \rightarrow \beta}_{411} = 4,4$	—	—	—
FeSO ₄ (кр.)	-927,59	107,53	-819,77	100,58
FeS ₂ (кр.)	-177,40	52,93	-166,05	62,17
Fe ₂ O ₃ (кр.)	-822,16	87,45	-740,34	103,76
Fe ₃ O ₄ (кр.)	-1117,13	146,19	-1014,17	150,79
Ga ₂ O ₃ (кр.)	-1089,10	84,98	-998,24	92,05
GeO ₂ (рексар.)	-554,71	55,27	-500,79	52,09
GeO ₂ (тетраг.)	-580,15	39,71	-521,59	50,17
HBr (г.)	-36,38	198,58	-53,43	29,14
HCN (г.)	132,00	201,71	121,58	35,90
HCl (г.)	-92,31	186,79	-95,30	29,14
HD (г.)	0,32	143,70	-1,47	29,20
HF (г.)	-273,30	173,67	-275,41	29,14
HI (г.)	26,36	206,48	1,58	29,16

1	2	3	4	5
HNCS (г.)	127,61	248,03	112,89	46,40
HNO ₃ (ж.)	-173,00	156,16	-79,90	109,87
HNO ₃ (г.)	-133,91	266,78	-73,78	54,12
H ₂ O (кр.)	-291,85	39,33	-234	38
H ₂ O (ж.)	-285,83	69,95	-237,23	75,30
H ₂ O (г.)	-241,81	188,72	-228,61	33,61
H ₂ O ₂ (ж.)	-187,86	109,60	-120,52	89,33
H ₂ O ₂ (г.)	-135,88	234,41	-105,74	42,39
[H ₂ O ₂] (в.)	-191	143	-134	–
H ₂ S (г.)	-20,60	205,70	-33,50	33,44
[H ₂ S] (в.)	-40	121	-28	–
H ₂ Se (г.)	19	164	22	–
[H ₂ Se] (в.)	-40	121	-28	–
H ₂ SO ₄ (г.)	-744	301	-663	–
H ₂ SO ₄ (ж.)	-813,99	156,90	-690,14	138,91
H ₃ PO ₄ (кр.)	-1279,05	110,50	-1119,20	106,06
H ₃ PO ₄ (ж.)	-1266,90	200,83	-1134,00	106,10
HgBr ₂ (кр.)	-169,45	170,31	-152,22	75,32
HgCl ₂ (кр.)	-228,24	140,02	-180,90	73,91
HgI ₂ -α	-105,44	184,05	-103,05	78,24
HgO (красн.)	-90,88	70,29	-58,66	44,88
HgS (красн.)	-58,99	82,42	-51,42	48,41
Hg ₂ Br ₂ (кр.)	-207,07	217,70	-181,35	88,70
Hg ₂ Cl ₂ (кр.)	-265,06	192,76	-210,81	101,70
Hg ₂ SO ₄ (красн.)	-744,65	200,71	-627,51	131,96
In ₂ O ₃ (кр.)	-925,92	107,95	-831,98	92,05
In ₂ (SO ₄) ₃ (кр.)	-2725,50	302,08	-2385,87	275,00
KAl(SO ₄) ₂ (кр.)	-2465,00	204,50	-2235	193,00
KBr (кр.)	-393,80	95,94	-380,60	52,30
KCl (кр.)	-436,68	82,55	-408,93	51,49
KClO ₃ (кр.)	-391,20	142,97	-289,80	100,25
KClO ₄ (кр.)	-430,12	151,04	-300,58	112,40
KI (кр.)	-327,90	106,40	-323,18	53,00
KMnO ₄ (кр.)	-828,89	171,54	-729,14	117,57
KNO ₃ -α	-492,46	132,88	-392,75	96,29
KOH (кр.)	-424,72	79,28	-379,22	65,60
K ₂ CO ₃ (кр.)	-1150,18	155,52	-1064,87	114,44
K ₂ CrO ₄ (кр.)	-1385,74	200,00	-1277,84	146,00
K ₂ Cr ₂ O ₇ (кр.)	-2067,27	291,21	-1887,85	219,70
K ₂ SO ₄ (кр.)	-1433,69	175,56	-1316,04	130,01

1	2	3	4	5
LaCl ₃ (кр.)	-1070,68	144,35	-997,07	103,60
LiCl (кр.)	-408,27	59,30	-384,30	48,39
LiNO ₃ (кр.)	-482,33	71,13	-374,92	83,26
LiOH (кр.)	-484,67	42,78	-439,00	49,58
Li ₂ CO ₃ (кр.)	-1216,00	90,16	-1132,67	96,20
Li ₂ SO ₄ (кр.)	-1435,86	114,00	-1321,28	117,60
MgCO ₃ (кр.)	-1095,85	65,10	-1012,15	76,11
MgCl ₂ (кр.)	-644,80	89,54	-595,30	71,25
MgF ₂ (кр.)	-1124,2	51,20	-1067,32	61,59
MgO (кр.)	-601,49	27,07	-569,27	37,20
Mg(OH) ₂ (кр.)	-924,66	63,18	-833,75	76,99
MgSO ₄ (кр.)	-1287,42	91,55	-1173,25	95,60
MgSO ₄ •6H ₂ O (кр.)	-3089,50	348,10	-2635,10	348,10
MnCO ₃ (кр.)	-881,66	109,54	-811,40	81,50
MnCl ₂ (кр.)	-481,16	118,24	-440,41	72,97
MnO (кр.)	-385,10	61,50	-363,34	44,10
MnO ₂ (кр.)	-521,49	53,14	-466,68	54,02
MnS (кр.)	-214,35	80,75	-219,36	49,92
Mn ₂ O ₃ (кр.)	-957,72	110,46	-879,91	107,50
M ₃ O ₄ (кр.)	-1387,60	154,81	-1282,91	148,08
NH ₃ (ж.)	-69,87	–	–	80,75
NH ₃ (г.)	-45,94	192,66	-16,48	35,16
NH ₄ Al(SO ₄) ₂ (кр.)	-2353,50	216,31	-2039,80	226,40
NH ₄ Cl-β	-314,22	95,81	-203,22	84,10
NH ₄ NO ₃ (кр.)	-365,43	151,04	-183,93	139,33
(NH ₄) ₂ SO ₄ (кр.)	-1180,31	220,08	-901,53	187,30
NO (г.)	91,26	210,64	87,58	29,86
NOCl (г.)	52,59	263,50	66,37	39,37
NO ₂ (г.)	34,19	240,06	52,29	36,66
N ₂ O (г.)	82,01	219,83	104,12	38,62
N ₂ O ₄ (г.)	11,11	304,35	99,68	79,16
N ₂ O ₅ (г.)	13,30	355,65	117,14	95,28
NaAlO ₂ (кр.)	-1133,03	70,29	-1069,20	73,30
NaBr (кр.)	-361,41	86,82	-349,34	51,90
NaC ₂ H ₃ O ₂ (кр.)	-710,40	123,10	-608,96	80,33
NaCl (кр.)	-411,12	72,13	-384,13	50,81
NaF (кр.)	-573,63	51,30	-543,46	46,86
NaHCO ₃ (кр.)	-947,30	102,10	-849,65	87,70
NaI (кр.)	-287,86	98,32	-284,59	52,50
NaNO ₃ -α	-466,70	116,50	-365,97	93,05

1	2	3	4	5
NaOH-α	-426,35	64,43	-380,29	59,66
NaOH (ж.)	$\Delta H_{595}^{\text{плавл}}=6,36$	—	—	—
Na ₂ B ₄ O ₇ (кр.)	-3276,70	189,50	-3081,80	186,80
Na ₂ CO ₃ -α	-1130,80	138,80	-1048,20	111,30
Na ₂ CO ₃ (ж.)	$\Delta H_{1127}^{\text{плавл}}=33$	—	—	—
Na ₂ CO ₃ •10H ₂ O (кр.)	-4077	2172	-3906	536
NaH ₂ PO ₄ (кр.)	-1544,90	127,57	-1394,24	116,94
Na ₂ HPO ₄ (кр.)	-1754,86	150,60	-1615,25	135,28
Na ₂ O (кр.)	-417,98	75,06	-379,26	68,89
Na ₂ O ₂ -α	-513,21	94,81	-449,81	90,89
Na ₂ S (кр.)	-374,47	79,50	-358,13	84,93
Na ₂ SO ₃ (кр.)	-1089,43	146,02	-1001,21	120,08
Na ₂ SO ₄ -α	-1387,21	149,62	-1269,50	128,35
Na ₂ SO ₄ -β	$\Delta H_{522}^{\alpha \rightarrow \beta}=10,8$	—	—	—
Na ₂ SO ₄ -γ	$\Delta H_{980}^{\beta \rightarrow \gamma}=0,33$	—	—	—
Na ₂ SO ₄ • 10H ₂ O (кр.)	-4324,75	591,87	-3644,09	547,46
Na ₂ SO ₄ (ж.)	$\Delta H_{1157}^{\text{пл}}=23,0$	—	—	—
Na ₂ S ₂ O ₃ (кр.)	-1117,13	(225)	(-1043)	145,98
Na ₂ SiF ₆ (кр.)	-2849,72	214,64	-2696,29	—
Na ₂ SiO ₃ (кр.)	-1561,43	113,76	-1467,50	111,81
Na ₂ SiO ₃ (ж.)	$\Delta H_{1361}^{\text{пл}}=51,8$	—	—	—
Na ₂ SiO ₃ (стекл.)	-1541,64	—	—	179,20
Na ₂ Si ₂ O ₅ -α	-2470,07	164,05	-2324,39	156,50
Na ₂ Si ₂ O ₅ -β	$\Delta H_{951}^{\alpha \rightarrow \beta}=0,42$	—	—	—
Na ₂ Si ₂ O ₅ (ж.)	$\Delta H_{1147}^{\text{плавл}}=35,56$	—	—	—
Na ₂ Si ₂ O ₅ (стекл.)	-2443,04	—	—	—
Na ₃ AlF ₆ -α	-3309,54	283,49	-3158,53	219,51
Na ₃ AlF ₆ -β	$\Delta H_{834}^{\alpha \rightarrow \beta}=9,29$	—	—	—
Na ₃ AlF ₆ (ж.)	$\Delta H_{1279}^{\text{плавл}}=107,28$	—	—	—
Na ₃ PO ₄ (кр.)	-1924,64	224,68	-1811,31	153,57
Na ₄ SiO ₄ (кр.)	-2106,64	195,81	-1976,07	184,72
NiCl ₂ (кр.)	-304,18	98,07	-258,03	71,67
NiO-α	-239,74	37,99	-211,60	44,31
NiS (кр.)	-79,50	52,97	-76,87	47,11
NiSO ₄ (кр.)	-873,49	103,85	-763,76	97,70
PCl ₃ (ж.)	-320,91	218,49	-274,08	131,38

1	2	3	4	5
PCl ₃ (г.)	-287,02	311,71	-267,98	71,84
PCl ₅ (кр.)	-445,89	170,80	-318,36	(138)
PCl ₅ (г.)	-374,89	364,47	-305,10	112,97
P ₂ O ₃ (ж.)	(-1097)	(142)	(-1023)	144,4
P ₂ O ₅ (кр.)	-1507,2	140,3	-1371,7	(41,8)
P ₄ O ₁₀ (кр.)	-2984,03	228,86	-2697,60	211,71
P ₄ O ₁₀ (г.)	-2894,49	394,55	-2657,46	190,79
PbBr ₂ (кр.)	-282,42	161,75	-265,94	80,54
PbCO ₃ (кр.)	-699,56	130,96	-625,87	87,45
PbCl ₂ (кр.)	-359,82	135,98	-314,56	76,99
PbCl ₂ (ж.)	$\Delta H_{768}^{\text{плавл}} = 23,85$	—	—	—
PbCl ₂ (г.)	-173,64	315,89	-182,02	55,23
PbI ₂ (кр.)	-175,23	175,35	-173,56	81,17
PbO (желт.)	-217,61	68,70	-188,20	45,77
PbO (красн.)	-219,28	66,11	-189,10	45,81
PbO ₂ (кр.)	-276,56	71,92	-217,55	64,77
Pb ₃ O ₄ (кр.)	-723,41	211,29	-606,17	146,86
PbS (кр.)	-100,42	91,21	-98,77	49,48
PbS (г.)	122,34	251,33	76,25	35,10
PbSO ₄ (кр.)	-920,48	148,57	-813,67	103,22
PtCl ₂ (кр.)	-106,69	219,79	-93,35	(75,52)
PtCl ₄ (кр.)	-229,28	267,88	-163,80	(150,86)
RaCl ₂ (кр.)	-887,6	144,4	(-842,9)	(80,25)
Ra(NO ₃) ₂ (кр.)	-992,27	217,71	(-795,5)	—
RaO (кр.)	-544	(71)	(-513)	(46,5)
RaSO ₄ (кр.)	-1473,75	142,35	(-1363,2)	—
SO ₂ (г.)	-296,90	248,07	-300,21	39,87
[SO ₂] (в.)	-323	162	-301	—
SO ₂ Cl ₂ (ж.)	-394,13	216,31	-321,49	133,89
SO ₂ Cl ₂ (г.)	-363,17	311,29	-318,85	77,40
SO ₃ (г.)	-395,85	256,69	-371,17	50,09
SO ₃ (ж.)	-468	122	-373	—
SO ₃ (тв.)	-465	52	-369	—
SbCl ₃ (кр.)	-381,16	183,26	-322,45	110,46
SbCl ₃ (г.)	-311,96	338,49	-299,54	77,40
Sb ₂ O ₃ (кр.)	-715,46	132,63	-636,06	111,76
Sb ₂ O ₅ (кр.)	-1007,51	125,10	-864,74	117,61
Sb ₄ O ₆ (кр.)	-1417,12	282,00	-1263,10	223,80
Sb ₂ S ₃ (черн.)	-157,74	181,59	-156,08	123,22

1	2	3	4	5
SiCl ₄ (ж.)	-687,85	239,74	-620,75	145,27
SiCl ₄ (г.)	-657,52	330,95	-617,62	90,37
SiF ₄ (г.)	-1614,94	282,38	-1572,66	73,64
SiH ₄ (г.)	34,73	204,56	57,18	42,89
SiO ₂ (кварц-α)	-910,94	41,84	-856,67	44,43
SiO ₂ (кварц-β)	$\Delta H^{\alpha \rightarrow \beta}_{846} =$ 0,63	—	—	—
SiO ₂ (тридимит-α)	-909,06	43,51	-855,29	44,60
SiO ₂ (тридимит-β)	$\Delta H^{\alpha \rightarrow \beta}_{390} =$ 0,29	—	—	—
SiO ₂ (кristобалит-α)	-909,48	42,68	-855,46	44,18
SiO ₂ (кristобалит-β)	$\Delta H^{\alpha \rightarrow \beta}_{515} =$ 1,30	—	—	—
SiO ₂ (стекл.)	-903,49	46,86	-850,71	44,35
SnCl ₂ (кр.)	-330,95	131,80	-288,40	75,58
SnCl ₂ (ж.)	$\Delta H^{\text{плавл}}_{520} =$ 14,52	—	—	—
SnCl ₄ (ж.)	-528,86	258,99	-457,74	165,27
SnCl ₄ (г.)	-489,11	364,84	-449,55	98,32
SnO (кр.)	-285,98	56,48	-256,88	44,35
SnO (г.)	20,85	232,01	-2,89	31,76
SnO ₂ (кр.)	-580,74	52,30	-519,83	52,59
SnS-α	-110,17	76,99	-108,24	49,25
SnS-β	$\Delta H^{\alpha \rightarrow \beta}_{875} =$ 0,67	—	—	—
SrO (кр.)	-592,04	54,39	-562,10	45,03
SrSO ₄ (кр.)	-1444,74	117,57	-1332,42	107,79
TeCl ₄ (кр.)	-323,84	200,83	-236,00	138,49
TeF ₆ (г.)	-1369,00	335,89	-1273,11	117,32
TeO ₂ (кр.)	-323,42	74,06	-269,61	63,88
Th(OH) ₄ (кр.)	-1764,7	134	-1588,6	—
ThO ₂ (кр.)	-1226,75	65,23	-1169,15	61,76
ThS ₂ (кр.)	-627,60	96,23	-621,34	74,67
Th(SO ₄) ₂ (кр.)	-2541,36	148,11	-2306,04	173,46
TiCl ₄ (ж.)	-804,16	252,40	-737,32	145,20
TiCl ₄ (г.)	-763,16	354,80	-726,85	95,45
TiO ₂ (рутил)	-944,75	50,33	-889,49	55,04
TiO ₂ (анагаз)	-933,03	49,92	-877,65	55,21
TlCl (кр.)	-204,18	111,29	-184,98	52,70
TlCl (г.)	-68,41	256,06	-92,38	36,23

1	2	3	4	5
Tl ₂ O (кр.)	-167,36	134,31	-138,57	68,54
UF ₄ (кр.)	-1910,37	151,67	-1819,74	115,98
UF ₄ (ж.)	$\Delta H_{\text{плав.}}^{\text{ж.}}_{1309} = 58,6$	—	—	—
UF ₄ (г.)	-1591,55	349,36	-1559,87	90,79
UF ₆ (кр.)	-2188,23	227,61	-2059,82	167,49
UF ₆ (ж.)	$\Delta H_{\text{плав.}}^{\text{ж.}}_{337} = 19,22$	—	—	—
UF ₆ (г.)	-2138,61	377,98	-2055,03	129,74
UO ₂ (кр.)	-1084,91	77,82	-1031,98	63,71
UO ₂ F ₂ (кр.)	-1637,20	135,56	-1541,06	103,05
UO ₂ (NO ₃) ₂ (кр.)	-1348,99	276,33	-1114,76	—
U ₃ O ₈ (кр.)	-3574,81	282,42	-3369,50	237,24
WO ₃ (кр.)	-842,91	75,90	-764,11	72,79
WS ₂ (кр.)	-259,41	64,85	-249,98	63,55
ZnCO ₃ (кр.)	-812,53	80,33	-730,66	80,08
ZnCl ₂ (кр.)	-415,05	111,46	-369,39	67,53
ZnCl ₂ (г.)	-265,68	276,56	-269,24	56,90
ZnO (кр.)	-348,11	43,51	-318,10	40,25
ZnS (куб. α)	-205,18	57,66	-200,44	45,36
ZnS (гекс. β)	-195	68	-193	—
ZnSO ₄ (кр.)	-981,36	110,54	-870,12	99,06
Zn(OH) ₂ (кр.)	-645,43	76,99	-555,92	74,27
ZrCl ₄ (кр.)	-979,77	181,42	-889,27	119,77
ZrCl ₄ (г.)	-869,31	368,19	-834,50	98,32
ZrO ₂ -α	-1097,46	50,36	-1039,72	56,05
Органические соединения				
CCl ₄ (ж.)	-132,84	216,19	-62,66	131,70
CH ₄ (г.)	-74,85	186,27	-50,85	35,71
C ₂ H ₂ (г.)	226,75	200,82	209,21	43,93
C ₂ H ₄ (г.)	52,30	219,45	68,14	43,56
C ₂ H ₆ (г.)	-84,67	229,49	-32,93	63,64
C ₃ H ₆ (г.) пропен	20,4	267	62,7	63,9
C ₃ H ₆ (г.) циклопропан	53,3	237	104,4	55,9
C ₃ H ₈ (г.)	-103,9	270	-23,5	73,5
C ₄ H ₈ (г.) 1-бутен	-0,13	305,60	71,26	85,7
C ₄ H ₈ (г.) 2-бутен цис	-6,99	300,83	65,82	78,9
C ₄ H ₈ (г.) 2-бутен транс	-11,17	296,48	62,94	87,8
C ₄ H ₈ (г.) 2-метилпропен	-16,90	293,59	58,07	89,1

1	2	3	4	5
C_4H_8 (г.) циклобутан	26,65	265,39	110,03	72,2
C_4H_{10} (г.) н-бутан	-126,15	310,12	-17,19	97,5
C_4H_{10} (г.) изобутан	-134,52	294,64	-20,95	96,8
C_5H_{12} (г.) н-пентан	-146,44	348,95	-8,44	120,2
C_5H_{12} (ж.) н-пентан	-173,33	262,85	-9,66	172,9
C_6H_6 (г.)	82,93	269,20	129,68	81,7
C_6H_6 (ж.)	49,03	173,26	124,38	135,14
C_6H_{14} (ж.) н-гексан	-198,82	296,02	-4,41	194,9
C_7H_{16} (ж.) н-гептан	-224,54	328,79	0,73	138,9
$HCHO$ (г.)	-115,90	218,78	-109,94	35,39
$HCOOH$ (ж.)	-424,76	128,95	-361,74	99,04
CH_3OH (ж.)	-238,57	126,78	-166,27	81,60
CH_3OH (г.)	-201,00	239,76	-162,38	44,13
CH_3CHO (г.)	-166,00	264,20	-132,95	54,64
CH_3COOH (ж.)	-484,09	159,83	-389,36	123,43
C_2H_5OH (ж.)	-276,98	160,67	-174,15	111,96
C_2H_5OH (г.)	-234,80	281,38	-167,96	65,75
CH_3COCH_3 (ж.) ацетон	-248,11	200,41	-155,42	125,0
Ионы в водных растворах				
Ag^+	106	74	77	
Al^{3+}	-530	-301	-490	
Ba^{2+}	-524	8,8	-548	
Br^-	-122	83	-104	
CH_3COO^-	-486	88	-369	
CO_3^{2-}	-677	-56	-528	
Ca^{2+}	-543	-55	-553	
Cl^-	-167	57	-131	
Cs^+	-258	133	-292	
Cu^{2+}	67	-93	66	
F^-	-334	-14	-280	
Fe^{2+}	-88	-114	-85	
Fe^{3+}	-48	-293	-11	
H^+	0	0	0	
HCO_3^-	-691	93	-587	
HSO_3^-	-628	132	-527	
K^+	-252	101	-283	
Li^+	-278	11	-293	

1	2	3	4	5
Mg ²⁺	−462	−120	−455	
NO ₂ [−]	−105	140	−37	
NO ₃ [−]	−207	147	−111	
NH ₄ ⁺	−133	113	−80	
Na ⁺	−240	58	−262	
OH [−]	−230	−11	−157	
S ^{2−}	32,6	−15	85	
SO ₃ ^{2−}	−638	−38	−487	
SO ₄ ^{2−}	−909	18	−744	
PO ₄ ^{3−}	−1277	−220	−1019	

Энергия кристаллических решеток

Приведены значения энергии разрушения решетки на ионы (кДж/моль).

Катио- ны	Анионы							
	F⁻	Cl⁻	Br⁻	I⁻	H⁻	O²⁻	OH⁻	S²⁻
Li⁺	1044,3	862,3	819,6	764,6	923,0	—	—	—
Na⁺	925,9	788,3	753,1	705,8	810,0	—	—	—
K⁺	823,0	717,5	609,5	649,3	692,5	—	—	—
Rb⁺	789,9	692,1	666,9	629,7	680,3	—	—	—
Cs⁺	755,2	669,0	646,8	613,4	655,2	—	—	—
NH₄⁺	818,4	642,6	617,5	579,9	—	—	—	—
Ag⁺	872,8	784,9	759,8	738,9	—	2457,5	—	—
Cu²⁺	—	2763,9	—	—	—	4144,7	—	3726,3
Mg²⁺	2914,6	2500,3	2412,5	2303,7	—	3952,2	—	3324,3
Ca²⁺	2613,3	2240,9	2157,3	2065,2	—	3533,8	2584,0	3107,0
Sr²⁺	2462,7	2123,8	2048,5	1948,1	—	3320,4	2416,7	2902,0
Ba²⁺	2316,2	2023,4	1952,5	1847,6	—	3140,5	2299,5	2738,8
Zn²⁺	—	2688,6	2051,0	2596,6	—	4061,0	—	3441,7
Cd²⁺	2638,4	2504,5	2050,6	2358,1	—	3655,1	—	3228,4

Константы ионизации кислот при 25 °С

Кислота	Основание	K_a	Кислота	Основание	K_a
$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	H_3AsO_4	H_2AsO_4^-	$5,6 \cdot 10^{-3}$
CH_3COOH	CH_3COO^-	$1,8 \cdot 10^{-5}$	H_2AsO_4^-	HASO_4^{2-}	$1,7 \cdot 10^{-7}$
H_2CO_3	HCO_3^-	$5 \cdot 10^{-7}$	HASO_4^{2-}	AsO_4^{3-}	$3,0 \cdot 10^{-12}$
HCO_3^-	CO_3^{2-}	$5 \cdot 10^{-11}$	$\text{H}_3\text{BO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	$8 \cdot 10^{-7}$
$\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	$\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^+$	$5 \cdot 10^{-8}$		$[\text{B}(\text{OH})_4]^-$	$5 \cdot 10^{-10}$
$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^+$	$1,8 \cdot 10^{-7}$		$[\text{B}_3\text{O}_3(\text{OH})_4]^-$	$4 \cdot 10^{-8}$
$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}$	$6,3 \cdot 10^{-3}$	H_3PO_2	H_2PO_2^-	$8 \cdot 10^{-2}$
HASO_2	AsO_2^-	$6,0 \cdot 10^{-10}$	H_3PO_3	H_2PO_3^-	$3,1 \cdot 10^{-2}$
HBrO	BrO^-	$2,2 \cdot 10^{-9}$	H_2PO_3^-	HPO_3^{2-}	$1,6 \cdot 10^{-1}$
HCN	CN^-	$7 \cdot 10^{-10}$	H_2PO_4^-	H_2PO_4^-	$7,6 \cdot 10^{-3}$
HCOOH	HCOO^-	$1,8 \cdot 10^{-4}$	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	$5,9 \cdot 10^{-8}$
HClO	ClO^-	$3,0 \cdot 10^{-8}$	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	$3,5 \cdot 10^{-13}$
HClO_2	ClO_2^-	$1,1 \cdot 10^{-2}$	$\text{H}_3\text{VO}_4 (?)$	H_2VO_4^-	$3 \cdot 10^{-5}$
HF	F^-	$6,2 \cdot 10^{-4}$	H_2VO_4^-	HVO_4^{2-}	$1 \cdot 10^{-9}$
HIO	IO^-	$2,3 \cdot 10^{-11}$	HVO_4^{2-}	VO_4^{3-}	$7 \cdot 10^{-12}$
HIO_3	IO_3^-	$1,7 \cdot 10^{-1}$	H_4SiO_4	H_3SiO_4^-	$1,6 \cdot 10^{-10}$
HN_3	N_3^-	$1,9 \cdot 10^{-5}$	H_3SiO_4^-	$\text{H}_2\text{SiO}_4^{2-}$	$2 \cdot 10^{-12}$
HNCO	OCN^-	$3,5 \cdot 10^{-4}$	$\text{H}_2\text{SiO}_4^{2-}$	HSiO_4^{3-}	$1 \cdot 10^{-12}$
HNCS	NCS^-	$1,4 \cdot 10^{-1}$	HSiO_4^{3-}	SiO_4^{4-}	$2 \cdot 10^{-14}$
HNO_2	NO_2^-	$5,1 \cdot 10^{-4}$	H_4XeO_6	H_3XeO_6^-	$1 \cdot 10^{-2}$
H_2CrO_4	HCrO_4^-	$1,6 \cdot 10^{-1}$	H_3XeO_6^-	$\text{H}_2\text{XeO}_6^{2-}$	$1 \cdot 10^{-6}$
HCrO_4^-	CrO_4^{2-}	$3,2 \cdot 10^{-7}$	$\text{H}_2\text{XeO}_6^{2-}$	HXeO_6^{3-}	$1 \cdot 10^{-11}$
HSO_4^-	SO_4^{2-}	$2 \cdot 10^{-2}$	H_3IO_6	H_4IO_6^-	$2,5 \cdot 10^{-2}$
HSeO_4^-	SeO_4^{2-}	$1,3 \cdot 10^{-2}$	H_4IO_6^-	$\text{H}_3\text{IO}_6^{2-}$	$4,3 \cdot 10^{-9}$
H_2O	OH^-	$1,8 \cdot 10^{-16}$	$\text{H}_3\text{IO}_6^{2-}$	$\text{H}_2\text{IO}_6^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-13}$
H_2O_2	HO_2^-	$2,0 \cdot 10^{-12}$	H_6TeO_6	H_5TeO_6^-	$2,5 \cdot 10^{-8}$
H_2S	HS^-	$1 \cdot 10^{-7}$	H_5TeO_6^-	$\text{H}_4\text{TeO}_6^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-11}$
HS^-	S^{2-}	$1 \cdot 10^{-13}$	$\text{H}_4\text{TeO}_6^{2-}$	$\text{H}_3\text{TeO}_6^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-13}$
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	HS_2O_3^-	$2,5 \cdot 10^{-1}$	NH_4^+	NH_4OH	$5,5 \cdot 10^{-10}$
HS_2O_3^-	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,9 \cdot 10^{-2}$	N_2H_5^+	$\text{N}_2\text{H}_5\text{OH}$	$6 \cdot 10^{-9}$
H_2Se	HSe^-	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$\text{N}_2\text{H}_6^{2+}$	N_2H_5^+	$1,6 \cdot 10^{-1}$
HSe^-	Se^{2-}	$1,0 \cdot 10^{-11}$	NH_3OH^+	$\text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{H}_2\text{O}$	$9 \cdot 10^{-7}$
H_2SeO_3	HSeO_3^-	$1,8 \cdot 10^{-3}$	H_2SO_3	HSO_3^-	$1,7 \cdot 10^{-2}$
HSeO_3^-	SeO_3^{2-}	$3,2 \cdot 10^{-9}$	HSO_3^-	SO_3^{2-}	$1 \cdot 10^{-7}$
H_2Te	HTe^-	$2,3 \cdot 10^{-3}$	$\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	ZnOH^+	$2 \cdot 10^{-8}$
HTe^-	Te^{2-}	$1,0 \cdot 10^{-11}$	$\text{ZnOH}^+ + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$8 \cdot 10^{-10}$
H_2TeO_3	HTeO_3^-	$2,7 \cdot 10^{-3}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_3]^-$	$1 \cdot 10^{-12}$
HTeO_3^-	TeO_3^{2-}	$1,8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_3]^-$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-13}$

Константы ионизации оснований в воде при 25 °С

Формула основания		K_b	Формула основания		K_b
AgOH		$5,0 \cdot 10^{-3}$	C ₆ H ₅ CH ₂ NH ₂ бензи- ламин		$2 \cdot 10^{-5}$
Al(OH) ₃	K ₁	$1 \cdot 10^{-8}$	Fe(OH) ₂	K ₁	$1,2 \cdot 10^{-2}$
	K ₂	$2 \cdot 10^{-9}$		K ₂	$5,5 \cdot 10^{-8}$
	K ₃	$1 \cdot 10^{-9}$	NH ₃ ·aq		$1,8 \cdot 10^{-5}$
Ba(OH) ₂	K ₂	$2 \cdot 10^{-1}$	N ₂ H ₄ ·aq	K ₁	$9,3 \cdot 10^{-7}$
Ca(OH) ₂	K ₂	$4,0 \cdot 10^{-2}$		K ₂	10^{-15}
CH ₃ NH ₂ ·aq		$4 \cdot 10^{-4}$	NH ₂ OH·aq		$8,9 \cdot 10^{-9}$
C ₂ H ₅ NH ₂		$3 \cdot 10^{-4}$	Pb(OH) ₂	K ₁	$9,6 \cdot 10^{-4}$
C ₃ H ₇ NH ₂		$6 \cdot 10^{-4}$		K ₂	$3,0 \cdot 10^{-8}$
C ₄ H ₉ NH ₂		$5 \cdot 10^{-4}$	Zn(OH) ₂	K ₁	$4,4 \cdot 10^{-5}$
C ₆ H ₅ NH ₂ анилин		$4 \cdot 10^{-10}$		K ₂	$5 \cdot 10^{-7}$

Произведения растворимости веществ

Вещество	ПР	Вещество	ПР	Вещество	ПР
Ag ₃ AsO ₄	$1,1 \cdot 10^{-21}$	CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	HgS	$4 \cdot 10^{-53}$
AgBr	$4,4 \cdot 10^{-13}$	CaC ₂ O ₄	$2,5 \cdot 10^{-9}$	MgCO ₃	$2 \cdot 10^{-4}$
AgBrO ₃	$4,0 \cdot 10^{-5}$	CaF ₂	$3,4 \cdot 10^{-11}$	Mg(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$
AgCN	$7 \cdot 10^{-15}$	Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-13}$
AgCNS	$1,2 \cdot 10^{-12}$	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-25}$	MnCO ₃	$8,8 \cdot 10^{-10}$
AgCH ₃ CO O	$4,4 \cdot 10^{-3}$	CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$	Mn(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-14}$
Ag ₂ CO ₃	$6,2 \cdot 10^{-12}$	CdCO ₃	$5,2 \cdot 10^{-12}$	MnS	$7 \cdot 10^{-17}$
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$	Cd(OH) ₂	$6 \cdot 10^{-15}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Ag ₂ CrO ₄	$4,1 \cdot 10^{-12}$	CdS	$1,2 \cdot 10^{-28}$	Ni(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-15}$
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	Co(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-15}$	NiS	$2 \cdot 10^{-28}$
AgIO ₃	$3,5 \cdot 10^{-8}$	CoS	$3,1 \cdot 10^{-28}$	PbBr ₂	$9,2 \cdot 10^{-6}$
AgNO ₂	$7,2 \cdot 10^{-4}$	Cr(OH) ₃	$6,7 \cdot 10^{-31}$	PbCO ₃	$3,3 \cdot 10^{-14}$
Ag ₃ PO ₄	$1,5 \cdot 10^{-21}$	CuBr	$4,2 \cdot 10^{-8}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Ag ₂ S	$5,7 \cdot 10^{-51}$	CuCl	$1 \cdot 10^{-6}$	PbCl ₂	$2,1 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ SO ₄	$7,7 \cdot 10^{-5}$	CuI	$1 \cdot 10^{-12}$	PbI ₂	$9,8 \cdot 10^{-9}$
Al(OH) ₃	$5,0 \cdot 10^{-33}$	Cu ₂ S	$3,6 \cdot 10^{-50}$	Pb(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-15}$
BaCO ₃	$8,1 \cdot 10^{-9}$	Cu(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-19}$	PbS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
BaC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$	CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$	PbSO ₄	$1 \cdot 10^{-8}$
BaCrO ₄	$2,4 \cdot 10^{-10}$	FeCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-11}$	Sb(OH) ₃	$5 \cdot 10^{-26}$
BaF ₂	$1,6 \cdot 10^{-6}$	Fe(OH) ₂	$1,7 \cdot 10^{-15}$	Sb ₂ S ₃	$2,9 \cdot 10^{-59}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$	ZnS (α)	$1 \cdot 10^{-25}$
BaSO ₃	$8 \cdot 10^{-7}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$	ZnS (β)	$8 \cdot 10^{-24}$

Стандартные электродные потенциалы для водных растворов

Элемент	Полуреакция	E°, В
Ag	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,80
	$\text{AgBr} + e = \text{Ag} + \text{Br}^-$	0,50
	$\text{AgCl} + e = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,22
	$\text{AgI} + e = \text{Ag} + \text{I}^-$	-0,15
	$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + e = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,31
	$\text{AgCN} + e = \text{Ag} + \text{CN}^-$	-0,02
	$\text{Ag}_2\text{S} + 2e = 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$	-0,70
Al	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,66
	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3e = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3e = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2,31
	$\text{AlF}_6^{3-} + 3e = \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,07
As	$\text{HAsO}_2 + 3e + 3\text{H}^+ = \text{As} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,25
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2e + 2\text{H}^+ = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56
	$\text{AsO}_2^- + 3e + 2\text{H}_2\text{O} = \text{As} + 4\text{OH}^-$	-0,68
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2e + 2\text{H}_2\text{O} = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
	$\text{As} + 3e + 3\text{H}^+ = \text{AsH}_3$	-0,60
Au	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	1,50
	$\text{Au}^{3+} + 2e = \text{Au}^+$	1,41
B	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3e + 3\text{H}^+ = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,87
	$\text{H}_2\text{BO}_3^- + 3e + \text{H}_2\text{O} = \text{B} + 4\text{OH}^-$	-1,79
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,91
Be	$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}$	-1,85
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3e = \text{Bi}$	0,21
	$\text{NaBiO}_3 + 2e + 4\text{H}^+ = \text{BiO}^+ + \text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	$\geq 1,5$
Br	$\text{Br}_2 + 2e = 2\text{Br}^-$	1,09
	$2\text{HOBr} + 2e + 2\text{H}^+ = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,60
	$2\text{BrO}^- + 2e + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
	$\text{HOBr} + 2e + \text{H}^+ = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
	$\text{BrO}_3^- + 6e + 6\text{H}^+ = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{BrO}_3^- + 6e + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	0,61
	$2\text{BrO}_3^- + 10e + 12\text{H}^+ = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
	$\text{BrO}_4^- + 8e + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Br}^- + 8\text{OH}^-$	0,69
	$2\text{BrO}_4^- + 14e + 16\text{H}^+ = \text{Br}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,59
	$\text{BrO}_4^- + 2e + 2\text{H}^+ = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,77

Элемент	Полуреакция	E°, В
C	$\text{CO}_2 + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
	$\text{CO}_2 + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{HCOOH}$	-0,20
	$2\text{CO}_2 + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
	$\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
	$\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	0,19
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ca}$	-2,87
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$	-0,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	1,36
	$2\text{HOCl} + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,63
	$2\text{ClO}^- + 2\text{e} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{HOCl} + 2\text{e} + \text{H}^+ = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,50
	$\text{ClO}^- + 2\text{e} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
	$2\text{HClO}_2 + 6\text{e} + 6\text{H}^+ = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,63
	$\text{HClO}_2 + 4\text{e} + 3\text{H}^+ = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	1,56
	$\text{ClO}_2^- + 2\text{e} + \text{H}_2\text{O} = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	0,66
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{e} + 6\text{H}^+ = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{e} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
	$2\text{ClO}_3^- + 10\text{e} + 12\text{H}^+ = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47
	$\text{ClO}_3^- + 2\text{e} + \text{H}_2\text{O} = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,33
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{e} + 8\text{H}^+ = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{e} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
	$2\text{ClO}_4^- + 14\text{e} + 16\text{H}^+ = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,39
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,19
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{e} + \text{H}_2\text{O} = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	0,36
Co	$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	1,84
	$\text{Co}^{3+} + 3\text{e} = \text{Co}$	0,33
	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + \text{e} = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	0,10
	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0,28
Cr	$\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e} = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}$	-0,91
	$\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{e} + 8\text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{e} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{e} + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + 2\text{OH}^-$	-0,17
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e} + 14\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{e} = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1,30

Элемент	Полуреакция	E°, В
Cs	$\text{Cs}^+ + e = \text{Cs}$	-2,91
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,34
	$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	0,15
	$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	0,52
	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,22
	$\text{Cu}_2\text{O} + 2e + \text{H}_2\text{O} = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,36
	$\text{Cu}_2\text{S} + 2e + \text{H}_2\text{O} = \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,54
	$\text{CuS} + 2e = \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,70
	$\text{Cu}^{2+} + e + \text{Cl}^- = \text{CuCl}$	0,54
	$\text{CuCl} + e = \text{Cu} + \text{Cl}^-$	0,14
	$\text{Cu}^{2+} + e + \text{I}^- = \text{CuI}$	0,86
	$\text{CuI} + e = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,19
F	$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	0,77
	$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	-0,04
	$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
	$\text{FeS} + 2e = \text{Fe} + \text{S}^{2-}$	-0,98
	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0,36
H	$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0
	$2\text{H}^+(10^{-7} \text{ моль/л}) + 2e = \text{H}_2$	-0,414
	$2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,823
	$\text{H}_2 + 2e = 2\text{H}^-$	-2,25
	$\text{H}^+ + e = \text{H}$	-2,1
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	0,85
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = 2\text{Hg}$	0,79
	$2\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}_2^{2+}$	0,91
	$\text{HgS} + 2e = \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0,7
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0,27
	$\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2e = 2\text{Hg} + 2\text{I}^-$	-0,04
I	$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	0,54
	$\text{I}_3^- + 2e = 3\text{I}^-$	0,55
	$2\text{HOI} + 2e + 2\text{H}^+ = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$2\text{IO}^- + 2e + 2\text{H}_2\text{O} = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
	$\text{HOI} + 2e + \text{H}^+ = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99
	$\text{IO}^- + 2e + \text{H}_2\text{O} = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
	$\text{IO}_3^- + 6e + 6\text{H}^+ = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,08

Элемент	Полуреакция	E°, В
I	$\text{IO}_3^- + 6\text{e} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,26
	$2\text{IO}_3^- + 10\text{e} + 12\text{H}^+ = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{IO}_3^- + 10\text{e} + 6\text{H}_2\text{O} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
	$\text{IO}_3^- + 4\text{e} + 5\text{H}^+ = \text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,14
	$\text{IO}_4^- + 2\text{e} + \text{H}_2\text{O} = \text{IO}_3^- + 2\text{OH}^-$	-0,68
	$\text{H}_5\text{IO}_6 + 8\text{e} + 7\text{H}^+ = \text{I}^- + 6\text{H}_2\text{O}$	1,2
	$\text{H}_5\text{IO}_6 + 2\text{e} + \text{H}^+ = \text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,6
K	$\text{K}^+ + \text{e} = \text{K}$	-2,93
Li	$\text{Li}^+ + \text{e} = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mg}$	-2,37
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$	-1,19
	$\text{MnO}_2 + 2\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,26
	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{e} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,58
	$\text{MnO}_4^- + 5\text{e} + 8\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
	$\text{MnO}_4^- + 3\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
	$\text{MnO}_4^- + 3\text{e} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_4^- + \text{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	0,56
N	$\text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{e} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NH}_3 + 2\text{OH}^-$	0,10
	$\text{N}_2\text{H}_5^+ + 2\text{e} + 3\text{H}^+ = 2\text{NH}_4^+$	1,37
	$\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}^+ + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$	1,35
	$\text{N}_2 + 6\text{e} + 8\text{H}^+ = 2\text{NH}_4^+$	0,26
	$\text{N}_2 + 6\text{e} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{NH}_3 + 6\text{OH}^-$	-0,76
	$\text{N}_2 + 4\text{e} + 5\text{H}^+ = \text{N}_2\text{H}_5^+$	-0,23
	$\text{N}_2 + 2\text{e} + 4\text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}^+$	-1,87
	$\text{N}_2\text{O} + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,77
	$2\text{NO} + 4\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
	$\text{HNO}_2 + 6\text{e} + 7\text{H}^+ = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	0,86
	$\text{HNO}_2 + \text{e} + \text{H}^+ = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
	$\text{NO}_2 + \text{e} + \text{H}^+ = \text{HNO}_2$	1,09
	$\text{NO}_2 + \text{e} = \text{NO}_2^-$	0,89
	$\text{NO}_3^- + 8\text{e} + 10\text{H}^+ = \text{NH}_3^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
	$\text{NO}_3^- + 8\text{e} + 6\text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + 9\text{OH}^-$	-0,12
	$2\text{NO}_3^- + 10\text{e} + 12\text{H}^+ = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,24
	$\text{NO}_3^- + 3\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
	$\text{NO}_3^- + 2\text{e} + 3\text{H}^+ = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{NO}_3^- + \text{e} + 2\text{H}^+ = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,80

Элемент	Полуреакция	E°, В
Na	$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,71
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,23
O	$\text{O}_2 + 4e + 4\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
	$\text{O}_2 + 4e + 4\text{H}^+ (10^{-7} \text{ моль/л}) = 2\text{H}_2\text{O}$	0,82
	$\text{O}_2 + 4e + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{O}_2 + 2e + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e + 2\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e = 2\text{OH}^-$	0,88
	$\text{O}_3 + 2e + 2\text{H}^+ = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
P	$\text{P} + 3e + 3\text{H}^+ = \text{PH}_3$	0,06
	$\text{P} + 3e + 3\text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
	$\text{H}_3\text{PO}_2 + e + \text{H}^+ = \text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,51
	$\text{H}_2\text{PO}_2^- + e = \text{P} + 2\text{OH}^-$	-1,7
	$\text{HPO}_3^{2-} + 2e + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{PO}_2^- + 3\text{OH}^-$	-1,57
	$\text{HPO}_3^{2-} + 3e + 2\text{H}_2\text{O} = \text{P} + 5\text{OH}^-$	-1,73
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2e + 2\text{H}^+ = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
	$\text{PO}_4^{3-} + 2e + 2\text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,3
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{4+} + 4e = \text{Pb}$	0,84
	$\text{Pb}^{4+} + 2e = \text{Pb}^{2+}$	1,80
	$\text{PbO}_2 + 2e + 4\text{H}^+ = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46
	$\text{PbO}_2 + 2e + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$	0,39
	$\text{PbO}_2 + 2e + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
	$\text{PbSO}_4 + 2e = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,36
	$\text{Pb}_3\text{O}_4 + 2e + 8\text{H}^+ = 3\text{Pb}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2,16
	$\text{Pb}_3\text{O}_4 + 2e + 4\text{H}_2\text{O} = 3\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$	0,59
	$\text{PbS} + 2e = \text{Pb} + 2\text{S}^{2-}$	-0,96
	$\text{PbSO}_4 + 8e + 8\text{H}^+ = \text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,30
S	$\text{S} + 2e = \text{S}^{2-}$	-0,48
	$\text{S} + 2e + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S}$	0,14
	$\text{SO}_{2(\text{г.})} + 4e + 4\text{H}^+ = \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,45
	$\text{SO}_4^{2-} + 2e + 4\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
	$\text{SO}_4^{2-} + 2e + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$\text{SO}_4^{2-} + 6e + 8\text{H}^+ = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,36
	$\text{SO}_4^{2-} + 8e + 10\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,15
	$\text{PbSO}_4 + 8e + 8\text{H}^+ = \text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,30
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,01

Элемент	Полуреакция	E°, В
Sb	$\text{Sb}^{3+} + 3\text{e} = \text{Sb}$	0,20
	$\text{Sb} + 3\text{e} + 3\text{H}^+ = \text{SbH}_3$	-0,51
	$[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-} + 3\text{e} = \text{Sb} + 6\text{OH}^-$	-0,65
	$[\text{Sb}(\text{OH})_6]^- + 2\text{e} = [\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-}$	-0,59
Se	$\text{Se} + 2\text{e} = \text{Se}^{2-}$	-0,92
	$\text{Se} + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,74
	$\text{SeO}_4^{2-} + 2\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sr}$	-2,89
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 4\text{e} = \text{Sn}$	0,01
	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	0,15
	$\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Sn} + 2\text{OH}^-$	-0,92
	$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{4-} + 2\text{e} = \text{Sn} + 6\text{OH}^-$	-0,70
	$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} + 2\text{e} = [\text{Sn}(\text{OH})_6]^{4-}$	-0,960
Te	$\text{Te} + 2\text{e} = \text{Te}^{2-}$	-1,14
	$\text{Te} + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{Te}$	-0,71
	$\text{TeO}_2 + 4\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{Te} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,53
	$\text{H}_6\text{TeO}_6(\text{TB.}) + 2\text{e} + 2\text{H}^+ = \text{TeO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,02
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ti}$	-1,63
	$\text{Ti}^{3+} + \text{e} = \text{Ti}^{2+}$	-0,37
	$\text{Ti}^{4+} + \text{e} = \text{Ti}^{3+}$	0,09
Tl	$\text{Tl}^+ + \text{e} = \text{Tl}$	-0,34
	$\text{Tl}^{3+} + 2\text{e} = \text{Tl}^+$	1,28
U	$\text{U}^{3+} + 3\text{e} = \text{U}$	-1,80
V	$\text{V}^{2+} + 2\text{e} = \text{V}$	-1,20
	$\text{V}^{3+} + \text{e} = \text{V}^{2+}$	-1,20
	$\text{VO}^{2+} + \text{e} + 2\text{H}^+ = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,34
	$\text{V}_2\text{O}_5 + 2\text{e} + 6\text{H}^+ = 2\text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,96
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$	-0,76
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Zn} + 2\text{OH}^-$	-1,24
	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,26
	$\text{ZnS} + 2\text{e} = \text{Zn} + \text{S}^{2-}$	-1,50

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА (короткая форма)

периоды	группы																											
	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII													
1	1	(H) водород 1.01											1	H водород 1.01		2	He гелий 4.00											
2	3	Li литий 6.94	4	Be бериллий 9.01	5	B бор 10.81	6	C углерод 12.01	7	N азот 14.01	8	O кислород 16.00	9	F фтор 19.00		10	Ne неон 20.18											
3	11	Na натрий 22.99	12	Mg магний 24.31	13	Al алюминий 26.98	14	Si Кремний 28.09	15	P фосфор 30.97	16	S сера 32.07	17	Cl хлор 35.45		18	Ar аргон 39.95											
4	19	K калий 39.10	20	Ca кальций 40.08	21	Sc скандий 44.96	22	Ti титан 47.88	23	V ванадий 50.94	24	Cr хром 52.00	25	Mn марганец 54.94	26	Fe железо 55.85	27	Co кобальт 58.93	28	Ni никель 58.69								
	29	Cu медь 63.55	30	Zn цинк 65.38	31	Ga галлий 69.72	32	Ge германий 72.59	33	As мышьяк 74.92	34	Se селен 78.96	35	Br бром 79.90					36	Kr криптон 83.80								
5	37	Rb рубидий 85.47	38	Sr стронций 87.62	39	Y иттрий 88.91	40	Zr цирконий 91.22	41	Nb ниобий 92.91	42	Mo молибден 95.94	43	Tc технеций [99]	44	Ru рутений 101.07	45	Rh родий 102.91	46	Pd палладий 106.42								
	47	Ag серебро 107.87	48	Cd кадмий 112.41	49	In индий 114.82	50	Sn олово 118.71	51	Sb сурьма 121.75	52	Te теллур 127.60	53	I йод 126.90					54	Xe ксенон 131.29								
6	55	Cs цезий 132.91	56	Ba барий 137.33	57*	La лантан 138.91	72	Hf гафний 178.49	73	Ta тантал 180.95	74	W вольфрам 183.85	75	Re рений 186.21	76	Os осмий 190.2	77	Ir иридий 192.22	78	Pt платина 195.08								
	79	Au золото 196.97	80	Hg ртуть 200.59	81	Tl таллий 204.38	82	Pb свинец 207.2	83	Bi висмут 208.98	84	Po полоний [209]	85	At астат [210]					86	Rn радон [222]								
7	87	Fr франций [223]	88	Ra радий [226]	89**	Ac актиний [227]	104	Db дубний [261]	105	Lr лолтий [262]	106	Rf резерфордий [263]	107	Bh борий [262]	108	Hn ганний [265]	109	Mt мейтнерий [266]										
*	58	Ce церий 140.12	59	Pr празеодим 140.91	60	Nd неодим 144.24	61	Pm прометий [145]	62	Sm самарий 150.36	63	Eu европий 151.96	64	Gd гадолиний 157.25	65	Tb тербий 158.93	66	Dy диспрозий 162.50	67	Ho гольмий 164.93	68	Er эрбий 167.26	69	Tm тулий 168.93	70	Yb иттербий 173.04	71	Lu лютеций 174.97
**	90	Th торий 232.04	91	Pa протактиний [231]	92	U уран 238.03	93	Np нептуний [237]	94	Pu плутоний [244]	95	Am амерций [243]	96	Cm куриум [247]	97	Bk берклий [247]	98	Cf калифорний [251]	99	Es эйнштейний [254]	100	Fm фермий [257]	101	Md менделевий [258]	102	No нобелий [259]	103	Lr лоуренсий [256]

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева (длинная форма)

Периоды	Группы элементов																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIБ	VIIIБ			IB	IIБ	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	(¹ H)																¹ H	² He
2	³ Li	⁴ Be											⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
3	¹¹ Na	¹² Mg											¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar
4	¹⁹ K	²⁰ Ca	²¹ Sc	²² Ti	²³ V	²⁴ Cr	²⁵ Mn	²⁶ Fe	²⁷ Co	²⁸ Ni	²⁹ Cu	³⁰ Zn	³¹ Ga	³² Ge	³³ As	³⁴ Se	³⁵ Br	³⁶ Kr
5	³⁷ Rb	³⁸ Sr	³⁹ Y	⁴⁰ Zr	⁴¹ Nb	⁴² Mo	⁴³ Tc	⁴⁴ Ru	⁴⁵ Rh	⁴⁶ Pd	⁴⁷ Ag	⁴⁸ Cd	⁴⁹ In	⁵⁰ Sn	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I	⁵⁴ Xe
6	⁵⁵ Cs	⁵⁶ Ba	⁵⁷ La*	⁷² Hf	⁷³ Ta	⁷⁴ W	⁷⁵ Re	⁷⁶ Os	⁷⁷ Ir	⁷⁸ Pt	⁷⁹ Au	⁸⁰ Hg	⁸¹ Tl	⁸² Pb	⁸³ Bi	⁸⁴ Po	⁸⁵ At	⁸⁶ Rn
7	⁸⁷ Fr	⁸⁸ Ra	⁸⁹ Ac**	¹⁰⁴ Db	¹⁰⁵ Jl	¹⁰⁶ Rf	¹⁰⁷ Bh	¹⁰⁸ Hn	¹⁰⁹ Mt	¹¹⁰	¹¹¹	¹¹²				
	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶
	s		d										p					

*Лантаноиды

⁵⁸ Ce	⁵⁹ Pr	⁶⁰ Nd	⁶¹ Pm	⁶² Sm	⁶³ Eu	⁶⁴ Gd	⁶⁵ Tb	⁶⁶ Dy	⁶⁷ Ho	⁶⁸ Er	⁶⁹ Tm	⁷⁰ Yb	⁷¹ Lu
------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------

**Актиноиды

⁹⁰ Th	⁹¹ Pa	⁹² U	⁹³ Np	⁹⁴ Pu	⁹⁵ Am	⁹⁶ Cm	⁹⁷ Bk	⁹⁸ Cf	⁹⁹ Es	¹⁰⁰ Fm	¹⁰¹ Md	¹⁰² No	¹⁰³ Lr
------------------	------------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------

Учебное издание

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методический комплекс

Составители:

Губанов Александр Иридиевич
Брылев Константин Александрович
Ельцов Илья Владимирович
Артемкина Софья Борисовна
Евтушок Василий Юрьевич
Юдин Василий Николаевич
Емельянов Вячеслав Алексеевич

Редактор *Д. М. Валова*

Подписано в печать 15.06.2019.

Формат 60х84 1/16. Уч.-изд. л. 10,3. Усл. печ. л. 9,5.

Тираж 130 экз. Заказ № 105

Редакционно-издательский центр НГУ.
630090, Новосибирск, ул. Пирогова, 2.

ISBN 978-5-4437-0889-8



9 785443 708898