

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ  
НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Геолого-геофизический факультет

Кафедра общей химии

# **ХИМИЯ**

## **Введение в общую и неорганическую химию**

Учебно-методический комплекс

Новосибирск

2015

**УДК 544+546+075.8**  
**ББК Г1я73-1**  
**X 465**

Составители:

канд. хим. наук, доцент А. И. Губанов,  
канд. хим. наук, И. В. Ельцов,  
д-р. хим. наук, доцент В. А. Емельянов,  
канд. хим. наук, К. А. Брылев,  
канд. хим. наук, Д. А. Свиницкий,  
к.х.н., проф. А. П. Чупахин

Рецензент:

д-р. хим. наук, доцент Ю.В. Шубин

Издание подготовлено в рамках реализации *Программы развития государственного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Новосибирский государственный университет»* на 2009–2018 годы.

**ISBN 978-5-4437-0415-9**

**X 465 Химия.** Введение в общую и неорганическую химию: учеб.-метод. комплекс / А. И. Губанов, И. В. Ельцов, В. А. Емельянов, К. А. Брылев, Д. А. Свиницкий, А. П. Чупахин; Новосиб. гос. ун-т. – Новосибирск : РИЦ НГУ, 2015. – 92 с.

Учебно-методический комплекс предназначен для студентов I 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.

**ISBN 978-5-4437-0415-9**  
**УДК 544+546+075.8**  
**ББК Г1я73-1**

© Новосибирский государственный университет, 2015

## 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.....	9
5.3. План семинарских занятий.....	12
6. Система оценки знаний студента.....	13
7. Модульные задания для самостоятельной работы студентов....	15
8. Задачи для решения на семинарах или самостоятельно.....	15
9. Методические указания по номенклатуре неорганических соединений.....	55
10. Экзаменационные вопросы (I семестр).....	68
11. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.	70
12. Приложения.....	72

## Введение

Курс «Введение в общую и неорганическую химию» 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 семестре.

Содержание дисциплины охватывает круг вопросов, связанных со строением химических соединений, общими закономерностями протекания химических процессов и проявлении 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. Предусмотрен текущий (модульные задания), промежуточный (потокосые 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 – 288 часа или 8 зачетных единиц. Трудоемкость курса «Введение в общую и неорганическую химию» по дисциплине «ХИМИЯ» составляет в I семестре 4 зачетные единицы. Всего 144 академических часа. Программой дисциплины предусмотрены 36 часов лекционных и 72 часа семинарских занятий, 18 часов самостоятельной работы, 18 часов контроля и 7 часов для занятий в интерактивной форме. Контрольными точками является: 3 модульных задания, 3 компьютерных тестирования, 3 потокосые контрольные работы и 1 экзамен.

### 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 термоди-

намики 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 о 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».

«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 «Введение в общую и неорганическую химию» 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.

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», «Минералобразующие процессы», «Аналитическая геохимия», «Основы геохимии», «Введение в геохимию нефти и газа», «Геохимия нефти и газа», «Геохимия», «Методы расчета минеральных равновесий», «Петрография», «Ме-

таморфизм», «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 квантовохимических 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 рН растворов кислот, оснований и солей из констант кислотности (основности) и наоборот, растворимость из произведений растворимости (и наоборот).

### **4. Виды учебной работы и образовательные технологии, используемые при их реализации**

Общая трудоемкость дисциплины составляет 144 академических часа или 4 зачетных единиц. Учебный процесс складывается из лекций, семинаров и самостоятельной работы студента.

Курс *лекций* включает две части: строение веществ и химический процесс. Используется мультимедийная техника (программы «Microsoft OneNote», «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, решать задачи по химической кинетике и др. Удельный вес занятий, проводимых в интерактивных формах, должен составлять не менее 3 % 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 экзамену.

## **5. Структура и содержание дисциплины**

### **5.1. Структура курса**

В соответствии с учебным планом изучение дисциплины осуществляется в I семестре 1-го курса. Общая трудоемкость курса – 144 часов или 4 зачетных единиц.

№ п/п	Раздел дисциплины	Виды учебной работы и трудоемкость, час					Текущий и промежуточный контроль*
		Лекции	Семинары	Самост. раб.	Контроль	Интер. форма	
<b>I семестр</b>							
<i>Часть 1. Строение веществ</i>							
1.1	Ядро, радиоактивность, атом	6	12	2	2	1	T1
1.2	Многоатомные частицы. Химическая связь	4	10	2	2	1	
1.3	Химическая связь в кристаллах	4	10	4	2	1	M1
<i>Всего часть 1</i>		<i>14</i>		<i>8</i>	<i>6</i>	<i>3</i>	<i>KP 1</i>
<i>Часть 2. Химический процесс</i>							
2.1	Основы термодинамики	6	10	2	2	1	
2.2	Термодинамика химических реакций	6	10	2	2	1	T2, M2
2.3	Равновесия в растворах	6	10	2	2	1	T3, M3
2.4	Основы химической кинетики	4	10	4	4	1	KP 2
<i>Всего часть 2, I семестр</i>		<i>22</i>		<i>10</i>	<i>10</i>	<i>4</i>	<i>KP 3</i>
Экзамен					2		Экзамен
<b>Всего в I семестре 144 часов</b>		<b>36</b>	<b>72</b>	<b>18</b>	<b>18</b>	<b>7</b>	

\* 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.



# 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, спиновое). 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,  $\sigma$ - и  $\pi$ -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. Представление 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). Кри-

сталлические 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, вандерваальсовы. 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, стандартное 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 химиче-

ских 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 энтальпиям и энтальпиям образования веществ.

### 3. РАСТВОРЫ

#### 3.1. 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 Бренстеду. Константы ионизации (кислотности и основности). Ионное произведение воды, зависимость от температуры и давления. Водородный показатель – рН. Гидролиз солей. Буферные растворы.

#### 3.2. 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 осаждения и растворения осадков, роль рН при растворении солей. Влияние температуры и давления на растворимость минералов. Обменные реакции в водных растворах.

#### 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 сис-	T1

	тема	
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

## 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 семестр			
Тест 1	Символы и названия элементов	100	3
Задание 1	Строение атомов и молекул	250	5
Контр. раб. 1	Строение атомов и молекул	800	6
Тест 2	Основные понятия термодинамики	100	9
Задание 2	Химическое равновесие и кинетика	200	10
Контр. раб. 2	По теме задания 2	400	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

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 коллоквиум 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 Бренстеду 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*.

## 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

1. Дать 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 ббльшая 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. а) Рассчитать молярность 50 % мас. серной кислоты, плотность раствора которой составляет  $1,40 \text{ г/см}^3$ .

б) Рассчитать, какие объемы 96 % кислоты (плотность  $1,84 \text{ г/см}^3$ ) 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.

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

б) рассчитать, 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  $1,82 \text{ г/мл}$ ). 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  $1,19 \text{ г/см}^3$ . Для изыскательских работ компания «Schlumberger» купила небольшой катер, аккумулятор которого не был заправлен электролитом. Какие объемы 13,45 М раствора KOH ( $\rho = 1,51 \text{ г/см}^3$ ) и дистиллированной воды необходимо взять, чтобы приготовить ровно 3,0 л 20 % раствора щелочи?

8. В 1,000 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

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<sub>2</sub> при стандартных условиях (ст. у.)?
3. Сколько мл 30 % масс. раствора HCl (плотность 1,15 г/см<sup>3</sup>) 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Полученный раствор упарили. Рассчитайте массу (в граммах) получившегося безводного сульфата натрия Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
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<sub>2</sub> (140 г), превратившегося в газ при ст.у. Сколько литров воздуха понадобится для получения одного стакана жидкого азота при ст.у. Молярная доля N<sub>2</sub> 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)?

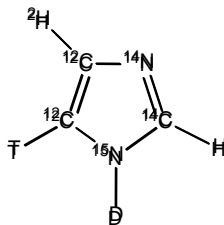
## 8.3. Ядро, радиоактивность

1. Указать количество протонов, нейтронов и электронов в следующих частицах: T<sup>+</sup>, <sup>33</sup>PH<sub>3</sub>, <sup>32</sup>S<sup>16</sup>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>.
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?

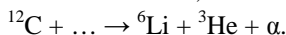
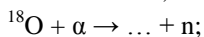
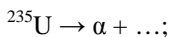
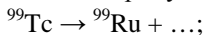
в) сколько молей атомов дейтерия содержится в 15 г этого вещества?

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  $\text{LiD}$  и сколько в нем содержится протонов, нейтронов и электронов?

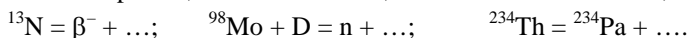
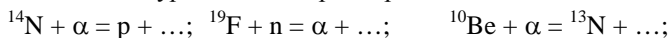
5. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в ионе  ${}^{212}\text{Po}^{2+}$ ? Атомов в 1 мкг  ${}^{212}\text{Po}$ ?

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  ${}^{65}\text{Cu}$ )?

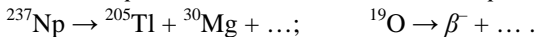
7. Заполните пропуски в реакциях радиоактивного распада и синтеза:



8. Закончите уравнения ядерных реакций:



9. Допишите уравнения ядерных реакций:



10. Определить, 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  $\alpha$ -частиц и четыре  $\beta$ -частицы. Примерно оценить 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  $^{40}\text{K}$  ( $t_{1/2} = 1,27 \cdot 10^9$  лет):

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

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

13. Уровень излучения изотопа  $^{90}\text{Sr}$  ( $\beta^-$ -излучатель с периодом полураспада 30 лет) превышает допустимый в 30 раз. Записать уравнение распада, найти, за какое время уровень снизится до допустимого.

14. Изотоп  $^{131}\text{I}$  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 (8,0 сут.,  $\beta^-$ -распад) его вредное действие продолжается недолго. Рассчитайте, какая часть (в %) этого изотопа останется в результате его распада через 1 сут.? 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  $^{210}\text{Po}$  путем облучения  $^{209}\text{Bi}$  нейтронами (написать уравнение соответствующей реакции) осталось нераспавшимся (написать уравнение  $\alpha$ -распада  $^{210}\text{Po}$ ) 2 мкг исходного изотопа. Написать кинетическое уравнение радиоактивного распада, определить время полураспада. Как изменится время полураспада, если перевести металлический полоний-210 в водный раствор  $^{210}\text{PoCl}_2$ ?

16. Изотоп  $^{63}\text{Ni}$   $\beta$ -радиоактивен с периодом полураспада 100 лет:

а) записать уравнение распада этого изотопа;

б) записать кинетическое уравнение радиоактивного распада, найти константу скорости;

в) какое количество первоначальной навески в 8,00 мкг изотопа останется нераспавшимся через 300 лет? Сколько  $\beta$ -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  $^{38}\text{S}^{16}\text{O}_2$ . Рассчитайте для содержимого сосуда:

- количество атомов и молекул;
- количество протонов, нейтронов и электронов;
- количество полярных и неполярных молекул;
- запишите реакцию  $\beta^+$  распада ядра  $^{14}\text{O}$ ;
- вычислить, через какое время в сосуде останется 2,5 г  $^{12}\text{C}^{14}\text{O}_2$  (период полураспада изотопа  $^{14}\text{O}$  составляет 72 секунды);
- сколько грамм  $^{38}\text{S}^{16}\text{O}_2$  останется в сосуде по прошествии того же времени (период полураспада изотопа  $^{38}\text{S}$  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:  $2\text{D} = \text{He}$  и  $2\text{D} = \text{D}_2$ ?

#### 8.4. Изотопы, изотопный состав

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

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

3. Природная *медь* состоит из двух изотопов –  $^{63}\text{Cu}$  и  $^{65}\text{Cu}$ . Оценить 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. Найти их процентное содержание.

5. Для благородного газа неона известны три стабильных изотопа:  $^{20}\text{Ne}$ ,  $^{21}\text{Ne}$  и  $^{22}\text{Ne}$ . Природное содержание изотопа  $^{21}\text{Ne}$  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  $^{20}\text{Ne}$  и  $^{22}\text{Ne}$ .

6. Сверхтяжелый элемент из островка стабильности  ${}_{130}\text{Э}$  имеет три изо-топа с массовыми числами 320, 330 и 340, распространенность которых 10, 50 и 40 % ат. соответственно. Определить среднюю атомную массу эле-мента в г/моль.

7. Природный бром состоит из двух изотопов  ${}^{79}\text{Br}$  и  ${}^{81}\text{Br}$  с относитель-ным содержанием каждого примерно 50 % мол. Очевидно, что при образо-вании молекул  $\text{Br}_2$  возможно получить молекулы с разной массой. Сколько типов различных молекул  $\text{Br}_2$  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. Найти содержание дейтерия в смеси в % масс. и % мол. (считать молярные массы  ${}^1\text{H}$  и  ${}^2\text{H}$  равными 1,0 и 2,0 г/моль соответствен-но). Из каких молекул состоит смесь?

### 8.5. Квантовые числа, одноэлектронные частицы

1. Дайте определение основного и возбужденного состояния. Сколько основных состояний имеется для атома H? Сколько возбужденных? Сов-падают ли волновые функции (атомные орбитали) для основного состоя-ния атома H и иона  $\text{He}^{+}$ ?

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*; *m<sub>s</sub>*):

(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 H? У атома дейтерия?

5. Рассчитать и сравнить энергии 1*s* электрона в частицах H и  $\text{Be}^{3+}$ .

6. Рассчитать длину волны фотона, излученного частицей  $\text{Li}^{2+}$  при пе-реходе электрона из состояния 5*p* в состояние 3*s*.

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

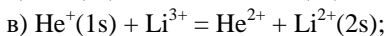
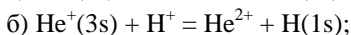
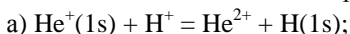
8. Электрон в частице  $\text{Be}^{4+}$  из возбужденного 4*p*-состояния перешел в состояние 3*s*. Энергия, выделившаяся при этом в виде кванта, была по-глощена атомом водорода, находящимся в основном состоянии. На какой

максимально возможный уровень может перейти электрон в атоме водорода?

9. В частице  $\text{Li}^{2+}$  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).

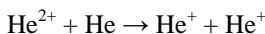
10. В атоме  $\text{He}^+$  при переходе электрона с орбитали со значением  $n = 5$  на орбиталь с неизвестным значением  $n = n_x$  выделилось 3,87 эВ. Определить номер  $n_x$ .

11. Рассчитать изменение энергии в реакциях:



Построить 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  $\text{He}$   $I_1(\text{He}) = 24,59$  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

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

2. Напишите определение таких понятий, как *потенциал ионизации*, *средство к электрону*, *орбитальный радиус*, *ионный радиус*. По каким причинам (указать 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  $\text{Ca}^{2+}$  к  $\text{P}^{3-}$ ;

в) уменьшение орбитального радиуса по подгруппам ПС элементов снизу вверх.

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

4. Расположить в порядке возрастания орбитальных радиусов O,  $\text{O}^+$ ,  $\text{O}^-$  и  $\text{O}^{2-}$  (ответ обосновать).

5. Для каждой пары выбрать ту частицу, потенциал ионизации которой должен быть больше, объяснить почему: Cl или S; Ne или Xe; Ca или  $\text{Ca}^+$ .

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

7. Привести электронные конфигурации  $\text{As}^-$ , Tб и  $\text{Tб}^{4+}$  (в виде краткой записи), определить число неспаренных электронов. Нарушаются ли для основных состояний этих частиц правило Гунда, правило Клечковского (правило  $n + l$ )?

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

9. Записать в сокращенной форме электронную конфигурацию частиц:  $\text{S}^-$ ; I;  $\text{Tc}^{2+}$ ,  $\text{O}^-$ ; As;  $\text{Er}^{3+}$ . Определить число неспаренных электронов.

10. а) Записать электронные конфигурации в краткой и полной форме для следующих частиц: F, V,  $\text{V}^{3+}$ , Sb, I,  $\text{Pb}^{2+}$ .

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 приведите два примера изоэлектронных ему частиц.

в) Для последнего электрона атома  $^{15}\text{N}$  приведите набор квантовых чисел.

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

12. а) Приведите электронные конфигурации Cl,  $\text{Cl}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Sc}^{3+}$  в виде символической записи и валентные электроны в виде схемы заполнения квантовых ячеек.

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

в) Приведите 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. Привести 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 пояснить исходя из его электронной конфигурации.

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

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

1. Дайте определение понятиям: *молекула, центральный атом, терминальный (концевой) атом, ковалентность, координационное число, стери-ческое 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. Изобразить структурные формулы следующих соединений:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HCN}$ , указать тип гибридизации атома азота. В каких соединениях у атома азота есть неподеленная электронная пара?

5. Используя метод отталкивания электронных пар (Гиллеспи – Найхольма), определить и изобразить геометрию следующих частиц: а)  $\text{SOCl}_2$ ; б)  $\text{ICl}_2^-$ ; в)  $\text{NF}_2^+$ .

6. Для частиц  $\text{BrF}_3$ ,  $\text{SnO}_3^{2-}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{PBr}_5$ ,  $\text{BrO}_3^-$  указать:

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  $\text{BrF}_3$  и  $\text{PBr}_5$  дипольным моментом.

7. а) Для  $\text{SeF}_6$ ,  $\text{AsF}_5$ ,  $\text{TeO}_2$  и  $\text{TeO}_3^{2-}$  определить: степени окисления, ковалентности и СЧ ЦА; изобразить структурные формулы, предложить геометрию частиц (включая название соответствующей геометрической фигуры и величины валентных углов).

б) Имеется ли постоянные дипольные моменты у молекул  $\text{AsF}_5$  и  $\text{TeO}_2$  (ответ обосновать)?

8. Для молекул  $\text{SO}_2$ ,  $\text{ICl}_3$ ,  $\text{ICl}_5$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{POCl}_3$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ :

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

б) определить геометрию расположения электронных пар, геометрию молекулы и изобразить структурную формулу;

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

9. Для частиц  $\text{BrF}_4^-$ ,  $\text{BrF}_5$  и  $\text{BrF}_6^-$  определить степень окисления, ковалентность и координационное число всех атомов, стерическое число центрального атома, привести значения валентных углов и название геометрии частиц, а также нарисовать структурные формулы. Обоснуйте наличие / отсутствие дипольного момента у частиц:  $\text{BrF}$ ,  $\text{BrF}_3$ ,  $\text{BrF}_5$ ,  $\text{BrF}_7$ .

10. Привести не менее трех примеров молекул / ионов  $\text{AB}_3$ , имеющих различную геометрическую форму. Описать геометрию этих молекул: СЧ



ЦА, форма, величина валентных углов. Обосновать наличие / отсутствие у них дипольного момента.

11. Написать структурные формулы и обосновать геометрию частиц:

- а)  $\text{CO}_3^{2-}$ ;    б)  $\text{SiO}_4^{4-}$ ;    в)  $\text{SO}_3^{2-}$ ;    г)  $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ ;    д)  $\text{HSO}_4^{2-}$ ;  
е)  $\text{ClO}_2^-$ ;    ж)  $\text{ClO}_3^-$ ;    з)  $\text{SO}_3$ ;    и)  $\text{SO}_2$ .

Одинаковы ли (и почему) межатомные расстояния С–О в карбонат-анионе? Обосновать, обладают или нет частицы (и) и (з) дипольным моментом?

12. Нарисовать структурные формулы и определить геометрию следующих частиц (с указанием СЧ ЦА и величины валентных углов):  $\text{SF}_4\text{Cl}_2$ ,  $\text{SF}_2\text{Cl}_2\text{Br}_2$ ,  $\text{PBr}_3\text{Cl}_2$ ,  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ . Из всех возможных изомеров выбрать те, которые не обладают дипольным моментом.

13. Имеется ли постоянный дипольный момент у молекул  $\text{SeF}_6$ ,  $\text{SeClF}_5$ ,  $\text{SeCl}_2\text{F}_4$  и  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  (ответ обосновать)?

### 8.8. Химическая связь в кристаллах

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 ( $\text{KBrO}_3$ ) – твердое при н. у. вещество, озон ( $\text{O}_3$ ) – газ. Перечислить все типы химических связей в кристаллических  $\text{O}_3$  и  $\text{KBrO}_3$ . К какому типу кристаллов относятся эти твердые вещества – гомо- или гетеродесмическому?

5. Какие связи существуют в кристаллах поваренной соли  $\text{NaCl}$  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<sub>3</sub>OH), доломит (CaMg(CO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>), 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 стерические (СЧ) числа атомов для следующих веществ: С (графит); CO<sub>2</sub> (газ); Si (тв., имеет структуру типа алмаза); SiO<sub>2</sub> (тв., кварц); H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub> (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<sub>2</sub>), Cu<sub>3</sub>Al, NaHCO<sub>3</sub>, графит, I<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, (CuOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Кг.

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

9. а) Определить типы химических связей в следующих кристаллах: СО (Т<sub>кип</sub> = -191 °С); CO<sub>2</sub> (Т<sub>возг.</sub> = -78 °С); Au; Ar; NaF (Т<sub>пл</sub> = 997 °С); GeO<sub>2</sub> (изоструктурен кварцу, Т<sub>пл</sub> = 1116 °С).

б) Какие дополнительные связи появляются в кристалле CO<sub>2</sub> по сравнению с газообразным состоянием? Гомодесмичны или гетеродесмичны CO<sub>2</sub> и GeO<sub>2</sub>?

10. а) Почему в ряду CH<sub>4</sub>, SiH<sub>4</sub>, GeH<sub>4</sub>, SnH<sub>4</sub> температуры плавления и кипения растут?

б) Какие условия называются нормальными (н. у.)? Почему H<sub>2</sub>O при н. у. жидкость, а H<sub>2</sub>S – газ?

11. Почему С, Si, Ge образуют кристаллические решетки типа алмаза, изоструктурные с их аналогом по группе IVA углеродом, с КЧ = 4, а Li, Na, К – с КЧ = 8, изоструктурные с элементами других групп – Ва, Еu, V, α-Fe?

12. Определите гомо / гетеродесмичность: металлического магния; алмаза; графита; NaF (имеет структуру типа NaCl); кварца SiO<sub>2</sub>.

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  $\text{CO}_2$  – газ, а  $\text{SiO}_2$  – 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**

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

2. Привести определения (где возможно – в виде уравнений, приведя расшифровку обозначений) 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;  $\text{F}_2$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{SO}_2$ . Рассчитайте изохорную теплоемкость для газообразной ртути, сравните с табличным значением (учтите, что в справочнике приводится обычно изобарная теплоемкость).

4. Привести определения изобарной  $c_p$  и изохорной теплоемкости  $c_v$ . 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  $\text{NO}_2$  от 150 до 175 °C понадобилось 208 Дж тепла, в то время как на нагрев от 525 до 575 °C 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  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{I}_2(\text{газ})$ ,  $\text{I}_2(\text{тв})$ , поясните совпадения и различия. Для молекулы  $\text{I}_2$  при 298 К оцените степень возбуждения колебательной степени свободы и долю тепловой (по-

ступательной, вращательной и колебательной) энергии в общей внутренней энергии.

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

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

б) Изобразить на энергетической диаграмме состояния, включающие частицы  $2\text{H} + 2\text{F}$ ;  $2\text{HF}$ ;  $\text{H}_2 + \text{F}_2$ ;  $2\text{H}^+ + 2\text{F}^-$ ;  $2\text{H} + 2\text{F}^+$ ; обозначить 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  $\text{O}_2$  (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) найти 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) рассчитать изменение энергии процесса  $\text{O}_2 = \text{O}^+ + \text{O}^-$ ;

в) изобразить 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.

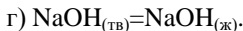
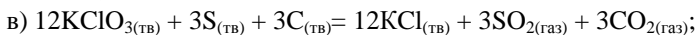
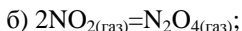
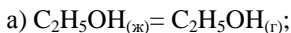
10. Найти изменение энтропии 1 моль газообразного водорода  $\text{H}_2$  при изобарном переходе из состояния ( $T_1 = 300$  К,  $P_1 = 1$  атм) в состояние ( $T_2 = 349$  К). Колебательные степени свободы считать «замороженными».

11. Найти изменение энтальпии и энтропии  $224 \text{ м}^3$  воздуха (считать воздух смесью из 20 % об.  $\text{O}_2$  и 80 % об.  $\text{N}_2$ ) при изобарном (1 атм) охлаждении от 273 К до 136,5 К? Колебательные степени свободы считать не возбужденными.

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

13. На какую величину изменится энтропия воды при изобарном (1 атм) превращении 100 г жидкой воды 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:

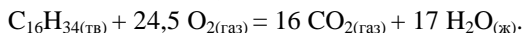
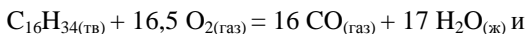


### 8.10. Экзо- и эндотермические процессы, тепловой эффект реакции

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  $CO$ . Иными словами, реакция шла по двум маршрутам одновременно:



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

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

5. Какое минимально количество метилового спирта  $CH_3OH$  (в г) необходимо сжечь до  $CO_{2(газ)}$  и  $H_2O_{(газ)}$  для того, чтобы растопить 1 кг льда при

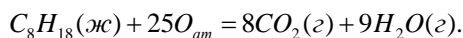
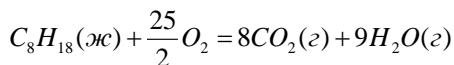
температуре 0 °С и нагреть полученную воду до 90 °С? Воспользоваться справочными данными.

6. Какое минимальное количество метана  $\text{CH}_4$  (в г) нужно сжечь (до  $\text{CO}_2(\text{газ})$  и  $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$  при 298 К), чтобы нагреть от 0 °С до 100 °С (довести до кипения) 1,8 л жидкой воды? Теплоемкость воды не зависит от Т 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

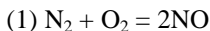
7. Рассчитать минимальное количество пропана (в л при н. у.), которое необходимо сжечь для нагрева 2 л жидкой воды от 20 до 100 °С. Считать, что пропан сгорает по реакции  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{газ}) + 5\text{O}_2(\text{газ}) = 3\text{CO}_2(\text{газ}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$  при 298 К 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 ( $T = 298 \text{ К}$ ). В качестве топлива использовать изоктан  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  ( $\rho = 0,7 \text{ г/см}^3$ ,  $M_r = 114 \text{ г/моль}$ ):



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

9. Для следующих двух газозафазных реакций



сопоставить стандартные тепловые эффекты, рассчитанные из данных об (а) энергиях химических связей и (б) теплотах образования.

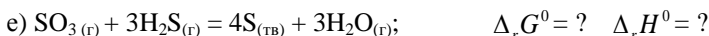
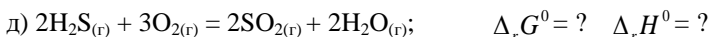
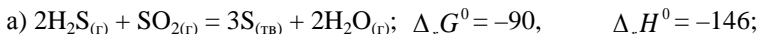
	$\text{N}_2(\text{газ})$	$\text{O}_2(\text{газ})$	$\text{H}_2(\text{газ})$	$\text{NO}(\text{газ})$	$\text{NH}_3(\text{газ})$
Энергия диссоциации, кДж/моль	945	498	436	632	1163*

$\Delta_f H_{298}^0$ , кДж/моль	0	0	0	91	-46
---------------------------------	---	---	---	----	-----

\* для диссоциации на атомы N + 3H.

### 8.11. Закон Гесса, цикл Борна – Габера

1. Используя имеющиеся данные (в кДж/моль), рассчитать для (г), (д) и (е) значения стандартной энтальпии  $\Delta_f H^0$  и энергии Гиббса  $\Delta_r G^0$ :



Рассчитать тепловой эффект реакции сгорания 64 грамм серы до сернистого газа ( $\text{SO}_2$ ).

2. Используя закон Гесса и приведенные данные, рассчитайте:

а) стандартную энтальпию образования  $\Delta_f H_{298}^0$  для  $\text{Cu}_4\text{O}_3$ ;

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

	$\text{Cu}_2\text{O}$	$\text{CuO}$
$\Delta_f H_{298}^0$ , 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  $\Delta_f H_{298}^0$  и  $\Delta_f G_{298}^0$  равны -23 и -140 кДж/моль соответственно.

3. Рассчитать теплоту сублимации Ca (т. е. процесса  $\text{Ca}_{(кр)} = \text{Ca}_{(газ)}$ ), используя справочные данные:  $I_1(\text{Ca})$ ,  $I_2(\text{Ca})$ ,  $A(\text{Cl})$ ,  $D(\text{Cl}_2)$ ,  $\Delta_f H^\circ(\text{CaCl}_2)$ . Привести энергетическую диаграмму, содержащую все ступени цикла Борна – Габера. Как изменится результат расчета, если использовать данные не для  $\text{CaCl}_2$ , а для  $\text{CaF}_2$ ?

4. Привести энергетическую диаграмму системы и найти энергию сродства к электрону для атома фтора A(F), если известны: энергия решет-

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

$$\Delta_f H_{298}^0(\text{CaH}_{2(\text{кр})}) = -175; \quad \Delta_{\text{субл}} H_{298}^0(\text{Ca}_{(\text{кр})}) = 178; \quad D(\text{H}_2) = 436; \\ I_1(\text{H}) = 1312; \quad A(\text{H}) = -73; \quad I_1(\text{Ca}) = 590; \quad I_2(\text{Ca}) = 1145; \quad A(\text{Ca}) = 186.$$

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  $D(\text{O}_2)$ , средство к электрону атома кислорода  $A_1(\text{O})$  и  $A_2(\text{O})$  и энергию решетки  $E_{\text{реш}}$  для процесса  $\text{CaO}_{(\text{тв})} = \text{Ca}^{2+}_{(\text{газ})} + \text{O}^{2-}_{(\text{газ})}$ , написать выражение для расчета энтальпии сублимации  $\Delta_{\text{субл}} H_{298}^0(\text{Ca}_{\text{тв}})$ . Привести энергетическую диаграмму.

7. Энергия решетки  $E_{\text{реш}}(\text{NaNH}) = 810$ ; стандартная энтальпия образования  $\Delta_f H_{298}^0(\text{NaNH}_{\text{тв}}) = -52$ ; 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:

- рассчитать энергию средства к электрону атома водорода  $A(\text{H})$ ;
- изобразить энергетическую диаграмму системы.

8. Рассчитайте энергии кристаллических решеток хлоридов меди  $\text{CuCl}$  и  $\text{CuCl}_2$ . Используя справочные данные, заполните таблицу и постройте энергетические диаграммы. Прочность кристаллической решетки какого соединения выше и почему?

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

\*все величины представлены в кДж/моль

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



## 8.12. Расчет термодинамических функций реакции, энергия Гиббса

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 энтропия образования?

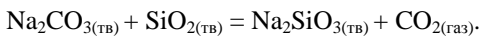
3. Определите понятия: *стандартные условия; стандартное состояние (газа, конденсированного вещества, растворенного вещества), стандартная энергия Гиббса, константа равновесия, произведение реакции.*

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?

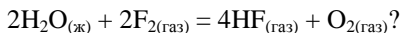
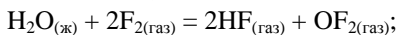
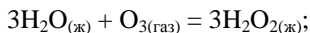
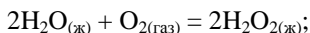
6. Для реакции  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} = 2\text{Fe}_{(\text{тв})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$  рассчитать стандартную энтальпию при 298 К и стандартную энергию Гиббса при 1000 К (в нулевом приближении). Воспользоваться справочными данными.

7. Взаимодействие кальцинированной соды и кварцевого песка лежит в основе получения стекла. Из табличных данных рассчитать 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:



Оценить в нулевом и первом приближениях температуру, при которой данный процесс может протекать самопроизвольно. В случае первого приближения воспользоваться 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:

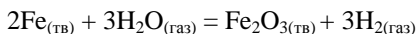


	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	$\text{O}_{2(\text{газ})}$	$\text{O}_{3(\text{газ})}$	$\text{F}_{2(\text{газ})}$	$\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})}$	$\text{HF}_{(\text{газ})}$	$\text{OF}_{2(\text{газ})}$
--	-----------------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	------------------------------------	----------------------------	-----------------------------

$\Delta_f G_{298}^0$ , кДж/моль	-237	0	163	0	-121	-275	42,5
---------------------------------	------	---	-----	---	------	------	------

Ответ подтвердите расчетом.

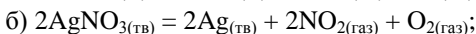
9. Рассчитать для реакции



а) стандартную энтропию реакции при 298 К;

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

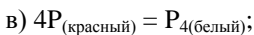
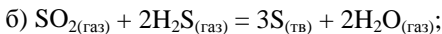
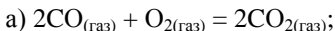
10. Используя справочные данные, рассчитайте при 298 К изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса реакций разложения солей:



Оцените температуру разложения для каждой соли.

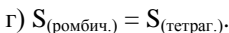
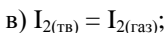
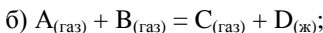
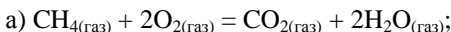
### 8.13. Формы выражения константы равновесия, $K_p$ , $K_c$

1. Написать выражения для констант равновесия  $K_p$  и  $K_c$  через равновесные концентрации и давления для следующих процессов. Указать, как соотносятся между собой  $K_p$  и  $K_c$  в каждом случае:

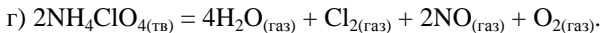
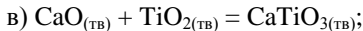
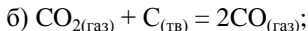
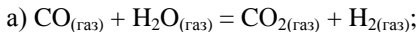


Как изменятся  $\Delta_r G^\circ$  и константы равновесия этих процессов при увеличении всех стехиометрических коэффициентов вдвое?

2. Для приведенных реакций а)–г) записать выражения констант равновесия  $K_p$  через соответствующие равновесные давления. Как повлияет на константы равновесия и положение равновесия этих реакций увеличение общего давления? Ответ обосновать.



3. Написать выражения для констант равновесия  $K_p$  и  $K_c$  через равновесные концентрации и давления для следующих процессов:

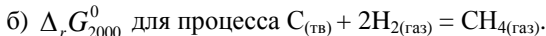
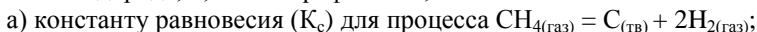


Указать, как соотносятся между собой  $K_p$  и  $K_c$  в каждом случае. Как изменятся  $\Delta_r G^\circ$  и константы равновесия при уменьшении всех стехиометрических коэффициентов вдвое? Оцените качественно знак энтропии реакции  $\Delta_r S^\circ$  для процессов (б) и (г).

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

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

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:



3. Найти произведение реакции ПР 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 1 000 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  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$  и NO сопоставимы. Докажите из приведенных термодинамических величин, что химические связи в  $\text{N}_2$  и  $\text{O}_2$  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  $\text{H}_2$  и 2 моль  $\text{I}_2$ . Найти 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. Найти:

- константу равновесия  $K_p$  и стандартную энергию Гиббса  $\Delta_f G_{596}^0$ ;
- количество образовавшегося оксида кальция, в мг.
- как изменится давление, если увеличить объем сосуда в 4 раза.

7. Найти 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. Оценить равновесное давление в сосуде объемом 4,1 л, изначально содержащем 8,4 г карбоната магния в вакууме при 500 К. Оценить температуру, при которой давление в сосуде равно 1 атм. Воспользоваться 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 1 000 К установилось равновесие для газофазной реакции  $\text{A}_2 + \text{B}_2 = 2\text{AB}$ , при этом парциальные давления  $p(\text{A}_2) = 0,5$  атм,  $p(\text{B}_2) = 1,0$  атм,  $p(\text{AB}) = 2,0$  атм. Найти константы равновесия  $K_p$  и  $K_c$  и стандартную энергию Гиббса  $\Delta_r G_{1000}^0$ .

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

- Является ли состояние равновесным, если известно, что  $K_p = 4$ ?
- Найти стандартную энергию Гиббса реакции  $\Delta_r G^0$ .
- Как изменятся ответы на вопросы а) и б), если изменить объем в условии задачи на 20 л?

11. Для процесса  $\text{MO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{газ})} = \text{MCO}_{3(\text{тв})}$  в состоянии равновесия при  $T = 1000$  К в сосуде объема 820 л находится по 1 моль MO,  $\text{CO}_2$  и  $\text{MCO}_3$  (M – некий металл). Найти при 1000 К константу реакции  $K_p$  и  $\Delta_r G^0$ .

12. Для реакции  $\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{I}_{2(\text{тв})} = 2\text{HI}_{(\text{газ})}$  при температуре  $T_1 = -23$  °С равновесные давления и количество вещества составили  $p_1(\text{H}_2) = 1$  атм,  $p_1(\text{HI}) = 0,1$  атм,  $\nu_1(\text{I}_{2(\text{тв})}) = 100$  моль, а при температуре  $T_2 = 27$  °С  $p_2(\text{H}_2) = 1$  атм,  $p_2(\text{HI}) = 1$  атм,  $\nu_2(\text{I}_{2(\text{тв})}) = 0,1$  моль:

- найти  $K_p$  и  $K_c$  при  $T = 27$  °С;

б) найти  $\Delta_f G_{300}^0$  ( $\text{HI}_{(\text{газ})}$ );

в) найти в нулевом приближении  $\Delta_f H_{298}^0$  ( $\text{HI}_{(\text{газ})}$ ).

13. Давление паров иода  $\text{I}_{2(\text{г})}$  над кристаллическим иодом  $\text{I}_{2(\text{кр})}$  равно  $4 \cdot 10^{-4}$  атм при температуре  $25^\circ\text{C}$  и 1 атм при температуре  $160^\circ\text{C}$ . В нулевом приближении, т. е. полагая, что  $\Delta_f C_p = 0$ :

а) рассчитать энтальпию реакции сублимации иода;

б) рассчитать стандартную энергию Гиббса реакции сублимации иода при температуре  $160^\circ\text{C}$ .

14. В два закрытых сосуда объемом 1 л каждый при  $25^\circ\text{C}$  поместили 2,50 мг и 7,50 мг кристаллического иода  $\text{I}_2$  соответственно. Установилось равновесие.

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

б) Найти 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  $^{125}\text{I}_2$ ?

$\Delta_f G_{298}^0$  ( $\text{I}_{2(\text{газ})}$ ) = 18,9 кДж/моль.

15. Найти равновесное давление газообразного этилового спирта в герметичной цистерне объемом  $60 \text{ м}^3$  при  $25^\circ\text{C}$  над остатками жидкого этанола.

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{газ})}$
$\Delta_f G_{298}^0$ , кДж/моль	-174,2	-168

Можно ли работать персоналу внутри такой емкости без средств защиты, если ПДК( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) для рабочих помещений установлен в  $1000 \text{ мг/м}^3$ ?

16. При температуре  $25^\circ\text{C}$  влажность составляет 80 %. Найти парциальное давление паров воды в мм рт. ст. Сколько воды (в г) содержится при таких условиях в  $1 \text{ м}^3$  воздуха? (1 атм = 760 мм рт. ст.) До какого значения поднимется влажность, если этот воздух охладится ночью до  $5^\circ\text{C}$ ? Возможно ли образование тумана? Для расчетов воспользоваться данными из следующей задачи.  $C_p^\circ(\text{H}_2\text{O}_{\text{ж}}) = 75,3 \text{ Дж/(K}\cdot\text{моль)}$ ,  $C_p^\circ(\text{H}_2\text{O}_{\text{газ}}) = 33,6 \text{ Дж/(K}\cdot\text{моль)}$ .

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

б) Оценить (в нулевом приближении) величину равновесного давления этанола при  $50^\circ\text{C}$ .

в) Оценить температуру кипения ртути при давлении 1 атм.

	H <sub>2</sub> O		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  $\Delta_{\text{исп.}} G_{288}^0$ .

### 8.15. Изотерма химической реакции, нахождение равновесного состава, принцип Ле Шателье

1. Для реакции  $\text{MgCO}_{3(\text{тв})} = \text{MgO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{газ})}$  при 1 000 К величины стандартных энтальпии и энтропии реакции равны  $\Delta_r H_{1000}^0 = 94\,240$  Дж/моль,  $\Delta_r S_{1000}^0 = 100$  Дж/К·моль. В закрытый сосуд объемом 41 л поместили 252 г  $\text{MgCO}_3$ . Найти:

а) стандартную энергию Гиббса реакции  $\Delta_r G_{1000}^0$  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  $427^\circ\text{C}$ . Состав атмосферы: 96 % об. углекислого газа и 4 % об. азота. Из термодинамических данных оценить, можно ли на поверхности планеты найти магнезит  $\text{MgCO}_3$ .

а) Рассчитайте  $\Delta_r G_{427}^0$  ( $T = 427^\circ\text{C}$ ) 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 обосновать).

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 газофазной реакции  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$  написать уравнение для расчета равновесного давления  $NH_3$  в баллоне, изначально содержащем  $N_2$  и  $H_2$  при температуре  $25\text{ }^\circ\text{C}$  и давлениях  $0,001$  и  $0,003$  атм соответственно.

4. При  $1000\text{ K}$  в сосуде объемом  $5\text{ л}$  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  $39,6\text{ л}$  при температуре  $-80\text{ }^\circ\text{C}$  установилось равновесие в реакции  $H_{2(\text{газ})} + Br_{2(\text{ж})} = 2HBr_{(\text{газ})}$ . 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  $HBr$ ? Найти новый равновесный состав.

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

а) Определить энергию Гиббса реакции  $\Delta_r G$  и стандартную энергию Гиббса реакции  $\Delta_r G^\circ$ ;

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

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

а) константы равновесия  $K_p$  и  $K_c$ ;

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

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

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

а) Найти равновесный состав (в моль).

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

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

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

12. В изначально вакуумированном сосуде объемом 164 л находилось 6 моль  $AB_{2(\text{газ})}$  и 5 моль  $A_{(\text{тв})}$ . При 1000 К установилось равновесие  $AB_{2(\text{газ})} + A_{(\text{тв})} = 2AB_{(\text{газ})}$ , константа равновесия которого  $K_p = 2$ . Найти 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  $A_{(\text{тв})}$ ;
- б) 1 моль  $AB_{(\text{газ})}$ .

13. Для реакции  $Fe_2O_{3(\text{тв})} + 3H_{2(\text{газ})} = 2Fe_{(\text{тв})} + 3H_2O_{(\text{газ})}$  рассчитать стандартную энтальпию при 298 К  $\Delta_r H_{298}^\circ$ . В каком направлении и почему сместится равновесие:

- а) при повышении температуры;
- б) при повышении общего давления;
- в) при добавлении в систему  $Fe_{(\text{тв})}$ ?

## 8.16. Растворы, электролитическая диссоциация

### 8.16.1. Растворы сильных электролитов, расчет концентраций и pH

1. Дайте определения понятиям: *электролит*; *электролитическая диссоциация*; *слабый электролит*; *сильный электролит*.

2. Найти концентрации ионов в следующих водных растворах сильных электролитов:

0,2 М  $HBr$ ; 0,3 М  $Ba(OH)_2$ ; 0,4 М  $FeCl_3$ ; 0,5 М  $KAl(SO_4)_2$ .

3. В трех растворах разных хлоридов ( $NaCl$ ,  $CaCl_2$ ,  $AlCl_3$ ) концентрация хлорид-иона  $[Cl^-] = 0,6$  моль/л. Найти исходную концентрацию солей.



4. Определить концентрацию всех ионов для 0,5 М раствора  $\text{BaCl}_2$  при 298 К. Как изменится ответ, если к 1 л 0,5 М  $\text{BaCl}_2$  исходного раствора добавить 0,2 моль  $\text{BaCl}_2(\text{тв})$ ?

5. Найти концентрацию всех частиц (моль/л) для водных растворов сильных электролитов:

а) 0,02 М  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ;

б) 0,4 % мас.  $\text{NaOH}$  ( $\rho \approx 1$  г/мл);

в) 25 % мас.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,18$  г/см<sup>3</sup>).

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  $\Delta_r H_{298}^0 = -56$  кДж/моль, в то время как стандартная энтропия реакции  $\Delta_r S_{298}^0 = 81$  Дж/К·моль. Оценить pH нейтрального раствора при 60, 80 и 100 °С.

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

а) 0,05 М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

б) 0,1 М раствора  $\text{CsHSO}_4$ ;

в) 0,005 М раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

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

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

а) 1 л 0,01 М раствора  $\text{CaBr}_2$  и 1 л 0,05 М раствора  $\text{LiBr}$ ;

б) 2 л 1 М раствора  $\text{KCl}$  и 1 л 2 М раствора  $\text{KOH}$ ;

в) 10 л 1 М раствора  $\text{NaHSO}_4$  и 5 л 0,5 М раствора  $\text{HCl}$ ;

г) 1 л 0,5 М раствора  $\text{NaOH}$  и 4 л 0,02 М раствора  $\text{HNO}_3$ .

## 8.16.2. Слабые электролиты, гидролиз солей, буферные растворы

1. Дайте определения *кислоты и основания по Бренстеду 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  $\text{NH}_3$  не содержит  $\text{OH}$ -групп? Почему органические спирты, содержащие  $\text{OH}$ -группы, не проявляют основных свойств в водных растворах? Записать уравнения процессов, происходящих в водных растворах аммиака и определяющих его основные свойства, записать выражение для константы основности аммиака.

5. Константа диссоциации слабого электролита АВ составляет  $K_d = 0,04$ , уравнение реакции:  $AB_{(p-p)} = A^+_{(p-p)} + B^-_{(p-p)}$ .

а) Найти равновесные концентрации  $A^+$ ,  $B^-$  и АВ, если начальная концентрация  $c_0(\text{AB}) = 0,03$  моль/л.

б) Во сколько раз изменится равновесная концентрация  $A^+$  и константа диссоциации  $K_d$ , если увеличить начальную концентрацию АВ 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  $\alpha$  достигает 99 %? Запишите реакцию самоионизации фтороводорода.

7. Благодаря рекламе мы знаем, что рН кожи равен 5,5. Это вызвано тем, что рН 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  $\text{OH}^-$ ) и степень диссоциации кислоты по каждой ступени.

$$K_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 5 \cdot 10^{-7}, K_{a2}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 5 \cdot 10^{-11}.$$

8. Вулкан за время своего извержения выбросил 6,4 млн тонн диоксида серы. Диоксид серы был полностью поглощен водоемом ( $V=10 \text{ км}^3$ ), возникшим в результате таяния ледников. Определите рН образовавшегося водоема и концентрацию сульфит-ионов в нем. ( $K_{a1} = 2 \cdot 10^{-2}$ .  $K_{a2} = 10^{-7}$ ).

9. Для 0,010 М раствора кислоты НА рН = 2. При какой начальной концентрации этой кислоты рН будет равен 1? Для 0,011 М раствора кислоты НХ рН = 2. При какой начальной концентрации этой кислоты рН будет равен 1? В чем разница между кислотами НА и НХ?

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

- а) константу кислотности НА;
- б) степень диссоциации кислоты НА в 1 М растворе;
- в) pH 0,1 М раствора соли NaA.

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

- а) 0,4 % мас. NaOH, (плотность  $\approx 1$  г/мл);
- б) 0,063 % мас. HNO<sub>3</sub>, (плотность  $\approx 1$  г/мл);
- в) 1 М HNO<sub>3</sub>;
- г) 0,1 М HCN ( $K_a = 10^{-9}$ );
- д) 0,05 М Ba(OH)<sub>2</sub>, (гидроксид бария – сильное основание);
- е) 0,01 М кислоты HClO ( $K_a = 10^{-8}$ );
- ж) 0,001 М K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Укажите растворы сильных электролитов.

12. Записать уравнения процессов, происходящих при растворении в воде хорошо растворимой соли NaCN и установившихся в растворе равновесий  $K_a(\text{HCN}) = 10^{-9}$ . Какая среда будет в растворе NaCN – кислая, нейтральная, щелочная? Обосновать.

13. Для кислоты НА константа кислотности при стандартных условиях равна  $10^{-5}$ . Найти:

- а) степень диссоциации ее 0,1 М раствора;
- б) pH 0,05 М раствора ее соли BaA<sub>2</sub>;

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. Определить 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<sub>4</sub>;
- 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 H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, ( $K_a = 4 \cdot 10^{-4}$ ).

15. В четыре стакана налили по 50 мл 0,02 М раствора уксусной кислоты CH<sub>3</sub>COOH ( $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$ ). 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  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , в стакан № 4 – 50 мл 0,04 М раствора  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Определить pH полученных растворов. Как изменится pH в стакане № 4, если к нему еще добавить:

- а) 10 мл  $10^{-2}$  М  $\text{HCl}$ ;
- б) 10 мл  $10^{-2}$  М  $\text{NaOH}$ ;
- в) 100 мл воды?

16. Определить *pH* и степень диссоциации для следующих растворов:  $10^{-3}$  М  $\text{CsOH}$ ;  $10^{-3}$  М  $\text{HIO}_3$  ( $K_a = 2 \cdot 10^{-1}$ );  $10^{-3}$  М  $\text{KIO}_3$ ;  $10^{-2}$  М  $\text{HBrO}_3$ .

17. Найти 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  $\text{H}_2\text{S}$  ( $K_{a1} = 10^{-7}$ ,  $K_{a2} = 10^{-13}$ );
- г) 0,005 М  $\text{Ba}(\text{ClO})_2$  ( $K_a(\text{HClO}) = 10^{-8}$ );
- д) раствор, полученный объединением 1 л раствора (а) и 9 л раствора (б).

18. Определить, на сколько изменится 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  $\text{KClO}_2$ , ( $K_a(\text{HClO}_2) = 10^{-2}$ );
- в)  $10^{-6}$  М раствора  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ , ( $\text{H}_2\text{SeO}_4$  – сильная кислота);
- г) буферного раствора, содержащего по 1 моль/л кислоты  $\text{HNO}_2$  ( $K_a = 5 \cdot 10^{-4}$ ) и ее соли  $\text{KNO}_2$ .

19. Определить pH следующих растворов:

- а) 1 л соляной кислоты  $\text{HCl}$  с концентрацией  $C_0 = 0,002$  М;
- б) 1 л  $\text{NH}_3$  с концентрацией  $C_0 = 0,002$  М; ( $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$ );
- в) 2 л  $\text{NH}_3$  с концентрацией  $C_0 = 0,002$  М.

Каким станет pH этих растворов после добавления к каждому из них 0,126 г  $\text{HNO}_3$ ?

20. Определить *pH* растворов:

- а) 2 л чистой воды;
- б) 1 л уксусной кислоты с концентрацией  $C_0 = 0,2$  М, ( $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$ );
- в) 2 л уксусной кислоты с концентрацией  $C_0 = 0,2$  М.

Каким станет pH этих растворов после добавления к каждому из них 8,0 г  $\text{NaOH}$ ?

21. Расположить в порядке увеличения pH 0,1 М водные растворы  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NaNO}_2$ . Обосновать выбор (привести уравнения соответствующих кислотно-основных равновесий, оценить  $[\text{H}^+]$  – точный расчет необязателен). Воспользоваться справочными данными.

22. Расположить в порядке увеличения pH 0,1 М водные растворы  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (считать сильной по обоим ступеням),  $\text{NaHS}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Обосновать выбор (привести уравнения соответствующих кислотно-основных равновесий, оценить  $[\text{H}^+]$  – точный расчет необязателен). Воспользоваться 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:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (0,001 М) ( $K_{a1} = 5 \times 10^{-7}$ ,  $K_{a2} = 5 \times 10^{-11}$ ),  $\text{KOH}$  (0,001М),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (0,001М) ( $K_{a2} = 0,02$ ),  $\text{NaCl}$  (0,001М),  $\text{NaNO}_2$  (0,001М) ( $K_a = 5 \times 10^{-4}$ ),  $\text{HClO}_4$  (0,001М),  $\text{Ca(OH)}_2$  (0,001М) ( $K_{b2} = 4 \times 10^{-2}$ ). С помощью pH-метра студент померил pH и быстро вернул этикетки на место. Расположите пузырьки в порядке увеличения pH. Ответ объясните. Оценить значения pH данных растворов.

### 8.17. Растворимость, произведение растворимости

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

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 ПР.

4. Найти растворимость  $\text{AgCl}$  в моль/л и мг/л из справочных данных (по ПР).

5. Растворимость солей  $\text{MX}$ ,  $\text{MX}_2$  и  $\text{MX}_3$  одинаковы и равны 0,0001 моль/л. Найти ПР для каждой соли. Почему они различны?

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

7. Найти концентрацию всех частиц (моль/л) и pH для водного насыщенного раствора  $Mg(OH)_2$  ( $K_L = 4 \cdot 10^{-12}$ ). Выпадет ли осадок (если да, то сколько мг?) при сливании 0,5 л 0,0008 М КОН 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, 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  $C^o(AgNO_3) = C^o(HCN) = 1,0 \times 10^{-4}$  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  $Cr(OH)_3$ .  $K_L(Cr(OH)_3) = 7 \cdot 10^{-31}$ . Определить массу нерастворившегося осадка.

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

13. Найти растворимость (в г/л) для соли  $BaSO_3$  ( $K_L = 3,6 \cdot 10^{-11}$ ) в воде (а) и в 0,3 М  $K_2SO_3$  (б). 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. Найти растворимость  $RaSO_4$  в воде (моль/л), если  $K_L(RaSO_4) = 3,6 \cdot 10^{-11}$ . 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). Найти:

- 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  $\text{NaOH}$ ?

16. Найти концентрации ионов  $\text{Pb}^{2+}$  (моль/л) в:

- а) насыщенном растворе  $\text{PbCrO}_4$  ( $K_L = 10^{-14}$ );
- б) растворе, полученном при добавлении 1 л воды к 1 л насыщенного раствора  $\text{PbCrO}_4$  (не содержащего осадка хромата);
- в) растворе, полученном при добавлении 1 л 0,05 М  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  к 4 л взвеси  $\text{PbCrO}_4$  (насыщенный раствор + осадок).

17. Произведение растворимости  $\text{BaSO}_4$  в воде при некоторой температуре равно  $1,00 \cdot 10^{-10}$ .

- а) Найти растворимость  $\text{BaSO}_4$  в воде, в г/л.
- б) Найти растворимость  $\text{BaSO}_4$  в 0,1 М  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , в моль/л.
- в) К насыщенному раствору  $\text{BaSO}_4$  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  $2,7 \cdot 10^{-19}$ . Вычислить:

- а) концентрации катиона  $\text{Ag}^+$ , аниона  $\text{PO}_4^{3-}$  в насыщенном растворе  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  и растворимость этой соли (в моль/л и г/л);
- б) минимальный объем воды, в котором можно растворить 419 мг  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ ;
- в) концентрацию катиона  $\text{Ag}^+$  после добавления 1,64 г  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  к 1 л насыщенного раствора  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ ;
- г) как изменится растворимость соли при добавлении к раствору 55,56 моль воды?

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

- 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  $M(OH)_2$ . Какой будет эта система при равновесии – однофазной (раствор) или двухфазной (раствор + осадок)? Найти концентрацию  $M^{2+}$  в растворе и количество  $M(OH)_2$  в осадке.

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

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 (составить) 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. Расположить сульфиды металлов в порядке увеличения их растворимости в воде (обосновано):  $Ag_2S$  (ПР =  $10^{-49}$ ),  $Bi_2S_3$  (ПР =  $10^{-105}$ ),  $CoS$  (ПР =  $10^{-20}$ ),  $HgS$  (ПР =  $10^{-52}$ );

а) оценить 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 ( $Po(SO_4)_2$ ,  $K_L = 2,6 \times 10^{-7}$ ), спрятанный в потайном отсеке в перстне (объем = 1 мл). Сколько (максимально) миллиграмм этого соединения попало в чашку кофе жертвы? Сколько грамм 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. Оценить в нулевом приближении растворимость  $CaCO_3$  в воде при  $T = 360$  К.

24. Для реакции  $\alpha-Ag_2S_{(тв)} = 2Ag^+_{(водн)} + S^{2-}_{(водн)}$  найти:

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?

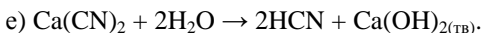
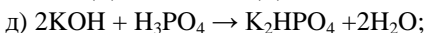
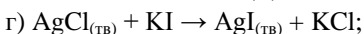
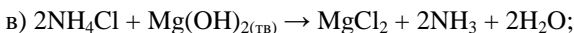
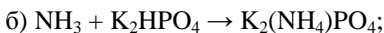
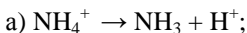
Вещество/ион в воде	$\Delta_f H_{298}^0$ ,	$S_{298}^0$ ,	$\Delta_f G_{298}^0$ ,
---------------------	------------------------	---------------	------------------------



	кДж/моль	Дж/(моль · К)	кДж/моль
$\text{Ag}^+$	106	74	77
$\text{S}^{2-}$	33	-15	85
$\alpha\text{-Ag}_2\text{S}$	-32	144	-40

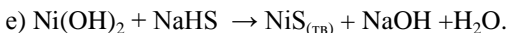
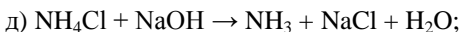
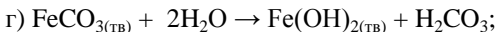
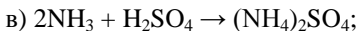
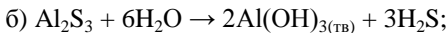
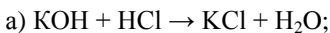
### 8.18. Расчет констант равновесия в водных растворах

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:



$\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{K}_2(\text{NH}_4)\text{PO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Ca}(\text{CN})_2$  – хорошо растворимые соли.

2. Записать уравнения реакций в краткой ионной форме, выразить константы равновесия этих реакций через соответствующие константы  $K_a$ ,  $K_b$ ,  $K_L$  и  $K_w$  и, используя справочные данные, найти их численные значения:

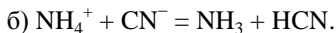
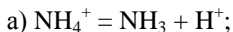


$\text{KCl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaHS}$  – хорошо растворимые соли.

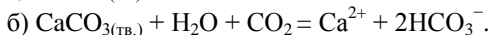
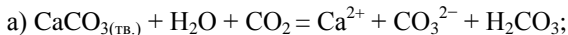
3. Определите, будет ли растворяться гидроксид кобальта (II) в растворе гидросульфида калия.  $K_{a1}(\text{H}_2\text{S}) = 10^{-7}$ ;  $K_{a2}(\text{HS}^-) = 10^{-13}$ ;  $K_L(\text{Co}(\text{OH})_2) = 6,3 \cdot 10^{-15}$ ;  $K_L(\text{CoS}) = 3,1 \cdot 10^{-28}$ .

4. Для проведения экспресс-анализа геологу потребовалось перевести в раствор образцы минералов сидерита ( $\text{FeCO}_3$ ), вюрцита ( $\text{ZnS}$ ) и ковеллина ( $\text{CuS}$ ). Какие из этих минералов он сможет растворить в соляной кислоте  $\text{HCl}$ ? Написать предполагаемые уравнения реакций и провести расчет констант равновесия. Воспользоваться справочными данными.

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



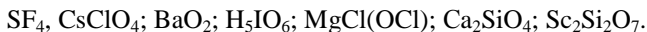
6. Из справочных данных по  $\text{PP}$  и  $K_a$  определите константы равновесия и направление процессов (при стандартных состояниях всех веществ):



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

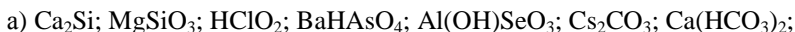
### 8.19. Номенклатура неорганических соединений

1. а) Назвать соединения по традиционной химической номенклатуре:



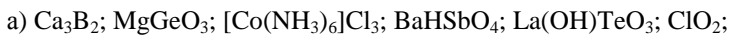
б) Написать формулы по названиям: метапериодат лития; хлорид калия-натрия; хлорит бария; бромноватистая кислота; дисульфид железа(II).

2. Назвать соединения по формулам, написать формулы по названиям:



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

3. Назвать соединения по формулам, написать формулы по названиям:



б) гипофосфит франция; метасиликат калия; пентагидрат сульфата меди(II), надпероксид натрия, арсин.

4. а) Назовите соединения:  $\text{Na}_2\text{SeO}_3$ ;  $\text{MgS}$ ;  $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $(\text{NH}_4)_2\text{HAsO}_4$ ;  $[\text{Cu}(\text{OH})]_2\text{CO}_3$ ;  $\text{KClO}_3$ ;  $\text{POCl}_3$ .

б) Напишите формулы: ортосиликат кальция; дихромат аммония; пербромат цинка; хлорноватая кислота; гексагидросостаннат(IV) калия; хлорид гидразония.

5. Для соединения  $\text{K}[\text{VF}_6]$  определить: 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. Кислотно-основные свойства, гидролиз, обменные реакции

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<sub>2</sub> (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. Привести примеры кислот, соответствующих формулам HXO, HXO<sub>2</sub>, HXO<sub>3</sub>, HXO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>XO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>XO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>XO<sub>3</sub> (X не должен повторяться). Написать формулы их бариевых солей. Назвать кислоты и соли. Изобразить структурные формулы кислот. Какие из них являются двухосновными? Сильными?

4. Привести 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? Привести 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<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – As<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – Bi<sub>2</sub>O<sub>3</sub> объяснить изменение кислотно-основных свойств. Указать, какие из представленных оксидов относятся к кислотному, основному и амфотерному типам. Для этого, где нужно, привести уравнения реакций оксидов с водой, гидроксидом калия или соляной кислотой.

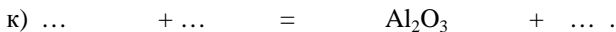
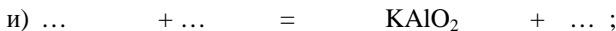
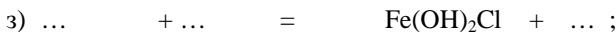
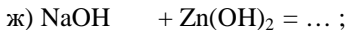
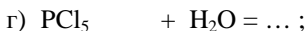
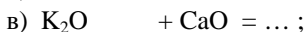
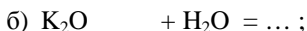
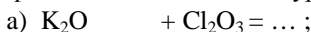
6. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов ЭО<sub>2</sub> группы IV(A) Периодической системы от CO<sub>2</sub> к PbO<sub>2</sub>? Напишите уравнения реакций CO<sub>2</sub> и SiO<sub>2</sub> с H<sub>2</sub>O и CsOH.

7. Для элементов 3-го периода написать формулы высших оксидов, определить их кислотно-основные свойства и написать уравнения реакции с водой.

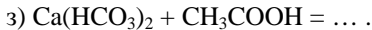
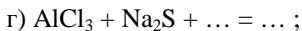
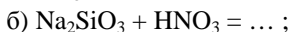
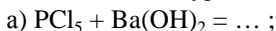
8. Для низшего и высшего оксидов хлора нарисовать структурные формулы; к какому типу – кислотному, основному, амфотерному – они относятся? Как данные оксиды взаимодействуют с водой, кислотами, основаниями? Привести уравнения соответствующих реакций.

9. Сравнить природу химической связи и отношение к воде (если реагируют, написать реакции) следующих хлоридов:  $MgCl_2$ ;  $SiCl_4$ ;  $SnCl_4$ ,  $SnCl_2$ ,  $PCl_3$ ,  $PCl_5$ .

10. Закончить и уравнять следующие кислотно-основные реакции. Указать условия (там, где это необходимо). Назвать образующиеся соединения по традиционной номенклатуре:



11. Закончить и уравнять следующие обменные реакции:



## 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 двоякого 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, необходимо 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 ( $^1\text{H}$  – 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 пниктогены (VA) и его производное – пниктиды;

– для элементов побочных подгрупп: **лантаноиды** (La – Lu), **актиноиды** (Ac – Lr), названия лантаниды и актиниды использовать не рекомендовано; **редкоземельные металлы (IIIВ, 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 ( $\alpha$ -Fe,  $\gamma$ -Fe и последующие буквы греческого алфавита) или краткую физическую или структурную характеристику (белое, серое олово; моноклинная, ромбическая сера и т. д.). Подобным образом строятся и названия полимерных 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;  
 $Cu_2Cl_2O$  – 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;

$NH_2^{2-}$  – 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 современных 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;  $H_2S_3$  – трисульфан.



Двухэлементные катионы, образованные присоединением протона к бинарному водородному соединению, оканчиваются на **-оний (-ий)**:

$\text{NH}_4^+$	– аммоний;	$\text{H}_3\text{O}^+$	– оксоний;
$\text{PH}_4^+$	– фосфоний;	$\text{AsH}_4^+$	– арсоний;
$\text{N}_2\text{H}_5^+$	– гидразиний(1+);	$\text{N}_2\text{H}_6^+$	– 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-**:

$\text{H}_3\text{BO}_3$	– борная кислота;	$\text{HReO}_4$	– рениевая кислота;
$\text{H}_2\text{SiO}_3$	– метакремниевая кислота;	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	– хромовая кислота;
$\text{HNO}_3$	– азотная кислота;	$\text{HPO}_3$	– метафосфорная кислота;
$\text{H}_2\text{CO}_3$	– угольная кислота;	$\text{H}_3\text{PO}_4$	– ортофосфорная кислота.

Приставки **орто-** и **мета-** применяют, чтобы различать названия кислот, молекулы которых отличаются только «содержанием воды». Содержащие наибольшее количество воды кислоты –  $\text{H}_5\text{IO}_6$ ,  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  – называются соответственно ортоиодной, ортотеллуровой, ортофосфорной, ортокремниевой;  $\text{HIO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{TeO}_4$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  – метאיодной и т. п.

Если возможны две степени окисления, то для низшей используют суффиксы **-ист-, -овист-**:

$\text{H}_2\text{SeO}_3$	– селенистая кислота;
$\text{H}_2\text{TeO}_3$	– теллуристая кислота;
$\text{HAsO}_2$	– метамышьяковистая кислота;
$\text{H}_3\text{AsO}_3$	– ортомышьяковистая кислота.

В случае трех возможных степеней окисления кислотообразующего элемента, помимо упомянутых суффиксов, для самой низкой (обычно +1) применяется составной суффикс **-новатист-**:

$\text{H}_3\text{PO}_2$	– фосфорноватистая кислота;
$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	– азотноватистая кислота.

Для четырех различных степеней окисления последовательно используют «суффиксы» **-н-, -новат-, -ист- и -новатист-**:

$\text{HClO}_4$	– хлорная кислота;	$\text{HClO}_3$	– хлорноватая кислота;
$\text{HClO}_2$	– хлористая кислота;	$\text{HClO}$	– хлорноватистая кислота.

Для того чтобы различить кислоты, содержащие разное количество атомов кислотообразующего элемента в одной степени окисления, применяют числовые приставки:

$H_2Cr_2O_7$  – дихромовая кислота;  $H_2Cr_3O_{10}$  – трихромовая кислота;

$H_2S_2O_5$  – дисернистая кислота;  $H_2B_4O_7$  – тетраборная кислота.

Оксокислоты, в которых атомы кислорода замещены на атомы серы (частично или полностью) или на пероксогруппы ( $-O-O-$ ), получают к своему названию приставку соответственно *тио-* или *пероксо-* (по необходимости с числовой приставкой):

$H_2S_2O_3$  ( $H_2SO_3S$ ) – тиосерная кислота;

$H_2CS_3$  – тритиоугольная кислота;

$HNO_4$  ( $HNO_2(O_2)$ ) – пероксоазотная кислота;

$H_2S_2O_8$  ( $H_2S_2O_6(O_2)$ ) – 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;  $Fe(AsO_2)_2$  – 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*:

$Na_2N_2O_2$  – гипонитрит натрия;  $Ca(H_2PO_2)_2$  – 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;  $Sr(IO_4)_2$  – метапериодат стронция.

Соли поли-, тио- и пероксокислот называются по тем же правилам, сохраняя соответствующую приставку от названия кислоты:

$Mg_2P_2O_7$  – дифосфат магния;  $Cs_3PO_2(O_2)_2$  – дипероксофосфат цезия;  $K_2SO_3(O_2)$  – пероксосульфат калия;  $Rb_2S_2O_3$  – 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 такие 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);
- $\text{CrHP}_2\text{O}_7$  – гидродифосфат хрома(III).

В случаях, когда соль, помимо кислотного остатка, содержит гидроксид-ионы, такие соли называются основными. Их названия получают, добавляя к названию аниона приставку *гидроксо-*, также с числовой приставкой по необходимости:

- $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  – гидроксокарбонат меди;
- $\text{FeOHNO}_3$  – 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-*, *тетраakis-*, *пентаkis-* 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 (комплексобразователь); лиганды; внутренняя координационная сфера; внешняя сфера.*

В роли центрального атома (*комплексобразователя*) 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 комплексобразователю 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<sup>-</sup> – фторо; Cl<sup>-</sup> – хлоро; H<sup>-</sup> – гидридо; O<sup>2-</sup> – оксо; O<sub>2</sub><sup>2-</sup> – пероксо; OH<sup>-</sup> – гидроксо; CN<sup>-</sup> – циано; NO<sub>3</sub><sup>-</sup> – нитрато; SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> – сульфито; SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> – сульфато; S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> – тиосульфато; HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> – гидросульфато.

Для **некоторых нейтральных лигандов** по традиции применяют специальные названия:

$\text{H}_2\text{O}$  – аква;  $\text{NH}_3$  – аммин;  $\text{CO}$  – карбонил;  $\text{NO}$  – нитрозил.

Традиционное название лиганда  $\text{H}^+$  – 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):

$\text{CN}^-$  – циано-N или циано-C;  $\text{ClO}_3^-$  – хлорато-O или хлорато-O<sub>3</sub>.

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(диазот)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).

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- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$  – цис-дихлородиамминплатина.

---

\* Координация лиганда  $\text{NO}_2^-$  через атом N.

\*\* Координация лиганда  $\text{NO}_2^-$  через атом O.

## 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 составляют 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;  
Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub> – сернистый алюминий;  
H<sub>2</sub>Te – 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:

FeCl<sub>2</sub> – хлористое железо;  
FeCl<sub>3</sub> – хлорное железо.

По совершенно иным правилам в русской номенклатуре называют бинарные соединения с кислородом. Анион O<sup>2-</sup> получает название **окись**, анион O<sub>2</sub><sup>2-</sup> – **перекись**:

MgO – окись магния;  
BaO<sub>2</sub> – перекись бария;  
K<sub>2</sub>O<sub>2</sub> – 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<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – окись железа;  
Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> – закись-окись железа;

- $\text{CrO}$  – закись хрома;  
 $\text{Cr}_2\text{O}_3$  – окись хрома;  
 $\text{CrO}_3$  – трехокись хрома;  
 $\text{N}_2\text{O}$  – закись азота;  
 $\text{NO}$  – окись азота;  
 $\text{NO}_2$  – 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 **пероксокислот** 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;  
 $\text{K}_4\text{SiO}_4$  – калий ортокремниевокислый;  
 $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$  – барий хлорноватокислый;  
 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  – аммоний углекислый (угольнокислый);  
 $\text{LiBO}_2$  – литий метаборнокислый;  
 $\text{NaClO}_2$  – 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;  
 $\text{HgSO}_4$  – 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;  
 $\text{CoHSO}_4$  – 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 кислотных 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 кислотный однозамещенный;

$\text{CrH}_2\text{P}_2\text{O}_7$  – хром дифосфорнокислый кислотный закисный двузамещенный;

$\text{Cr}(\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7)_3$  – хром дифосфорнокислый кислотный окисный однозамещенный;

$\text{CrHP}_2\text{O}_7$  – хром дифосфорнокислый кислотный 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 (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.  $\sigma$ - и  $\pi$ -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 (вандербальсовая), 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 Бренстеду. Константы ионизации (кислотности и основности).
17. Ионное произведение воды, зависимость от температуры и давления. Водородный показатель – рН.
18. Гидролиз солей.
19. Совместные равновесия, в том числе буферные растворы.
20. Растворимость, произведение растворимости. Условия осаждения – растворения.



## 11. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

### Основная литература

*Карпетьянц 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. и др.* Физическая химия / Д. Г. Кнорре, Л. Ф. Крылова, В. С. Музыкантов. 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., Корнев 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](http://www.chem.msu.ru).
3. Химический интернет-портал [www.chemport.ru](http://www.chemport.ru).
4. Научно-популярный портал [www.elementy.ru](http://www.elementy.ru).

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

**Символы и названия химических элементов (от водорода до урана)**

<b>Символ</b>	<b>Название на русском</b>	<b>Название на латыни</b>
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>
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
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>
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
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>
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	Галлий	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



ПРИЛОЖЕНИЕ 2

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.  
Электротрециательность 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,  $He^-$ );  $X$  – электротрециательность 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 <sub>2</sub>	192,88	Br	HI	298,4	H; I
Cl <sub>2</sub>	242,3	Cl	K <sub>2</sub>	53,14	K
CO	1075	C; O	N <sub>2</sub>	945,6	N
F <sub>2</sub>	159,0	F	Na <sub>2</sub>	76,58	Na
I <sub>2</sub>	151,0	I	NO	631,0	N; O
H <sub>2</sub>	435,9	H	O <sub>2</sub>	498,7	O
HBr	366,5	H; Br	OH	428,0	H; O
HCl	431,4	H; Cl	P <sub>2</sub>	489,1	P
HF	566,1	H; F	S <sub>2</sub>	417,6	S

**Энергия разрыва связей газообразных молекул  
при 0 К в основном состоянии  $D_0$  (кДж/моль)**

Молекула	$D_0$	Продукты	Молекула	$D_0$	Продукты
CH	334,7	C; H	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	~ 368,2	CH <sub>3</sub> CHOH; H
CH <sub>2</sub>	535,6	CH; H		~ 376,5	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ; OH
CH <sub>3</sub>	355,6	CH <sub>2</sub> ; H	CH <sub>3</sub> CHO	284,5	CH <sub>3</sub> ; CHO
CH <sub>4</sub>	425,0	CH <sub>3</sub> ; H	CH <sub>3</sub> COOH	~ 468,6	CH <sub>3</sub> COO H
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	472,9	C <sub>2</sub> H; H	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	426,8	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> ; H
	962,3	CH; CH	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> Br	297,1	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> ; Br
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	435,1	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> ; H	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> I	255,2	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> ; I
	502,1	CH <sub>2</sub> ; CH <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	334,7	CH <sub>3</sub> ; NH <sub>2</sub>
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	410,1	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ; H	CH <sub>3</sub> NO <sub>2</sub>	242,7	CH <sub>3</sub> ; NO <sub>2</sub>
CH <sub>3</sub> Cl	410,1	CH <sub>2</sub> Cl; H	H <sub>2</sub> O	493,8	H; OH
	335,0	CH <sub>3</sub> ; Cl	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	207,1	OH; OH
CHCl <sub>3</sub>	385,0	CCl <sub>3</sub> ; H	NH	347,3	N; H
CH <sub>3</sub> Br	401,7	CH <sub>2</sub> Br; H	NH <sub>2</sub>	376,5	NH; H
	280,3	CH <sub>3</sub> ; Br	NH <sub>3</sub>	439,3	NH <sub>2</sub> ; H
CHBr <sub>3</sub>	376,6	CBr <sub>3</sub> ; H	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	41,8	NO; NO <sub>2</sub>
CH <sub>3</sub> F	493,8	CH <sub>3</sub> ; F	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	543,9	NO <sub>2</sub> ; NO <sub>2</sub>
CH <sub>3</sub> I	220,1	CH <sub>3</sub> ; I	N <sub>2</sub> O	167,4	N <sub>2</sub> ; O
HCHO	313,8	CHO; H	O <sub>3</sub>	100	O <sub>2</sub> ; O
CH <sub>3</sub> OH	~ 385,0	CH <sub>2</sub> O; H	SiO <sub>2</sub>	464,4	SiO; O
	~ 376,5	CH <sub>3</sub> ; OH			

ПРИЛОЖЕНИЕ 5

**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;  $S_{298}^\circ$  и  $C_{P,298}^\circ$  – стандартные значения энтропии и изобарной теплоемкости вещества при 298 К.

Вещество	$\Delta_f H_{298}^\circ$ , кДж/моль	$S_{298}^\circ$ , Дж/(моль · К)	$\Delta_f G_{298}^\circ$ , кДж/моль	$C_{P,298}^\circ$ , Дж/(моль · К)
1	2	3	4	5
<b>Простые вещества</b>				
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
Va- $\alpha$	0	60,67	0	28,28
Va- $\beta$	$\Delta H^{\alpha \rightarrow \beta}_{643} = 0,63$	—	—	—
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 <sup>-</sup> (г.)	-218,87	163,39	-238,67	20,79
Br <sub>2</sub> (ж.)	0	152,21	0	75,69
Br <sub>2</sub> (г.)	30,91	245,37	3,14	36,07
[Br <sub>2</sub> ] (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 <sub>2</sub> (г.)	830,86	199,31	774,86	43,21
Ca- $\alpha$	0	41,63	0	26,36
Cd- $\alpha$	0	51,76	0	25,94
Cl (г.)	121,34	165,08	105,35	21,84
Cl <sup>-</sup> (г.)	-233,63	153,25	-239,86	20,79
Cl <sup>+</sup> (г.)	1384	167	1361	—
Cl <sub>2</sub> (г.)	0	222,98	0	33,93
[Cl <sub>2</sub> ] (в.)	-23	121	7	—
Co- $\alpha$	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 <sub>2</sub> (г.)	0	144,86	0	29,20
F (г.)	79,38	158,64	62,30	22,75
F <sup>+</sup> (г.)	1767	162	1743	—
F <sup>-</sup> (г.)	-259,68	145,47	-266,61	20,79
F <sub>2</sub> (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 <sup>+</sup> (г.)	1536,21	108,84	1517,00	20,79
H <sup>-</sup> (г.)	139,03	108,85	132,26	20,79
H <sub>2</sub> (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
Γ (г.)	-195,02	169,15	-221,92	20,79
I <sub>2</sub> (кр.)	0	116,14	0	54,44
I <sub>2</sub> (г.)	62,43	260,60	19,39	36,90
[I <sub>2</sub> ] (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 <sub>2</sub> (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 <sup>+</sup> (г.)	1568,78	154,85	1546,96	20,79
O <sup>-</sup> (г.)	101,43	157,69	91,20	21,67
O <sub>2</sub> (г.)	0	205,04	0	29,37
O <sub>3</sub> (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 <sub>2</sub> (г.)	144	218	103	32
P <sub>4</sub> (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 <sub>2</sub> (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
<b>Неорганические соединения</b>				
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 <sub>3</sub> -α	-124,52	140,92	-33,60	93,05
Ag <sub>2</sub> O (кр.)	-30,54	121,75	-10,90	65,86
Ag <sub>2</sub> S-α	-31,80	143,51	-39,70	76,53
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (кр.)	-715,88	200,00	-618,36	131,38
AlBr <sub>3</sub> (кр.)	-513,38	180,25	-490,60	100,50
AlCl <sub>3</sub> (кр.)	-704,17	109,29	-628,58	91,00
AlF <sub>3</sub> -α	-1510,42	66,48	-1431,15	75,10

1	2	3	4	5
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (корунд)	-1675,69	50,92	-1582,27	79,04
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (кр.)	-3441,80	239,20	-3100,87	259,41
AsCl <sub>3</sub> (ж.)	-305,01	216,31	-259,16	133,47
AsCl <sub>3</sub> (г.)	-270,34	328,82	-258,04	75,48
As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (клаудетит)	-653,37	122,72	-577,03	112,21
As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (арсенолит)	-656,89	108,32	-576,16	95,65
As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (кр.)	-921,32	105,44	-478,69	116,52
BCl <sub>3</sub> (г.)	-402,96	290,08	-387,98	62,63
BF <sub>3</sub> (г.)	-1136,58	254,01	-1119,93	50,46
B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (кр.)	-1270,43	53,84	-1191,29	62,76
BaCO <sub>3</sub> (кр.)	-1210,85	112,13	-1132,77	85,35
BaCl <sub>2</sub> (кр.)	-859,39	123,64	-811,71	75,31
Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (кр.)	-992,07	213,80	-797,23	151,63
BaO (кр.)	-553,54	70,29	-525,84	46,99
Ba(OH) <sub>2</sub> (кр.)	-943,49	100,83	-855,42	97,91
BaSO <sub>4</sub> (кр.)	-1458,88	132,21	-1348,43	102,09
BeO (кр.)	-598,73	14,14	-569,54	25,56
BeSO <sub>4</sub> (кр.)	-1200,81	77,97	-1089,45	85,69
Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (кр.)	-570,70	151,46	-490,23	113,8
CO (г.)	-110,53	197,55	-137,15	29,14
CO <sub>2</sub> (г.)	-393,51	213,66	-394,37	37,11
[CO <sub>2</sub> ] (в.)	-414	121	-386	—
COCl <sub>2</sub> (г.)	-219,50	283,64	-205,31	57,76
COS (г.)	-141,70	231,53	-168,94	41,55
CS <sub>2</sub> (ж.)	88,70	151,04	64,41	75,65
CS <sub>2</sub> (г.)	116,70	237,77	66,55	45,48
CaC <sub>2</sub> -α	-59,83	69,96	-64,85	62,72
CaCO <sub>3</sub> (кальцит)	-1206,83	91,71	-1128,35	83,47
CaCl <sub>2</sub> (кр.)	-795,92	108,37	-749,34	72,59
CaF <sub>2</sub> -α	-1220,89	68,45	-1168,46	67,03
CaHPO <sub>4</sub> (кр.)	-1808,56	111,38	-1675,38	110,04
CaHPO <sub>4</sub> •2H <sub>2</sub> O(кр)	-2397,46	189,45	-2148,60	197,07
Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (кр.)	-3114,57	189,54	-2811,81	—
Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> •H <sub>2</sub> O(кр)	-3408,29	259,83	-3057,00	258,82
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (кр.)	-938,76	193,30	-743,49	149,33
CaO (кр.)	-635,09	38,07	-603,46	42,05
Ca(OH) <sub>2</sub> (кр.)	-985,12	83,39	-897,52	87,49
CaS (кр.)	-476,98	56,61	-471,93	47,49
CaSO <sub>4</sub> (ангидрит)	-1436,28	106,69	-1323,90	99,66
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> -α	-4120,82	235,98	-3884,9	227,82

1	2	3	4	5
CdCl <sub>2</sub> (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 <sub>4</sub> (кр.)	-934,41	123,05	-823,88	99,62
ClO <sub>2</sub> (г.)	104,60	257,02	122,34	41,84
Cl <sub>2</sub> O (г.)	75,73	266,23	93,40	45,44
CoCl <sub>2</sub> (кр.)	-312,54	109,29	-269,69	78,49
CoSO <sub>4</sub> (кр.)	-867,76	113,39	-760,83	103,22
CrCl <sub>3</sub> (кр.)	-556,47	123,01	-486,37	91,80
CrO <sub>3</sub> (кр.)	-590,36	73,22	-513,44	69,33
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (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 <sub>2</sub> (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 <sub>4</sub> (кр.)	-770,90	109,20	-661,79	98,87
Cu <sub>2</sub> O (кр.)	-173,18	92,93	-150,56	63,64
Cu <sub>2</sub> S (кр.)	-79,50	120,92	-86,27	76,32
D <sub>2</sub> O (ж.)	-294,60	75,90	-243,47	84,31
D <sub>2</sub> O (г.)	-249,20	198,23	-234,55	34,27
FeCO <sub>3</sub> (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	$\Delta H^{a \rightarrow b}_{411} = 4,4$	—	—	—
FeSO <sub>4</sub> (кр.)	-927,59	107,53	-819,77	100,58
FeS <sub>2</sub> (кр.)	-177,40	52,93	-166,05	62,17
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (кр.)	-822,16	87,45	-740,34	103,76
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (кр.)	-1117,13	146,19	-1014,17	150,79
Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (кр.)	-1089,10	84,98	-998,24	92,05
GeO <sub>2</sub> (рексар.)	-554,71	55,27	-500,79	52,09
GeO <sub>2</sub> (терпар.)	-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 <sub>3</sub> (ж.)	-173,00	156,16	-79,90	109,87
HNO <sub>3</sub> (г.)	-133,91	266,78	-73,78	54,12
H <sub>2</sub> O (кр.)	-291,85	39,33	-234	38
H <sub>2</sub> O (ж.)	-285,83	69,95	-237,23	75,30
H <sub>2</sub> O (г.)	-241,81	188,72	-228,61	33,61
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (ж.)	-187,86	109,60	-120,52	89,33
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (г.)	-135,88	234,41	-105,74	42,39
[H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ] (в.)	-191	143	-134	—
H <sub>2</sub> S (г.)	-20,60	205,70	-33,50	33,44
[H <sub>2</sub> S] (в.)	-40	121	-28	—
H <sub>2</sub> Se (г.)	19	164	22	—
[H <sub>2</sub> Se] (в.)	-40	121	-28	—
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (г.)	-744	301	-663	—
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (ж.)	-813,99	156,90	-690,14	138,91
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (кр.)	-1279,05	110,50	-1119,20	106,06
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (ж.)	-1266,90	200,83	-1134,00	106,10
HgBr <sub>2</sub> (кр.)	-169,45	170,31	-152,22	75,32
HgCl <sub>2</sub> (кр.)	-228,24	140,02	-180,90	73,91
HgI <sub>2</sub> -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 <sub>2</sub> Br <sub>2</sub> (кр.)	-207,07	217,70	-181,35	88,70
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (кр.)	-265,06	192,76	-210,81	101,70
Hg <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (красн.)	-744,65	200,71	-627,51	131,96
In <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (кр.)	-925,92	107,95	-831,98	92,05
In <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (кр.)	-2725,50	302,08	-2385,87	275,00
KAl(SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (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 <sub>3</sub> (кр.)	-391,20	142,97	-289,80	100,25
KClO <sub>4</sub> (кр.)	-430,12	151,04	-300,58	112,40
KI (кр.)	-327,90	106,40	-323,18	53,00
KMnO <sub>4</sub> (кр.)	-828,89	171,54	-729,14	117,57
KNO <sub>3</sub> -α	-492,46	132,88	-392,75	96,29
KOH (кр.)	-424,72	79,28	-379,22	65,60
K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (кр.)	-1150,18	155,52	-1064,87	114,44
K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> (кр.)	-1385,74	200,00	-1277,84	146,00
K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (кр.)	-2067,27	291,21	-1887,85	219,70
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (кр.)	-1433,69	175,56	-1316,04	130,01

1	2	3	4	5
LaCl <sub>3</sub> (кр.)	-1070,68	144,35	-997,07	103,60
LiCl (кр.)	-408,27	59,30	-384,30	48,39
LiNO <sub>3</sub> (кр.)	-482,33	71,13	-374,92	83,26
LiOH (кр.)	-484,67	42,78	-439,00	49,58
Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (кр.)	-1216,00	90,16	-1132,67	96,20
Li <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (кр.)	-1435,86	114,00	-1321,28	117,60
MgCO <sub>3</sub> (кр.)	-1095,85	65,10	-1012,15	76,11
MgCl <sub>2</sub> (кр.)	-644,80	89,54	-595,30	71,25
MgF <sub>2</sub> (кр.)	-1124,2	51,20	-1067,32	61,59
MgO (кр.)	-601,49	27,07	-569,27	37,20
Mg(OH) <sub>2</sub> (кр.)	-924,66	63,18	-833,75	76,99
MgSO <sub>4</sub> (кр.)	-1287,42	91,55	-1173,25	95,60
MgSO <sub>4</sub> • 6H <sub>2</sub> O (кр.)	-3089,50	348,10	-2635,10	348,10
MnCO <sub>3</sub> (кр.)	-881,66	109,54	-811,40	81,50
MnCl <sub>2</sub> (кр.)	-481,16	118,24	-440,41	72,97
MnO (кр.)	-385,10	61,50	-363,34	44,10
MnO <sub>2</sub> (кр.)	-521,49	53,14	-466,68	54,02
MnS (кр.)	-214,35	80,75	-219,36	49,92
Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (кр.)	-957,72	110,46	-879,91	107,50
M <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (кр.)	-1387,60	154,81	-1282,91	148,08
NH <sub>3</sub> (ж.)	-69,87	—	—	80,75
NH <sub>3</sub> (г.)	-45,94	192,66	-16,48	35,16
NH <sub>4</sub> Al(SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (кр.)	-2353,50	216,31	-2039,80	226,40
NH <sub>4</sub> Cl-β	-314,22	95,81	-203,22	84,10
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (кр.)	-365,43	151,04	-183,93	139,33
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (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 <sub>2</sub> (г.)	34,19	240,06	52,29	36,66
N <sub>2</sub> O (г.)	82,01	219,83	104,12	38,62
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г.)	11,11	304,35	99,68	79,16
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (г.)	13,30	355,65	117,14	95,28
NaAlO <sub>2</sub> (кр.)	-1133,03	70,29	-1069,20	73,30
NaBr (кр.)	-361,41	86,82	-349,34	51,90
NaC <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> (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 <sub>3</sub> (кр.)	-947,30	102,10	-849,65	87,70
NaI (кр.)	-287,86	98,32	-284,59	52,50
NaNO <sub>3</sub> -α	-466,70	116,50	-365,97	93,05

1	2	3	4	5
NaOH- $\alpha$	-426,35	64,43	-380,29	59,66
NaOH (ж.)	$\Delta H_{95}^{\text{плавл}} = -6,36$	—	—	—
Na <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> (кр.)	-3276,70	189,50	-3081,80	186,80
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> - $\alpha$	-1130,80	138,80	-1048,20	111,30
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (ж.)	$\Delta H_{1127}^{\text{плавл}} = 33$	—	—	—
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> •10H <sub>2</sub> O (кр.)	-4077	2172	-3906	536
NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> (кр.)	-1544,90	127,57	-1394,24	116,94
Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> (кр.)	-1754,86	150,60	-1615,25	135,28
Na <sub>2</sub> O (кр.)	-417,98	75,06	-379,26	68,89
Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> - $\alpha$	-513,21	94,81	-449,81	90,89
Na <sub>2</sub> S (кр.)	-374,47	79,50	-358,13	84,93
Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> (кр.)	-1089,43	146,02	-1001,21	120,08
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> - $\alpha$	-1387,21	149,62	-1269,50	128,35
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> - $\beta$	$\Delta H_{522}^{\alpha \rightarrow \beta} = 10,8$	—	—	—
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> - $\gamma$	$\Delta H_{980}^{\beta \rightarrow \gamma} = 0,33$	—	—	—
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> • 10H <sub>2</sub> O (кр.)	-4324,75	591,87	-3644,09	547,46
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (ж.)	$\Delta H_{1157}^{\text{пл}} = 23,0$	—	—	—
Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (кр.)	-1117,13	(225)	(-1043)	145,98
Na <sub>2</sub> SiF <sub>6</sub> (кр.)	-2849,72	214,64	-2696,29	—
Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> (кр.)	-1561,43	113,76	-1467,50	111,81
Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> (ж.)	$\Delta H_{1361}^{\text{пл}} = 51,8$	—	—	—
Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> (стекл.)	-1541,64	—	—	179,20
Na <sub>2</sub> Si <sub>2</sub> O <sub>5</sub> - $\alpha$	-2470,07	164,05	-2324,39	156,50
Na <sub>2</sub> Si <sub>2</sub> O <sub>5</sub> - $\beta$	$\Delta H_{951}^{\alpha \rightarrow \beta} = 0,42$	—	—	—
Na <sub>2</sub> Si <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (ж.)	$\Delta H_{1147}^{\text{плавл}} = 35,56$	—	—	—
Na <sub>2</sub> Si <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (стекл.)	-2443,04	—	—	—
Na <sub>3</sub> AlF <sub>6</sub> - $\alpha$	-3309,54	283,49	-3158,53	219,51
Na <sub>3</sub> AlF <sub>6</sub> - $\beta$	$\Delta H_{834}^{\alpha \rightarrow \beta} = 9,29$	—	—	—
Na <sub>3</sub> AlF <sub>6</sub> (ж.)	$\Delta H_{1279}^{\text{плавл}} = 107,28$	—	—	—
Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (кр.)	-1924,64	224,68	-1811,31	153,57
Na <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub> (кр.)	-2106,64	195,81	-1976,07	184,72
NiCl <sub>2</sub> (кр.)	-304,18	98,07	-258,03	71,67
NiO- $\alpha$	-239,74	37,99	-211,60	44,31
NiS (кр.)	-79,50	52,97	-76,87	47,11
NiSO <sub>4</sub> (кр.)	-873,49	103,85	-763,76	97,70
PCl <sub>3</sub> (ж.)	-320,91	218,49	-274,08	131,38

1	2	3	4	5
PCl <sub>3</sub> (г.)	-287,02	311,71	-267,98	71,84
PCl <sub>5</sub> (кр.)	-445,89	170,80	-318,36	(138)
PCl <sub>5</sub> (г.)	-374,89	364,47	-305,10	112,97
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (ж.)	(-1097)	(142)	(-1023)	144,4
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (кр.)	-1507,2	140,3	-1371,7	(41,8)
P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> (кр.)	-2984,03	228,86	-2697,60	211,71
P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> (г.)	-2894,49	394,55	-2657,46	190,79
PbBr <sub>2</sub> (кр.)	-282,42	161,75	-265,94	80,54
PbCO <sub>3</sub> (кр.)	-699,56	130,96	-625,87	87,45
PbCl <sub>2</sub> (кр.)	-359,82	135,98	-314,56	76,99
PbCl <sub>2</sub> (ж.)	$\Delta H_{\text{плавл}}^{768} = 23,85$	—	—	—
PbCl <sub>2</sub> (г.)	-173,64	315,89	-182,02	55,23
PbI <sub>2</sub> (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 <sub>2</sub> (кр.)	-276,56	71,92	-217,55	64,77
Pb <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (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 <sub>4</sub> (кр.)	-920,48	148,57	-813,67	103,22
PtCl <sub>2</sub> (кр.)	-106,69	219,79	-93,35	(75,52)
PtCl <sub>4</sub> (кр.)	-229,28	267,88	-163,80	(150,86)
RaCl <sub>2</sub> (кр.)	-887,6	144,4	(-842,9)	(80,25)
Ra(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (кр.)	-992,27	217,71	(-795,5)	—
RaO (кр.)	-544	(71)	(-513)	(46,5)
RaSO <sub>4</sub> (кр.)	-1473,75	142,35	(-1363,2)	—
SO <sub>2</sub> (г.)	-296,90	248,07	-300,21	39,87
[SO <sub>2</sub> ] (в.)	-323	162	-301	—
SO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (ж.)	-394,13	216,31	-321,49	133,89
SO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (г.)	-363,17	311,29	-318,85	77,40
SO <sub>3</sub> (г.)	-395,85	256,69	-371,17	50,09
SO <sub>3</sub> (ж.)	-468	122	-373	—
SO <sub>3</sub> (тв.)	-465	52	-369	—
SbCl <sub>3</sub> (кр.)	-381,16	183,26	-322,45	110,46
SbCl <sub>3</sub> (г.)	-311,96	338,49	-299,54	77,40
Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (кр.)	-715,46	132,63	-636,06	111,76
Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (кр.)	-1007,51	125,10	-864,74	117,61
Sb <sub>4</sub> O <sub>6</sub> (кр.)	-1417,12	282,00	-1263,10	223,80
Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub> (черн.)	-157,74	181,59	-156,08	123,22

1	2	3	4	5
SiCl <sub>4</sub> (ж.)	-687,85	239,74	-620,75	145,27
SiCl <sub>4</sub> (г.)	-657,52	330,95	-617,62	90,37
SiF <sub>4</sub> (г.)	-1614,94	282,38	-1572,66	73,64
SiH <sub>4</sub> (г.)	34,73	204,56	57,18	42,89
SiO <sub>2</sub> (кварц-α)	-910,94	41,84	-856,67	44,43
SiO <sub>2</sub> (кварц-β)	$\Delta H^{\alpha \rightarrow \beta}_{846} =$ 0,63	—	—	—
SiO <sub>2</sub> (тридимит-α)	-909,06	43,51	-855,29	44,60
SiO <sub>2</sub> (тридимит-β)	$\Delta H^{\alpha \rightarrow \beta}_{390} =$ 0,29	—	—	—
SiO <sub>2</sub> (кristобалит-α)	-909,48	42,68	-855,46	44,18
SiO <sub>2</sub> (кristобалит-β)	$\Delta H^{\alpha \rightarrow \beta}_{515} =$ 1,30	—	—	—
SiO <sub>2</sub> (стекл.)	-903,49	46,86	-850,71	44,35
SnCl <sub>2</sub> (кр.)	-330,95	131,80	-288,40	75,58
SnCl <sub>2</sub> (ж.)	$\Delta H^{\text{плавл}}_{520} =$ 14,52	—	—	—
SnCl <sub>4</sub> (ж.)	-528,86	258,99	-457,74	165,27
SnCl <sub>4</sub> (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 <sub>2</sub> (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 <sub>4</sub> (кр.)	-1444,74	117,57	-1332,42	107,79
TeCl <sub>4</sub> (кр.)	-323,84	200,83	-236,00	138,49
TeF <sub>6</sub> (г.)	-1369,00	335,89	-1273,11	117,32
TeO <sub>2</sub> (кр.)	-323,42	74,06	-269,61	63,88
Th(OH) <sub>4</sub> (кр.)	-1764,7	134	-1588,6	—
ThO <sub>2</sub> (кр.)	-1226,75	65,23	-1169,15	61,76
ThS <sub>2</sub> (кр.)	-627,60	96,23	-621,34	74,67
Th(SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (кр.)	-2541,36	148,11	-2306,04	173,46
TiCl <sub>4</sub> (ж.)	-804,16	252,40	-737,32	145,20
TiCl <sub>4</sub> (г.)	-763,16	354,80	-726,85	95,45
TiO <sub>2</sub> (рутил)	-944,75	50,33	-889,49	55,04
TiO <sub>2</sub> (анагаз)	-933,03	49,92	-877,65	55,21
TiCl (кр.)	-204,18	111,29	-184,98	52,70
TiCl (г.)	-68,41	256,06	-92,38	36,23

1	2	3	4	5
Tl <sub>2</sub> O (кр.)	-167,36	134,31	-138,57	68,54
UF <sub>4</sub> (кр.)	-1910,37	151,67	-1819,74	115,98
UF <sub>4</sub> (ж.)	$\Delta H_{\text{плавл}}^{1309} = 58,6$	—	—	—
UF <sub>4</sub> (г.)	-1591,55	349,36	-1559,87	90,79
UF <sub>6</sub> (кр.)	-2188,23	227,61	-2059,82	167,49
UF <sub>6</sub> (ж.)	$\Delta H_{\text{плавл}}^{337} = 19,22$	—	—	—
UF <sub>6</sub> (г.)	-2138,61	377,98	-2055,03	129,74
UO <sub>2</sub> (кр.)	-1084,91	77,82	-1031,98	63,71
UO <sub>2</sub> F <sub>2</sub> (кр.)	-1637,20	135,56	-1541,06	103,05
UO <sub>2</sub> (NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (кр.)	-1348,99	276,33	-1114,76	—
U <sub>3</sub> O <sub>8</sub> (кр.)	-3574,81	282,42	-3369,50	237,24
WO <sub>3</sub> (кр.)	-842,91	75,90	-764,11	72,79
WS <sub>2</sub> (кр.)	-259,41	64,85	-249,98	63,55
ZnCO <sub>3</sub> (кр.)	-812,53	80,33	-730,66	80,08
ZnCl <sub>2</sub> (кр.)	-415,05	111,46	-369,39	67,53
ZnCl <sub>2</sub> (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 <sub>4</sub> (кр.)	-981,36	110,54	-870,12	99,06
Zn(OH) <sub>2</sub> (кр.)	-645,43	76,99	-555,92	74,27
ZrCl <sub>4</sub> (кр.)	-979,77	181,42	-889,27	119,77
ZrCl <sub>4</sub> (г.)	-869,31	368,19	-834,50	98,32
ZrO <sub>2</sub> -α	-1097,46	50,36	-1039,72	56,05
<b>Органические соединения</b>				
CCl <sub>4</sub> (ж.)	-132,84	216,19	-62,66	131,70
CH <sub>4</sub> (г.)	-74,85	186,27	-50,85	35,71
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г.)	226,75	200,82	209,21	43,93
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (г.)	52,30	219,45	68,14	43,56
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (г.)	-84,67	229,49	-32,93	63,64
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> (г.) пропен	20,4	267	62,7	63,9
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> (г.) циклопропан	53,3	237	104,4	55,9
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (г.)	-103,9	270	-23,5	73,5
C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> (г.) 1-бутен	-0,13	305,60	71,26	85,7
C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> (г.) 2-бутен <i>цис</i>	-6,99	300,83	65,82	78,9
C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> (г.) 2-бутен <i>транс</i>	-11,17	296,48	62,94	87,8
C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> (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
$HCNO$ (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.) аце- тон	-248,11	200,41	-155,42	125,0
<b>Ионы в водных растворах</b>				
$Ag^+$	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 <sup>2+</sup>	-462	-120	-455	
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	-105	140	-37	
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	-207	147	-111	
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	-133	113	-80	
Na <sup>+</sup>	-240	58	-262	
OH <sup>-</sup>	-230	-11	-157	
S <sup>2-</sup>	32,6	-15	85	
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	-638	-38	-487	
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	-909	18	-744	
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	-1277	-220	-1019	

## ПРИЛОЖЕНИЕ 6

### Энергия кристаллических решеток

Приведены значения энергии разрушения решетки на ионы (кДж/моль).

Катионы	Анионы							
	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	H <sup>-</sup>	O <sup>2-</sup>	OH <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>
Li <sup>+</sup>	1044,3	862,3	819,6	764,6	923,0	–	–	–
Na <sup>+</sup>	925,9	788,3	753,1	705,8	810,0	–	–	–
K <sup>+</sup>	823,0	717,5	609,5	649,3	692,5	–	–	–
Rb <sup>+</sup>	789,9	692,1	666,9	629,7	680,3	–	–	–
Cs <sup>+</sup>	755,2	669,0	646,8	613,4	655,2	–	–	–
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	818,4	642,6	617,5	579,9	–	–	–	–
Ag <sup>+</sup>	872,8	784,9	759,8	738,9	–	2457,5	–	–
Cu <sup>2+</sup>	–	2763,9	–	–	–	4144,7	–	3726,3
Mg <sup>2+</sup>	2914,6	2500,3	2412,5	2303,7	–	3952,2	–	3324,3
Ca <sup>2+</sup>	2613,3	2240,9	2157,3	2065,2	–	3533,8	2584,0	3107,0
Sr <sup>2+</sup>	2462,7	2123,8	2048,5	1948,1	–	3320,4	2416,7	2902,0
Ba <sup>2+</sup>	2316,2	2023,4	1952,5	1847,6	–	3140,5	2299,5	2738,8
Zn <sup>2+</sup>	–	2688,6	2051,0	2596,6	–	4061,0	–	3441,7
Cd <sup>2+</sup>	2638,4	2504,5	2050,6	2358,1	–	3655,1	–	3228,4



**Константы ионизации кислот при 25 °С**

Кислота	Основание	$K_a$	Кислота	Основание	$K_a$
$Al(H_2O)_6^{3+}$	$Al(H_2O)_5OH^{2+}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	$H_3AsO_4$	$H_2AsO_4^-$	$5,6 \cdot 10^{-3}$
$CH_3COOH$	$CH_3COO^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$H_2AsO_4^-$	$HAso_4^{2-}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$
$H_2CO_3$	$HCO_3^-$	$5 \cdot 10^{-7}$	$HAsO_4^{2-}$	$AsO_4^{3-}$	$3,0 \cdot 10^{-13}$
$HCO_3^-$	$CO_3^{2-}$	$5 \cdot 10^{-11}$	$H_3BO_3 \cdot H_2O$	$B_3O_7^{2-}$	$8 \cdot 10^{-7}$
$Cu(H_2O)_6^{2+}$	$Cu(H_2O)_5OH^+$	$5 \cdot 10^{-8}$		$[B(OH)_4]^-$	$5 \cdot 10^{-10}$
$Fe(H_2O)_6^{2+}$	$Fe(H_2O)_5OH^+$	$1,8 \cdot 10^{-7}$		$[B_3O_3(OH)_4]^-$	$4 \cdot 10^{-8}$
$Fe(H_2O)_6^{3+}$	$Fe(H_2O)_5OH^{2+}$	$6,3 \cdot 10^{-3}$	$H_3PO_2$	$H_2PO_2^-$	$8 \cdot 10^{-2}$
$HAsO_2$	$AsO_2^-$	$6,0 \cdot 10^{-10}$	$H_3PO_3$	$H_2PO_3^-$	$3,1 \cdot 10^{-2}$
$HBrO$	$BrO^-$	$2,2 \cdot 10^{-9}$	$H_2PO_3^-$	$HPO_3^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{-7}$
$HCN$	$CN^-$	$7 \cdot 10^{-10}$	$H_3PO_4$	$H_2PO_4^-$	$7,6 \cdot 10^{-3}$
$HCOOH$	$HCOO^-$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	$H_2PO_4^-$	$HPO_4^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-8}$
$HClO$	$ClO^-$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	$HPO_4^{2-}$	$PO_4^{3-}$	$3,5 \cdot 10^{-13}$
$HClO_2$	$ClO_2^-$	$1,1 \cdot 10^{-2}$	$H_3VO_4 (?)$	$H_2VO_4^-$	$3 \cdot 10^{-5}$
$HF$	$F^-$	$6,2 \cdot 10^{-4}$	$H_2VO_4^-$	$HVO_4^{2-}$	$1 \cdot 10^{-9}$
$HIO$	$IO^-$	$2,3 \cdot 10^{-11}$	$HVO_4^{2-}$	$VO_4^{3-}$	$7 \cdot 10^{-12}$
$HIO_3$	$IO_3^-$	$1,7 \cdot 10^{-1}$	$H_4SiO_4$	$H_3SiO_4^-$	$1,6 \cdot 10^{-10}$
$HN_3$	$N_3^-$	$1,9 \cdot 10^{-5}$	$H_3SiO_4^-$	$H_2SiO_4^{2-}$	$2 \cdot 10^{-12}$
$HNCO$	$OCN^-$	$3,5 \cdot 10^{-4}$	$H_2SiO_4^{2-}$	$HSiO_4^{3-}$	$1 \cdot 10^{-12}$
$HNCS$	$NCS^-$	$1,4 \cdot 10^{-1}$	$HSiO_4^{3-}$	$SiO_4^{4-}$	$2 \cdot 10^{-14}$
$HNO_2$	$NO_2^-$	$5,1 \cdot 10^{-4}$	$H_4XeO_6$	$H_3XeO_6^-$	$1 \cdot 10^{-2}$
$H_2CrO_4$	$HCrO_4^-$	$1,6 \cdot 10^{-1}$	$H_2XeO_6^-$	$H_2XeO_6^{2-}$	$1 \cdot 10^{-6}$
$HCrO_4^-$	$CrO_4^{2-}$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	$H_2XeO_6^{2-}$	$HXeO_6^{3-}$	$1 \cdot 10^{-11}$
$HSO_4^-$	$SO_4^{2-}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$H_5IO_6$	$H_4IO_6^-$	$2,5 \cdot 10^{-2}$
$HSeO_4^-$	$SeO_4^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-2}$	$H_4IO_6^-$	$H_3IO_6^{2-}$	$4,3 \cdot 10^{-9}$
$H_2O$	$OH^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$	$H_3IO_6^{2-}$	$H_2IO_6^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-15}$
$H_2O_2$	$HO_2^-$	$2,0 \cdot 10^{-12}$	$H_6TeO_6$	$H_5TeO_6^-$	$2,5 \cdot 10^{-8}$
$H_2S$	$HS^-$	$1 \cdot 10^{-7}$	$H_5TeO_6^-$	$H_4TeO_6^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-11}$
$HS^-$	$S^{2-}$	$1 \cdot 10^{-13}$	$H_4TeO_6^{2-}$	$H_3TeO_6^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-15}$
$H_2S_2O_3$	$HS_2O_3^-$	$2,5 \cdot 10^{-1}$	$NH_4^+$	$NH_4OH$	$5,5 \cdot 10^{-10}$
$HS_2O_3^-$	$S_2O_3^{2-}$	$1,9 \cdot 10^{-2}$	$N_2H_5^+$	$N_2H_5OH$	$6 \cdot 10^{-9}$
$H_2Se$	$HSe^-$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$N_2H_6^{2+}$	$N_2H_5^+$	$1,6 \cdot 10^1$
$HSe^-$	$Se^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	$NH_3OH^+$	$NH_3OH^+ + H_2O$	$9 \cdot 10^{-7}$
$H_2SeO_3$	$HSeO_3^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$H_2SO_3$	$HSO_3^-$	$1,7 \cdot 10^{-2}$
$HSeO_3^-$	$SeO_3^{2-}$	$3,2 \cdot 10^{-9}$	$HSO_3^-$	$SO_3^{2-}$	$1 \cdot 10^{-7}$
$H_2Te$	$HTe^-$	$2,3 \cdot 10^{-3}$	$Zn^{2+} + H_2O$	$ZnOH^+$	$2 \cdot 10^{-8}$
$HTe^-$	$Te^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	$ZnOH^+ + H_2O$	$Zn(OH)_2$	$8 \cdot 10^{-10}$
$H_2TeO_3$	$HTeO_3^-$	$2,7 \cdot 10^{-3}$	$Zn(OH)_2 + H_2O$	$[Zn(OH)_3]^-$	$1 \cdot 10^{-12}$
$HTeO_3^-$	$TeO_3^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-8}$	$[Zn(OH)_3]^-$	$[Zn(OH)_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-13}$

**Константы ионизации оснований в воде при 25 °С**

Формула основания		$K_b$	Формула основания		$K_b$
AgOH		$5,0 \cdot 10^{-3}$	$C_6H_5CH_2NH_2$ бензиламин		$2 \cdot 10^{-5}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$K_1$	$1 \cdot 10^{-8}$	Fe(OH) <sub>2</sub>	$K_1$	$1,2 \cdot 10^{-2}$
	$K_2$	$2 \cdot 10^{-9}$		$K_2$	$5,5 \cdot 10^{-8}$
	$K_3$	$1 \cdot 10^{-9}$	$NH_3 \cdot aq$		$1,8 \cdot 10^{-5}$
Ba(OH) <sub>2</sub>	$K_2$	$2 \cdot 10^{-1}$	$N_2H_4 \cdot aq$	$K_1$	$9,3 \cdot 10^{-7}$
Ca(OH) <sub>2</sub>	$K_2$	$4,0 \cdot 10^{-2}$		$K_2$	$10^{-15}$
$CH_3NH_2 \cdot aq$		$4 \cdot 10^{-4}$	$NH_2OH \cdot aq$		$8,9 \cdot 10^{-9}$
$C_2H_5NH_2$		$3 \cdot 10^{-4}$	Pb(OH) <sub>2</sub>	$K_1$	$9,6 \cdot 10^{-4}$
$C_3H_7NH_2$		$6 \cdot 10^{-4}$		$K_2$	$3,0 \cdot 10^{-8}$
$C_4H_9NH_2$		$5 \cdot 10^{-4}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$K_1$	$4,4 \cdot 10^{-5}$
$C_6H_5NH_2$ анилин		$4 \cdot 10^{-10}$		$K_2$	$5 \cdot 10^{-7}$

ПРИЛОЖЕНИЕ 8

Произведения растворимости веществ

Вещество	ПР	Вещество	ПР	Вещество	ПР
Ag <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-21}$	CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \cdot 10^{-9}$	HgS	$4 \cdot 10^{-53}$
AgBr	$4,4 \cdot 10^{-13}$	CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$2,5 \cdot 10^{-9}$	MgCO <sub>3</sub>	$2 \cdot 10^{-4}$
AgBrO <sub>3</sub>	$4,0 \cdot 10^{-5}$	CaF <sub>2</sub>	$3,4 \cdot 10^{-11}$	Mg(OH) <sub>2</sub>	$5,5 \cdot 10^{-12}$
AgCN	$7 \cdot 10^{-15}$	Ca(OH) <sub>2</sub>	$5,5 \cdot 10^{-6}$	Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-13}$
AgCNS	$1,2 \cdot 10^{-12}$	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-25}$	MnCO <sub>3</sub>	$8,8 \cdot 10^{-10}$
AgCH <sub>3</sub> COO	$4,4 \cdot 10^{-3}$	CaSO <sub>4</sub>	$6,1 \cdot 10^{-5}$	Mn(OH) <sub>2</sub>	$4 \cdot 10^{-14}$
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$6,2 \cdot 10^{-12}$	CdCO <sub>3</sub>	$5,2 \cdot 10^{-12}$	MnS	$7 \cdot 10^{-17}$
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$	Cd(OH) <sub>2</sub>	$6 \cdot 10^{-15}$	NiCO <sub>3</sub>	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$4,1 \cdot 10^{-12}$	CdS	$1,2 \cdot 10^{-28}$	Ni(OH) <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-15}$
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	Co(OH) <sub>2</sub>	$6,3 \cdot 10^{-15}$	NiS	$2 \cdot 10^{-28}$
AgIO <sub>3</sub>	$3,5 \cdot 10^{-8}$	CoS	$3,1 \cdot 10^{-28}$	PbBr <sub>2</sub>	$9,2 \cdot 10^{-6}$
AgNO <sub>2</sub>	$7,2 \cdot 10^{-4}$	Cr(OH) <sub>3</sub>	$6,7 \cdot 10^{-31}$	PbCO <sub>3</sub>	$3,3 \cdot 10^{-14}$
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$1,5 \cdot 10^{-21}$	CuBr	$4,2 \cdot 10^{-8}$	PbCrO <sub>4</sub>	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Ag <sub>2</sub> S	$5,7 \cdot 10^{-51}$	CuCl	$1 \cdot 10^{-6}$	PbCl <sub>2</sub>	$2,1 \cdot 10^{-5}$
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$7,7 \cdot 10^{-5}$	CuI	$1 \cdot 10^{-12}$	PbI <sub>2</sub>	$9,8 \cdot 10^{-9}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$5,0 \cdot 10^{-33}$	Cu <sub>2</sub> S	$3,6 \cdot 10^{-50}$	Pb(OH) <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-15}$
BaCO <sub>3</sub>	$8,1 \cdot 10^{-9}$	Cu(OH) <sub>2</sub>	$5 \cdot 10^{-19}$	PbS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-7}$	CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$	PbSO <sub>4</sub>	$1 \cdot 10^{-8}$
BaCrO <sub>4</sub>	$2,4 \cdot 10^{-10}$	FeCO <sub>3</sub>	$2,1 \cdot 10^{-11}$	Sb(OH) <sub>3</sub>	$5 \cdot 10^{-26}$
BaF <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-6}$	Fe(OH) <sub>2</sub>	$1,7 \cdot 10^{-15}$	Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$2,9 \cdot 10^{-59}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) <sub>3</sub>	$3,8 \cdot 10^{-38}$	ZnS (α)	$1 \cdot 10^{-25}$
BaSO <sub>3</sub>	$8 \cdot 10^{-7}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$	ZnS (β)	$8 \cdot 10^{-24}$

Учебное издание

**Губанов**, Александр Иридиевич  
**Ельцов** Илья Владимирович  
**Емельянов** Вячеслав Алексеевич  
**Брылев** Константин Александрович  
**Свинцицкий** Дмитрий Антонович  
**Чупахин** Алексей Павлович

## **ХИМИЯ**

### **ВВЕДЕНИЕ В ОБЩУЮ И НЕОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ**

Учебно-методический комплекс

Редактор *Д.И. Ковалева*

Подписано в печать

Формат 60x84 1/16. Уч.-изд. л. \_\_. Усл. печ. л. \_\_.

Тираж 100 экз. Заказ №

Редакционно-издательский центр НГУ.  
630090, Новосибирск, ул. Пирогова, 2.