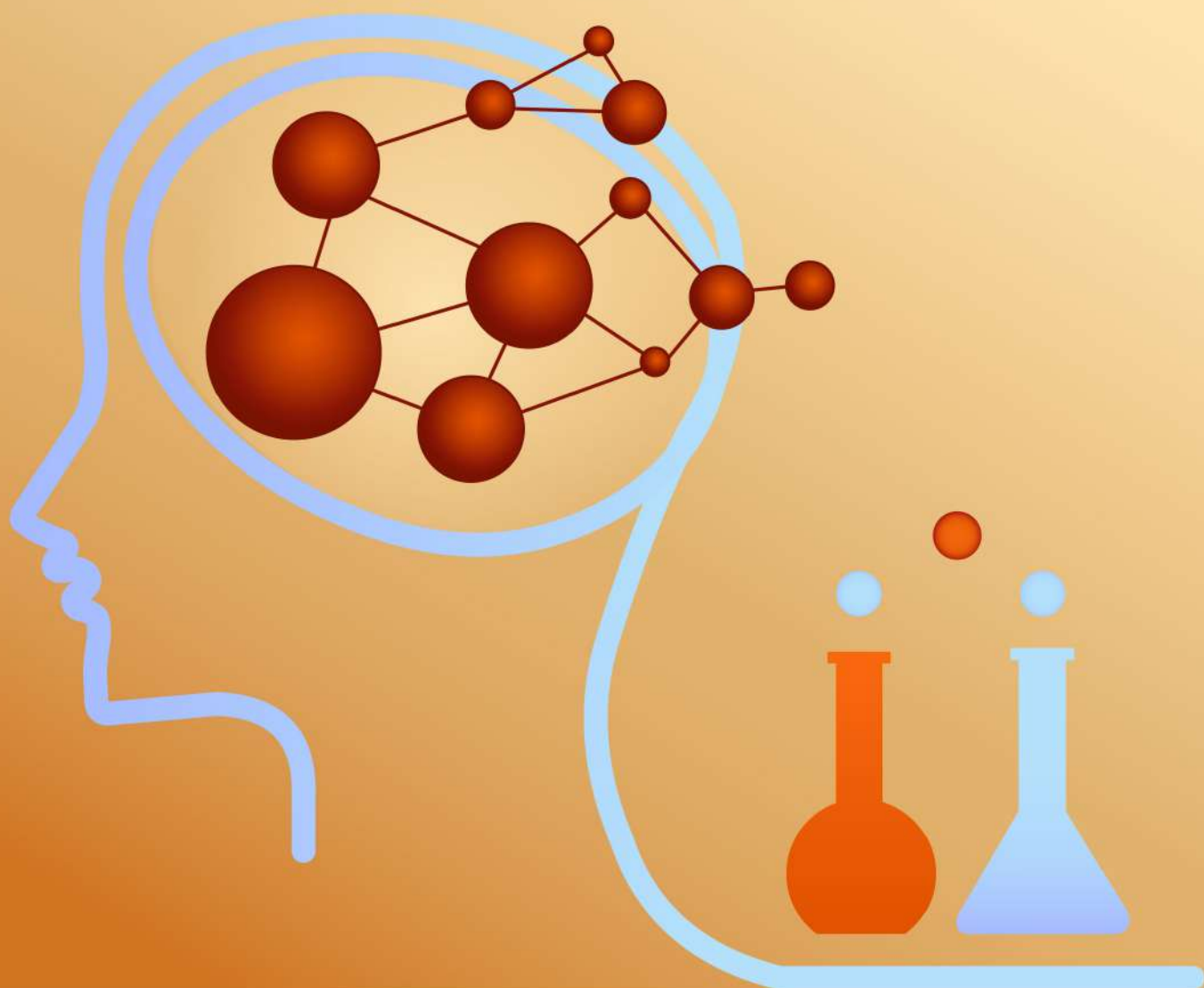


ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

АДАПТИВНЫЙ КУРС

А.А. Белохвостов, Е.Я. Аршанский, И.С. Борисевич



Министерство образования Республики Беларусь
Учреждение образования «Витебский государственный
университет имени П.М. Машерова»
Кафедра химии

**А.А. Белохвостов, Е.Я. Аршанский,
И.С. Борисевич**

Важнейшие классы неорганических соединений

Адаптивный курс

*Витебск
ВГУ имени П.М. Машерова
2020*

УДК 54+546(075.8)
ББК 24.1я73
Б43

Печатается по решению научно-методического совета учреждения образования «Витебский государственный университет имени П.М. Машерова». Протокол № 6 от 18.06.2020 г.

Авторы: доцент кафедры химии ВГУ имени П.М. Машерова, кандидат педагогических наук **А.А. Белохвостов**; профессор кафедры химии ВГУ имени П.М. Машерова, доктор педагогических наук **Е.Я. Аршанский**; доцент кафедры химии ВГУ имени П.М. Машерова, кандидат педагогических наук **И.С. Борисевич**

Рецензенты:
кафедра химии УО «БГПУ имени М. Танка»;
заведующий кафедрой общей, физической и коллоидной химии УО «ВГМУ», доктор педагогических наук, доцент **З.С. Кунцевич**

Белохвостов, А.А.

Б43 Важнейшие классы неорганических соединений : адаптивный курс / А.А. Белохвостов, Е.Я. Аршанский, И.С. Борисевич. – Витебск : ВГУ имени П.М. Машерова, 2020. – 99 с.
ISBN 978-985-517-751-8.

Предлагаемое издание в обобщенном виде включает материал учебного предмета «Химия» и основы содержания вузовского курса общей химии. В нем раскрыты классификация, номенклатура и важнейшие химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей, даны очерки об истории их открытия, представлены расчетные задачи, лабораторный практикум, компьютерные программы для выполнения виртуального химического эксперимента, тематика исследовательских работ студентов и контролирующие материалы.

Адресуется первокурсникам и учащимся химико-биологических классов, планирующим продолжить химическое образование в университете.

УДК 54+546(075.8)
ББК 24.1я73

ISBN 978-985-517-751-8

© Белохвостов А.А., Аршанский Е.Я., Борисевич И.С., 2020
© ВГУ имени П.М. Машерова, 2020

О Г Л А В Л Е Н И Е

ВВЕДЕНИЕ	5
Химический язык как средство познания и обучения	5
ГЛАВА 1. ОБЩИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ	11
1.1. Классификация и номенклатура неорганических соединений	11
1.2. Оксиды	16
1.3. Кислоты	20
1.4. Основания	24
1.5. Соли	28
1.6. Взаимосвязь между важнейшими классами неорганических соединений	35
ГЛАВА 2. ХИМИЯ: ИСТОРИЯ И СОВРЕМЕННОСТЬ	37
2.1. Страницы истории открытия оксидов	37
2.2. Летопись открытия кислот, оснований и солей	40
2.3. А.Л. Лавуазье и создание первой химической номенклатуры	43
2.4. ИЮПАК: история создания и основные направления работы	45
ГЛАВА 3. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ	47
3.1. Получение кислотного и основного оксидов	47
3.2. Получение кислоты	47
3.3. Получение щелочи, нерастворимого основания и амфотерного гидроксида	48
3.4. Получение средней, кислой и основной солей	49
3.5. Взаимосвязь между важнейшими классами неорганических соединений («опыты в одной пробирке»)	50
ГЛАВА 4. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ В ХИМИИ	51
4.1. Количественные расчеты по уравнениям химических реакций	51
4.2. Образование солей различного состава	54
ГЛАВА 5. КОМПЬЮТЕРНАЯ ХИМИЯ	62
5.1. Компьютерное моделирование в химии	62

5.2. Виртуальный эксперимент и виртуальные химические лаборатории	66
ГЛАВА 6. НАЧАЛА ХИМИЧЕСКИХ ИССЛЕДОВАНИЙ	73
Классификация химических реактивов и нормативно-технические требования к ним	73
6.2. Упаковка и маркировка химических реактивов	79
ГЛАВА 7. КОНТРОЛЬ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ	82
7.1. Оксиды	82
7.2. Кислоты	84
7.3. Основания	86
7.4. Соли	88
7.5. Взаимосвязь между важнейшими классами неорганических соединений	90
ЛИТЕРАТУРА	93
ПРИЛОЖЕНИЯ	94

ВВЕДЕНИЕ

Химический язык как средство познания и обучения

Язык – это исторически сложившаяся система звуковых, словарных и грамматических средств, объективирующая работу мышления и являющаяся орудием общения, обмена мыслями и взаимного понимания людей в обществе (С.И. Ожегов). Любая наука излагает результаты познания на языке, удобном для описания знаний и отражения наиболее существенного. Язык химии включает, кроме естественного языка слов и предложений, весьма специфическую часть – химическую символику, терминологию и номенклатуру.

Химический язык – система условных обозначений и понятий, предназначенная для краткой, емкой и наглядной записи и передачи химической информации.

В отличие от живых (естественных) языков химический язык является формальным (искусственным). Основное различие состоит в том, что химический язык имеет жестко зафиксированный «химический алфавит» (символы химических элементов) и строгие правила «химической грамматики» (химическую номенклатуру) и «химического синтаксиса» (химическую терминологию). Именно в этом заключается информационная красота химического языка, представленная химическими формулами и уравнениями, позволяющая осуществлять на их основе количественные расчеты.

Таким образом, химический язык одновременно является и предметом, и средством изучения химии. Рассматривая химический язык как средство изучения химии, следует говорить о его огромном значении в химической науке и образовании (табл. 1).

Таблица 1

Значение химического языка в науке и образовании

Значение	Сущностная характеристика
Семантическое (от греч. <i>semantikos</i> – значение, смысл)	Обозначение химических знаков, формул и уравнений путем их интерпретации и связи с реальными химическими объектами
Грамматическое (от греч. <i>gramma</i> – буква, написание)	Определение единых четких правил, способов написания химических знаков, формул, уравнений, терминов и названий
Коммуникативное (от лат. <i>communicatio</i> – сообщение, связь)	Обеспечение общения между субъектами путем произношения, чтения, написания и слушания «химической речи»
Этимологическое (от греч. <i>etimon</i> – истина, происхождение)	Происхождение химических символов, терминов и названий
Семиотическое (от греч. <i>semeion</i> – знак, признак)	Роль химического языка как знаковой системы во взаимосвязи и сравнении с другими знаковыми системами



Анализируя роль химического языка в процессе обучения, важно отметить многообразие выполняемых им функций (табл. 2).

Таблица 2

Функции химического языка

Функция	Сущностная характеристика
Познавательная	Передача, восприятие, усвоение, хранение и трансформация (преобразование) химической информации
Информационная	Отражение информации о химических объектах с помощью соответствующих понятий, законов, теорий и фактов
Обобщающая	Осуществление перехода от эмпирических данных о химических объектах, полученных в результате наблюдения или выполнения эксперимента, к обобщенным понятиям и абстрактным символам
Систематизирующая	Упорядочение знаний о разнообразных химических объектах на основе использования единой символики, терминологии и номенклатуры
Воспитывающая	Формирование относительно локальной химической картины природы и правильного научного миропонимания
Развивающая	Развитие интеллектуальных способностей, обеспечивающих активную творческую деятельность
Интегративная	Лаконичное и емкое объединение и синтез разнообразной химической информации

Значение и функции химического языка наиболее полно раскрыты в работах М.С. Пак¹. Ею обоснованы принципы, на основе которых следует формировать и использовать химический язык:

- тесная взаимосвязь химического языка с реальными химическими объектами во избежание формализма в знаниях;
- целостность изучения всех компонентов содержания химического языка, отражающего реальные химические объекты;
- историзм, предусматривающий ретроспективу, современное состояние и перспективу развития химического языка;
- многостадийность формирования химического языка;
- многоуровневость изучения и применения химического языка;
- интеграция общего и индивидуального, качественного и количественного, формы и содержания, абстрактного и конкретного в описании химическим языком реальных объектов;
- единство химического языка и химических знаний.

Химический язык представляет собой структурное единство химической символики, терминологии и номенклатуры (табл. 3).

¹ Пак, М.С. Теория и методика обучения химии: учебник для вузов / М.С. Пак. – СПб.: Изд-во РГПУ имени А.И. Герцена, 2015. – 306 с.



Таблица 3

Структура химического языка и действия при его использовании

Структурные компоненты	Действия при использовании
Химическая символика	<ul style="list-style-type: none"> • Правильное произношение и запись химических знаков, формул и уравнений; • интерпретация качественной и количественной характеристики химических знаков, формул и уравнений; • осуществление взаимных переходов между реальными химическими объектами и отвечающей им химической символикой; • установление соответствия между химической символикой и названиями химических элементов, формул и уравнений
Химическая терминология	<ul style="list-style-type: none"> • Правильное произношение и запись химических терминов; • осознанное понимание химического содержания терминов; • осуществление взаимных переходов между терминами и химическими символами; • установление соответствия между химической информацией и терминами; • работа с терминологическими словарями и химическими энциклопедиями
Химическая номенклатура	<ul style="list-style-type: none"> • Чтение, произношение, запись и истолкование названий ионов, неорганических и органических веществ; извлечение из названий химической информации; • составление названий в соответствии с правилами международной номенклатуры; • осуществление взаимных переходов между названиями соединений и химическими формулами; • установление соответствия между тривиальными и международными названиями химических объектов

Рассмотрим каждый из структурных компонентов химического языка более подробно.

Химическая символика

Символика – это система условных знаков науки, которые обобщенно, условно обозначают объекты, явления, закономерности, обзорно раскрывают их существенные признаки, связи, отношения, дают им качественную и количественную характеристику.

Основоположником химической символики является шведский ученый Й.Я. Берцелиус. Разработанная им химическая символика не изменилась и до настоящего времени.

Символ химического элемента (химический знак) – условное обозначение химического элемента при помощи первой или первой и одной из последующих букв латинского названия элемента.



Химическая формула – условное изображение качественного и количественного состава вещества при помощи символов химических элементов (химических знаков) и индексов.

Химическое уравнение – условная запись химической реакции с помощью химических формул и коэффициентов.

Химическая терминология

Терминология – это совокупность терминов, употребляемых в какой-либо области науки.

Термин (от лат. *terminus* – предел, граница) – слово или сочетание слов, точно обозначающее определенное понятие, применяемое в науке, технике, искусстве.

Химическая терминология занимает особое место среди других систем терминов. Она является наиболее интернациональной и одной из самых значительных по объему. Терминология была введена в химию гениальным французским ученым А.Л. Лавуазье. Работа по упорядочению, систематизации и унификации химической терминологии началась еще в середине XIX века. Сегодня в условиях стремительного развития химической науки процесс возникновения новых терминов происходит с нарастающей скоростью.

Химические термины имеют самое различное происхождение. В лексический состав химии входят общенаучные (теория, эксперимент, анализ, структура, энергия, объем, масса, период), общетехнические (аппарат, автомат, механизм) и межотраслевые термины.

Для выражения новых понятий применяются уже существующие национальные и интернациональные языковые ресурсы. Например, фрагмент «крио» в переводе с греческого означает лед, холод. Отсюда: криолит – холодный камень (внешне похож на лед); кристаллы – лед, горный хрусталь. Слово «гигро», в переводе с греческого означающее влажность, и слово «гидро», означающее воду, входят фрагментами в современные слова: гигроскопичность (влажность + наблюдение); гидрофобность (вода + боязнь) и др.

Иногда греческое слово участвует в образовании многих терминов. Например, фрагмент «лиз», означающий разложение, дает начало следующим понятиям: гидролиз – разложение вещества с помощью воды; электролиз – разложение вещества электрическим током; пиролиз – разложение огнем.

Термины, происходящие от латинских слов, чаще всего означают какую-нибудь технологическую операцию, действие. Например: адсорбция – поглощение; ассоциация – соединение; диссоциация – разъединение; диффузия – распространение; нейтрализация – ни тот ни другой (реакция взаимодействия кислоты с основанием,



при которой ни кислоты, ни основания не остается). Наиболее универсальны греко-латинские части сложных слов: гидро-, гипер-, микро-, гетеро-, термо-, моно- и др.

Особую группу образуют термины, произошедшие от имен ученых и изобретателей. Например, бертоллиды – соединения переменного состава, названные в память о химике К.Л. Бертолле.

Существуют именные названия приборов – сосуд Дьюара, воронка Бюхнера, колба Вюрца, склянка Тищенко и т.д. Именные названия законов и правил: закон Авогадро, принцип Паули, правило Хунда (Гунда). Огромно число именных реакций, особенно в органической химии: реакции Кучерова, Зелинского, Вюрца и т.д.

Большое значение в образовании химических терминов имеют приставки (префиксы) и суффиксы (табл. 4, 5).

Таблица 4

Префиксальное образование химических терминов

Приставка	Значение	Примеры терминов
Моно-, ди-, три-, тетра- и др.	Один, два, три, четыре	Мономер, димер, тримеризация, тетраметилбензол
А-	Отсутствие признака, выраженного основной частью слова	Азот, анод, анион, азеотропный, аморфный
Пиро-	От греч. <i>πῦρ</i> – огонь	Пирометаллургия, пиролиз, пиротехника
Гидро-	От греч. <i>hydor</i> – вода	Гидрометаллургия, гидролиз, гидрофобность, гидрофильность
Де-	От лат. <i>de</i> – «от, из», обозначает процесс отделения, удаления, обратного действия	Дегидрирование, дегидратация, денатурация

Таблица 5

Суффиксальное образование химических терминов

Суффикс	Значение	Примеры терминов
-ени-	Действие, приводящее к какому-либо результату	Разложение, соединение, осаждение, растворение, горение
-ость	Отражает свойство	Жесткость, плотность, растворимость, окисляемость
-тель	Обозначает лицо или предмет, совершающий действие	Окислитель, растворитель, восстановитель
-ид	Показывает, что вещество состоит из двух элементов	Оксид, хлорид, бромид, фторид, иодид, нитрид
-ат	Указывает, что степень окисления элемента в кислотном остатке максимальная	Сульфат, фосфат, нитрат
-ит	Указывает, что степень окисления элемента в кислотном остатке промежуточная	Сульфит, фосфит, нитрит



Химическая номенклатура

Научная номенклатура (от лат. *nomenclatura*) – совокупность научных названий, употребляемых как система. Международная номенклатура принята в каждой конкретной науке. Она обеспечивает однозначную связь названий, терминов, формул, схем, конструкций и условных обозначений.

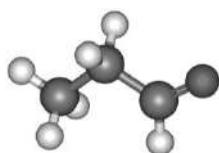
Химическая номенклатура – это совокупность названий индивидуальных химических соединений, их групп и классов, а также правила составления этих названий.

Как уже отмечалось, исторически сложившиеся названия химических объектов принято считать тривиальными. Они очень разнообразны, не подчинены единым систематическим принципам и не отражают особенностей строения химического соединения. Примерами тривиальных названий веществ являются рудничный газ, винный спирт, ванилин, сода и др.

Первую упрощенную химическую номенклатуру предложил А.Л. Лавуазье. Современная номенклатура химических соединений в основном базируется на правилах ИЮПАК. Она является средством передачи информации о качественном и количественном составе веществ, строении молекул и т.д.

Таким образом, химический язык позволяет в сокращенной форме фиксировать разные стороны и отношения своих объектов, выражать их в формульном виде. В языке химии, особенно в символическом, одновременно отражаются и результаты познания, и пути, которыми их можно получить. Эти особенности языка науки помогают целенаправленно осуществлять поиск синтезов новых веществ и материалов, оптимальных процессов, лежащих в их основе.

Химический язык имеет огромное значение в обучении химии. С его помощью передаются и приобретаются знания, формируются и развиваются важнейшие химические понятия. Химический язык участвует в познании конкретных веществ и химических реакций, в описании его результатов. С помощью химической символики в учебниках и учебных пособиях выражены разные понятия и теоретические построения, отражающие закономерности состава, строения и свойств веществ и их взаимодействий. Велико значение химического языка в повторении, совершенствовании и проверке знаний, умений и навыков, в активном применении их на практике. Все это позволяет считать химический язык важнейшим средством и методом обучения химии.



ГЛАВА 1. ОБЩИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

1.1. Классификация и номенклатура неорганических соединений

Классификация и номенклатура неорганических соединений основываются на химическом составе веществ (рис. 1).



Рис. 1. Классификация неорганических веществ

Исходя из состава молекул вещества делятся на простые и сложные.

Простые вещества – это вещества, молекулы которых состоят из атомов одного элемента. Простые вещества разделяются на металлы и неметаллы. Иногда целесообразно выделять полуметаллы (металлоиды). Соответствующие им химические элементы расположены в периодической системе на границе между металлами и неметаллами (кремний, бор, мышьяк, сурьма, теллур и др.).

В современной литературе приводится классификация простых веществ по физическим свойствам, на основе которой выделяют металлы, диэлектрики и проводники. *Металлы* обладают высокой электропроводностью, теплопроводностью, ковкостью, пластичностью и характерным металлическим блеском. При комнатной температуре все металлы, кроме ртути, находятся в твердом состо-



янии. *Диэлектрики* не проводят электрический ток и обладают низкой теплопроводностью. При обычных условиях диэлектрики могут быть твердыми (сера, йод), жидкими (бром) или газообразными (кислород, водород) веществами. *Полупроводники* (кремний, германий) по своим механическим свойствам похожи на диэлектрики, но обладают существенно большей электропроводностью, которая возрастает при нагревании. Этим они отличаются от металлов, электропроводность которых с ростом температуры уменьшается.

Сложные вещества (химические соединения) – это вещества, молекулы которых состоят из атомов разного вида (атомов различных химических элементов). Сложные вещества подразделяются на четыре основные группы или класса: оксиды, кислоты, основания и соли. Ведущий принцип составления формул таких веществ заключается в том, что электроположительную составляющую (катион) всегда помещают на первое место. Если в соединении содержится более одного катиона или аниона, то внутри каждого класса составляющих при написании формулы соблюдается алфавитный порядок их символов.

Химическая номенклатура является важнейшей частью профессионального языка химиков и представляет собой совокупность правил составления химических формул, а также способов названий индивидуальных химических веществ.

Цель номенклатуры – дать систематические и стандартные названия химическим веществам на таком уровне детализации, чтобы ими можно было пользоваться без дополнительной информации о свойствах веществ.

В современной химии наиболее употребительной является *номенклатура ИЮПАК* (транслитерация англ. аббревиатуры *IUPAC – International Union of Pure and Applied Chemistry* – Международный союз теоретической и прикладной химии), которую также называют *международной*. По правилам номенклатуры ИЮПАК каждое вещество в соответствии с его формулой получает *систематическое название*, полностью отражающее его состав. Таких названий может быть несколько. Например, оксид серы(VI) или триоксид серы – SO_3 .

Кроме систематических существуют *полусистематические названия*, которые дают некоторую информацию о соединении, но недостаточную, чтобы представить состав соединения без дополнительной информации (серная кислота, тиосерная кислота). Систематическим название становится лишь тогда, когда воспроизводит стехиометрическую формулу с общепринятым образцом. Такой уровень систематической номенклатуры дает информацию о строении вещества.



Комиссия ИЮПАК справедливо считает, что можно применять некоторые разумно сложившиеся и прочно вошедшие в употребление тривиальные названия, например, сода (Na_2CO_3), поташ (K_2CO_3), медный купорос ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), негашеная известь (CaO). Однако следует отказаться от псевдонаучных устаревших названий типа сульфат магнезии (MgSO_4), азотный ангидрид (N_2O_5), карбонат извести (CaCO_3) и др.

Ведущие принципы и рекомендации ИЮПАК в отношении номенклатуры неорганических веществ состоят в следующем.

Простые вещества называют так же, как и соответствующие химические элементы.

В основу номенклатуры ИЮПАК сложных неорганических веществ положены названия (или их производные) элементов, входящих в состав вещества. Для названия неорганических веществ ключевое значение имеют три системы:

- простая номенклатура присоединения;
- координационная номенклатура;
- заместительная номенклатура.

Каждая из этих систем имеет свою логику и набор правил для составления химического названия.

Каков бы ни был тип номенклатуры, названия формируются из следующих составных частей:

- корни названий элементов;
- числительные приставки;
- приставки замещения;
- суффиксы, указывающие на присутствие заряда;
- приставки, определяющие характер группы;
- суффиксы *-ен*, *-ин*, говорящие об удалении атома или группы атомов.

Номенклатура присоединения используется для названий бинарных соединений.

Бинарные соединения – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов двух элементов. К бинарным соединениям относятся:

- арсениды (соединения с мышьяком);
- бориды (соединения с бором);
- галиды (соединения с галогенами: фториды, хлориды, бромиды, йодиды, астатиды);
- гидриды (соединения с водородом);
- карбиды (соединения с углеродом);
- нитриды (соединения с азотом);
- оксиды (соединения с кислородом);
- селениды (соединения с селеном);



- силициды (соединения с кремнием);
- сульфиды (соединения с серой);
- теллуриды (соединения с теллуром);
- фосфиды (соединения с фосфором).

В номенклатуре присоединения при составлении формул бинарных соединений следует руководствоваться следующими правилами:

- на первое место всегда помещается элемент с меньшей электроотрицательностью;
- если бинарное соединение состоит из атомов металла и атомов неметалла, то на первом месте всегда стоит металл (как более электроположительный элемент);
- для составления формул бинарных соединений, состоящих из атомов неметаллов, необходимо использовать международный ряд неметаллов, в котором они расположены в порядке увеличения их электроотрицательности: Rn, Xe, Kr, B, Si, C, As, P, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, N, O, F.

Состав бинарных соединений может быть описан последовательным перечислением названий элементов, групп или их производных, вместе с числительными приставками. Например, сначала называется катион в именительном падеже, а затем анион с окончанием *-ид*: SiS_2 – кремний дисульфид, Li_3N – литий нитрид. В русском языке более привычен другой порядок слов: сначала анион, затем катион в родительном падеже (дисульфид кремния, нитрид лития).

В настоящее время практически не употребляют числительные приставки перед катионной частью. Стехиометрические соотношения атомов в молекуле лучше выражать с помощью системы Штока или Эванса–Бассета, которые также являются составной частью правил ИЮПАК.

По *системе Штока* степень окисления элемента указывается римской цифрой, которая ставится в круглых скобках сразу же после названия элемента (FeCl_2 – хлорид железа(II), MnO_2 – оксид марганца(IV)). По *системе Эванса–Бассета* заряд иона указывается арабскими цифрами со знаком заряда в круглых скобках сразу же после названия иона (HgCl_2 – хлорид ртути(2+)).

Координационная номенклатура была предложена для неорганических координационных соединений. Согласно этой системе любое вещество, образованное присоединением одного или нескольких ионов и (или) молекул к одному или к большему числу ионов или атомов, может быть названо *координационным соединением*. Атом, к которому присоединяются другие атомы или группы (*лиганды*), называют *центральным* или *ядерным*. Например, суль-



фат меди(II) CuSO_4 можно назвать следующим образом: тетраоксо-сульфат(VI)меди(II).

Заместительная номенклатура широко применяется для органических соединений, но она употребляется и в неорганической химии, в частности для соединений, родственных гидридам, в которых водород заменен на радикал. Эта номенклатура более гибкая, чем номенклатура присоединения. Названия исходных гидридов определяют длину цепей, размер колец и др., а замещение атомов водорода на характеристические группы всех видов приводит к простым названиям для огромного числа соединений. Например $(\text{CH}_3)_2\text{AsH}$ – диметиларсин, F_3SiNH_2 – трифторосиланамин, PCl_5 – пентахлорофосфоран.

Таким образом, одно и то же вещество можно называть по различным номенклатурам. Например: SiCl_4 – кремний тетрахлорид (простая бинарная номенклатура); тетрахлорокремний (координационная); тетрахлоросилан (заместительная).

Следовательно, существование нескольких различных систем номенклатуры привело к альтернативным названиям для многих соединений. Подобная гибкость весьма полезна в некоторых случаях, но излишнее число возможных альтернатив может затруднить понимание. Поэтому комиссия по номенклатуре неорганической химии поощряет использование координационной номенклатуры. Заместительная номенклатура развивается для тех областей, где она наиболее целесообразна. Номенклатура присоединения считается полезной для обозначения состава не очень сложных соединений.

Далее будет подробно рассмотрена номенклатура оксидов, кислот, оснований и солей.



1.2. Оксиды

Оксиды – сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, одним из которых является кислород. Кислород в оксидах проявляет степень окисления -2. Оксиды образуют все химические элементы, кроме фтора, гелия, неона и аргона.

Номенклатура оксидов. Называя соединения данного класса, используют слово «оксид», после которого указывается название первого элемента в родительном падеже. Для элементов с переменной валентностью необходимо римскими цифрами в скобках указать ту валентность, которую проявляет элемент в данном оксиде. Некоторые авторы отмечают, что если один элемент образует несколько оксидов, то в скобках римскими цифрами обозначается не его валентность, а степень окисления. Например, Na_2O – оксид натрия; FeO – оксид железа(II); Fe_2O_3 – оксид железа(III). В номенклатуре оксидов широко используются и некоторые тривиальные названия, например, H_2O – вода, CO_2 – углекислый газ.

Классификация оксидов. В основу классификации оксидов могут быть положены различные признаки (табл. 6).

Таблица 6

Классификация оксидов

Признак классификации	Группы оксидов	Примеры
Состав	оксиды металлов	Na_2O , V_2O_5
	оксиды неметаллов	Cl_2O , NO_2
Строение	оксиды молекулярного строения	H_2O , N_2O_5 , Mn_2O_7
	оксиды немoleкулярного строения	CuO , Fe_2O_3 , SiO_2
Способность к образованию солей при взаимодействии с кислотами, основаниями или другими оксидами	несолеобразующие	CO , NO , N_2O
	солеобразующие	SO_2 , CaO , Cr_2O_3
Характер кислотно-основных свойств солеобразующих оксидов	кислотные	SiO_2 , NO_2 , Mn_2O_7
	основные	K_2O , CrO
	амфотерные	BeO , ZnO , Al_2O_3
Агрегатное состояние	твердые	P_2O_5 , CaO , SiO_2
	жидкие	SO_3 , Cl_2O_7 , H_2O
	газообразные	CO_2 , NO_2 , CO

Физические свойства оксидов. При обычных условиях основные оксиды представляют собой твердые кристаллические вещества преимущественно с ионной кристаллической решеткой. Кислотные оксиды могут быть газами (CO_2 , SO_2 , Cl_2O), кристаллическими веществами с атомной кристаллической решеткой (SiO_2 , CrO_3) или с молекулярной кристаллической решеткой (P_2O_3 , P_2O_5), их тем-



пературы плавления и кипения изменяются в широком диапазоне. Все амфотерные оксиды при обычных условиях твердые вещества.

В воде растворимы все кислотные оксиды (кроме SiO_2). Из основных оксидов в воде растворяются только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов (кроме BeO , MgO). Амфотерные оксиды нерастворимы в воде. Оксиды имеют разную окраску, например оксид меди(II) черного цвета, оксид меди(I) – красного, оксид хрома(III) – темно-зеленого.

Химические свойства оксидов. Различают *общие* химические свойства, характерные для всех представителей основных, кислотных и амфотерных оксидов, и *специфические* химические свойства, присущие отдельным оксидам.

Основные оксиды – это солеобразующие оксиды металлов, которым соответствуют основания (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , CaO , SrO , BaO , MgO , RaO , Cu_2O , Ag_2O , In_2O , PoO , La_2O_3 , TiO , HfO , CrO , MnO , FeO , CoO , NiO и др.).

Кислотные оксиды – это солеобразующие оксиды неметаллов или переходных металлов в высоких степенях окисления (от +4 до +7), которым соответствуют кислоты (B_2O_3 , SiO_2 , CO_2 , As_2O_5 , N_2O_3 , N_2O_5 , SeO_2 , SO_2 , Cl_2O , Cl_2O_7 , CrO_3 , Mn_2O_7 и др.).

Амфотерные оксиды – это солеобразующие оксиды, проявляющие в зависимости от условий либо основные, либо кислотные свойства (BeO , Al_2O_3 , SnO , SnO_2 , PbO , PbO_2 , Sb_2O_3 , Sb_2O_5 , ZnO , V_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2 , Fe_2O_3 и др.).

Общие свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов приведены в табл. 7.

Таблица 7

Химические свойства оксидов

Основные оксиды	Кислотные оксиды	Амфотерные оксиды
1. Взаимодействие оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой с образованием щелочи: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$	1. Взаимодействие с водой с образованием соответствующей кислоты: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$	1. Взаимодействие с основными оксидами с образованием соли: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{CaO} \xrightarrow{t} \text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{O} \xrightarrow{t} 2\text{KCrO}_2$
2. Взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2. Взаимодействие со щелочами с образованием соли и воды: $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	2. Взаимодействие с расплавами и растворами щелочей с образованием соли и воды: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (в расплаве) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6]$

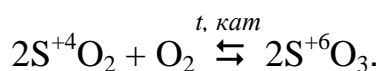
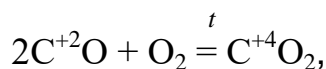


Окончание табл. 7

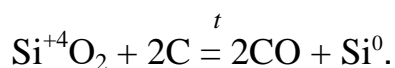
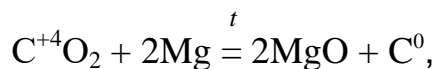
<p>3. Взаимодействие с кислотными оксидами с образованием соли:</p> $\text{CaO} + \text{CO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3$ $3\text{BaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{t} \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	<p>3. Взаимодействие с основными оксидами с образованием соли:</p> $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{BaO} \xrightarrow{t} \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ $\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{CO}_3$	<p>3. Взаимодействие с кислотными оксидами с образованием соли:</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{t} 2\text{AlPO}_4$ $\text{ZnO} + \text{SO}_3 \xrightarrow{t} \text{ZnSO}_4$
<p>4. Взаимодействие при сплавлении с амфотерными оксидами с образованием соли:</p> $\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{ZnO}_2$ $\text{K}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KAlO}_2$	<p>4. Взаимодействие с амфотерными оксидами с образованием соли:</p> $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ $3\text{SO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	<p>4. Взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 3\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
<p>5. Взаимодействие при сплавлении с амфотерными гидроксидами с образованием соли и воды:</p> $\text{CaO} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CaZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	<p>5. Взаимодействие с солями, если в результате реакции выделяется газообразный оксид:</p> $\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{SiO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow$	<p>5. Взаимодействие при сплавлении с карбонатами с образованием соли и углекислого газа:</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KAlO}_2 + \text{CO}_2 \uparrow$

Специфические свойства оксидов обусловлены их участием в окислительно-восстановительных реакциях:

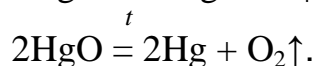
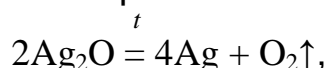
1. Взаимодействие низших оксидов с кислородом с повышением степени окисления атома элемента, образовавшего оксид:



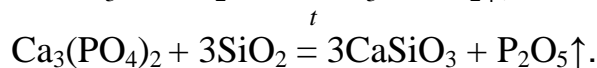
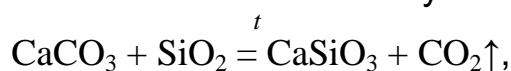
2. Взаимодействие оксидов с восстановителями с понижением степени окисления атома элемента, образовавшего оксид:



3. Разложение при слабом нагревании оксидов, расположенных в электрохимическом ряду за медью, на простые вещества:

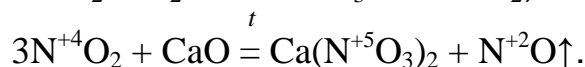
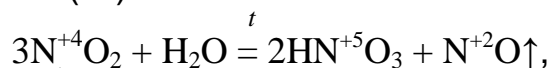


4. Взаимодействие оксида кремния(IV) при нагревании с солями с вытеснением более летучих оксидов:

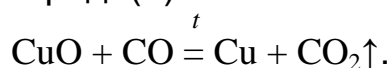




5. Окислительно-восстановительные реакции с участием оксида азота(IV):

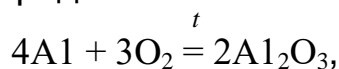


6. Окислительно-восстановительные реакции с участием оксида углерода(II):

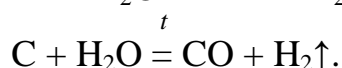
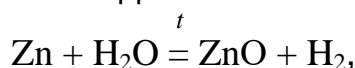


Получение оксидов. Для получения оксидов используются следующие способы:

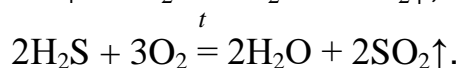
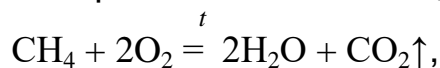
1. Взаимодействие простых веществ металлов и неметаллов с кислородом:



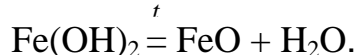
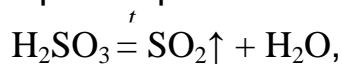
2. Взаимодействие некоторых металлов (Zn, Mg, Fe) и неметаллов с водой:



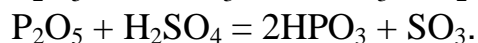
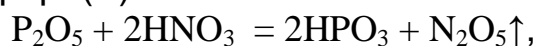
3. Горение сложных веществ в кислороде:



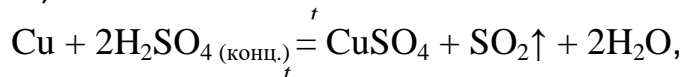
4. Разложение сложных веществ (кислородсодержащих кислот, нерастворимых оснований, некоторых солей):



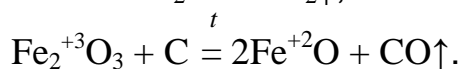
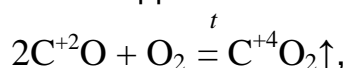
5. Взаимодействие кислородсодержащих кислот с оксидом фосфора(V):



6. Действие кислот-окислителей (азотной и концентрированной серной) на металлы и неметаллы:



7. Окисление низших оксидов в высшие или восстановление высших оксидов в низшие:





1.3. Кислоты

Кислоты – это сложные вещества, в молекулах которых содержатся атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки. Число атомов водорода в молекулах кислот чаще всего принимает значения от 1 до 3 и называется *основностью* кислот.

С позиции теории электролитической диссоциации *кислотами* называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода, способные замещаться на атомы металла.

Номенклатура кислот. Названия бескислородных кислот состоят из названия элемента (или группы элементов), образующего кислоту с прибавлением буквы «о» и слова «водородная». Например, HCl – хлороводородная кислота, H_2S – сероводородная кислота, HCN – циановодородная кислота.

Названия кислородсодержащих кислот образуются из русского названия элемента с добавлением слова «кислота». При этом название кислоты, в которой элемент имеет высшую степень окисления, заканчивается на *-ная* или *-овая* (H_2SO_4 – серная кислота, HClO_4 – хлорная кислота, H_3AsO_4 – мышьяковая кислота). С понижением степени окисления элемента окончания изменяются в такой последовательности: *-оватая* (HClO_3 – хлорноватая кислота), *-истая* (HClO_2 – хлористая кислота), *-оватистая* (HOCl – хлорноватистая кислота).

Если элемент образует кислоты, находясь только в двух степенях окисления, то название кислоты, отвечающей низшей степени окисления, получает окончание *-истая* (HNO_3 – азотная кислота, HNO_2 – азотистая кислота).

В случае если элемент, находясь в одной и той же степени окисления, образует несколько кислот, то название кислоты, содержащее наименьшее количество атомов кислорода, снабжается приставкой *мета-*, а название кислоты с наибольшим числом атомов кислорода – приставкой *орто-* (HPO_3 – метафосфорная кислота, H_3PO_4 – ортофосфорная кислота).

Когда молекула кислоты содержит два атома кислотообразующего элемента, то перед ее названием помещается числительная приставка *дву-*, *ди-* или *пиро-* ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная, дифосфорная или пиродифосфорная кислота).

Отрицательно заряженные группы атомов и одиночные атомы (отрицательные ионы), которые остаются после отрыва от молекулы кислоты одного или нескольких атомов водорода, называются *кислотными остатками*.



Величина отрицательного заряда кислотного остатка определяется числом атомов водорода, замещенных металлом (табл. 8).

Таблица 8

Важнейшие кислоты и кислотные остатки

Кислота		Кислотный остаток	
формула	название	формула	название
HMnO_4	марганцовая	MnO_4^-	перманганат
HNO_3	азотная	NO_3^-	нитрат
HNO_2	азотистая	NO_2^-	нитрит
H_3PO_4	фосфорная	PO_4^{3-}	фосфат
H_3PO_3	фосфористая	PO_3^{3-}	фосфит
H_2SO_4	серная	SO_4^{2-}	сульфат
H_2SO_3	сернистая	SO_3^{2-}	сульфит
H_2S	сероводородная	S^{2-}	сульфид
HSCN	родановодородная	SCN^-	роданид
HVO_3	ванадиевая	VO_3^-	ванадат
H_2CO_3	угольная	CO_3^{2-}	карбонат
H_2SiO_3	кремниевая	CO_3^{2-}	силикат
HCl	хлороводородная	Cl^-	хлорид
HF	фтороводородная	F^-	фторид
HBr	бромоводородная	Br^-	бромид
HI	иодоводородная	I^-	иодид

Классификация кислот. В основу классификации кислот положены следующие признаки (табл. 9).

Таблица 9

Классификация неорганических кислот

Признак классификации	Группы кислот	Примеры
Число атомов водорода в молекулах	одноосновные	HCl , HF , HNO_3
	двухосновные	H_2SO_4 , H_2S , H_2SO_3
	трехосновные	H_3PO_4 , H_3BO_3
Наличие или отсутствие атомов кислорода в молекулах	бескислородные	HCl , HBr , H_2S
	кислородсодержащие	HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4
Растворимость	растворимые	HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4
	нерастворимые	H_2SiO_3
Летучесть	нелетучие	H_2SO_4 , H_3PO_4
	летучие	HCl , HBr
Способность к электролитической диссоциации	сильные	HCl , H_2SO_4 (разб.), HNO_3 , HBr , HClO_4
	слабые	H_2S , H_2SO_3 , H_3PO_4 , HNO_2 , HClO , HClO_2

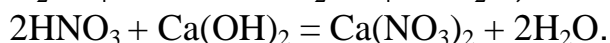
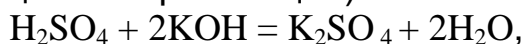


Физические свойства кислот. Большинство кислот представляют собой бесцветные прозрачные жидкости, смешивающиеся с водой в любых соотношениях. Существуют твердые кислоты (H_3PO_3 , H_3BO_3 , HJO_4), растворимые в воде. Нерастворима в воде кремниевая кислота (H_2SiO_3). Некоторые кислоты являются растворами газов в воде (HCl , H_2S). Растворы кислот кислые на вкус.

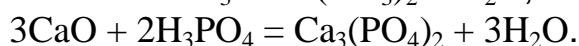
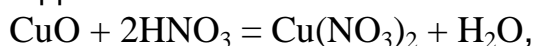
Химические свойства кислот. Общие химические свойства кислот обусловлены наличием в их молекулах атомов водорода, способных отщепляться при диссоциации. К числу таких свойств относятся следующие свойства:

1. Изменение цвета индикатора. Лакмус в кислой среде имеет красную окраску, метилоранж также окрашен в красный цвет, фенолфталеин остается бесцветным.

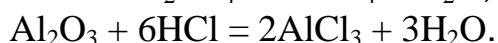
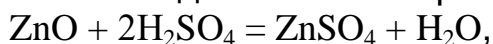
2. Взаимодействие с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



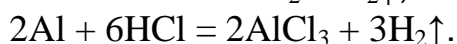
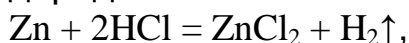
3. Взаимодействие с основными оксидами с образованием соли и воды:



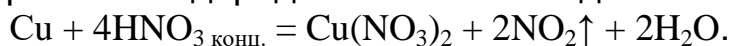
4. Взаимодействие с амфотерными оксидами:



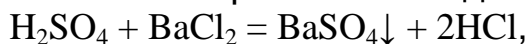
5. Взаимодействие с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:



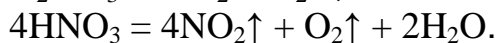
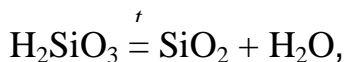
Исключение в этом случае составляют кислоты-окислители, такие как разбавленная и концентрированная азотная, а также концентрированная серная кислота. Свои окислительные свойства они проявляют за счет центральных атомов и поэтому могут взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду напряжений после водорода. При этом водород из кислот не выделяется:



6. Взаимодействие с солями при условии, что образуется осадок, слабый электролит или выделяется газ:



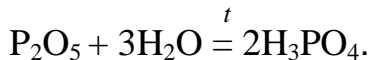
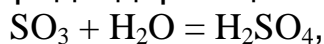
7. Разложение некоторых кислот:



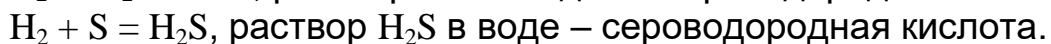
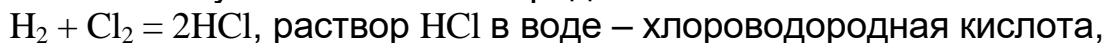


Получение кислот. Для получения кислот используются следующие способы:

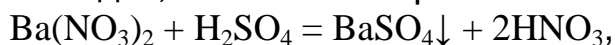
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой с получением кислородсодержащих кислот:



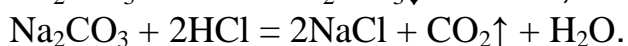
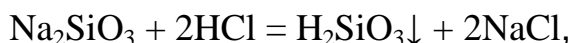
2. Растворение в воде продуктов соединения водорода с неметаллами с получением бескислородных кислот:



3. Взаимодействие солей с кислотами при условии, что образуется осадок, слабый электролит или выделяется газ:



в том числе вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:





1.4. Основания

Основания – это сложные вещества, состоящие из атомов металлов (или аммонийной группы NH_4), соединенных с одной или несколькими гидроксильными группами OH . Основания характеризуются *кислотностью*, которая определяется числом групп OH , участвующих в химических реакциях.

С позиции теории электролитической диссоциации *основаниями* называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Номенклатура оснований. Названия оснований состоят из слова «гидроксид» и названия металла в родительном падеже. Например, NaOH – гидроксид натрия, Ba(OH)_2 – гидроксид бария, Ca(OH)_2 – гидроксид кальция.

Если металл проявляет в своих соединениях переменную степень окисления и образует несколько гидроксидов, то степень его окисления указывается римской цифрой в скобках. Например, Fe(OH)_2 – гидроксид железа(II), Fe(OH)_3 – гидроксид железа(III), Bi(OH)_3 – гидроксид висмута (III).

Классификация оснований. В основу классификации оснований положены следующие признаки (табл. 10).

Таблица 10

Классификация оснований

Признак классификации	Группы оснований	Примеры
Число гидроксогрупп в молекулах	однокислотные	NaOH , KOH , LiOH
	двухкислотные	Mg(OH)_2 , Ca(OH)_2
	трехкислотные	Al(OH)_3 , Fe(OH)_3
Растворимость	растворимые (щелочи)	NaOH , KOH
	малорастворимые	Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2
	нерастворимые	Fe(OH)_2 , Cu(OH)_2
Способность к электролитической диссоциации	сильные	NaOH , KOH , Ba(OH)_2
	слабые	Fe(OH)_3 , Cu(OH)_2 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Щелочи – это сильные основания, которыми являются все гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

К группе слабых оснований относится гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, свойства которого целесообразно рассматривать отдельно.

Особое место занимают *амфотерные гидроксиды* – это гидроксиды, которые в зависимости от условий могут вести себя как основания или как кислоты.

С точки зрения теории электролитической диссоциации, амфотерными называются гидроксиды, образующие при диссоциации и катионы водорода, и гидроксид-ионы.



К амфотерным гидроксидам относятся гидроксиды некоторых металлов главных подгрупп (бериллия, алюминия), а также некоторых металлов побочных подгрупп периодической системы элементов в промежуточных степенях окисления. Например, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

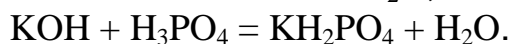
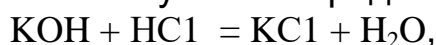
Физические свойства оснований. При обычных условиях все основания представляют собой твердые вещества, имеющие различную окраску. Исключение составляет гидрат аммиака (гидроксид аммония), который существует только в водном растворе. Щелочи растворимы в воде, остальные гидроксиды металлов труднорастворимы в воде. Растворы щелочей мыльные на ощупь.

Химические свойства оснований. Так как щелочи, нерастворимые в воде основания, амфотерные гидроксиды и гидрат аммиака обладают рядом специфических свойств, то целесообразно рассматривать их химические свойства отдельно.

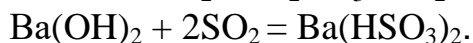
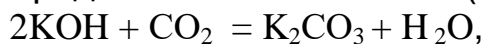
Химические свойства щелочей. Особенностью этой группы является многообразие химических свойств. Рассмотрим их.

1. Изменение цвета индикатора. Лакмус в щелочной среде имеет синюю окраску, метилоранж – желтую, фенолфталеин – малиновую.

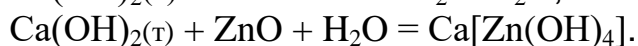
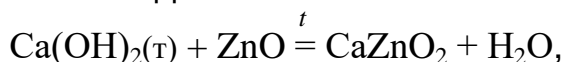
2. Взаимодействие со всеми кислотами с образованием в зависимости от условий средней или кислой соли (или их смесей):



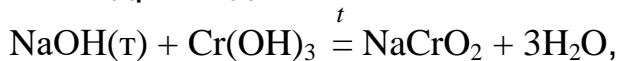
3. Взаимодействие со всеми кислотными оксидами с образованием средней или кислой соли (или их смеси):



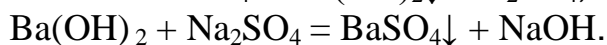
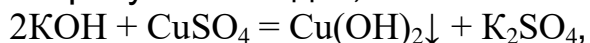
4. Взаимодействие расплавов и растворов щелочей с амфотерными оксидами:



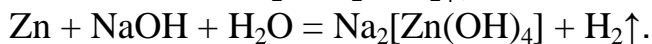
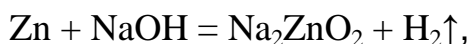
5. Взаимодействие расплавов и растворов щелочей с амфотерными гидроксидами:



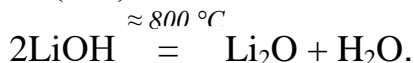
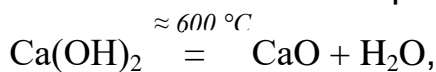
6. Взаимодействие с растворами солей, если в результате реакции образуется осадок, газ или слабый электролит:



7. Взаимодействие расплавов и растворов щелочей с металлами, соединения которых амфотерны:



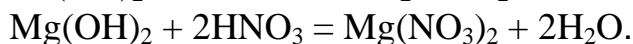
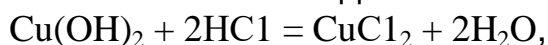
8. Разложение некоторых щелочей при нагревании:



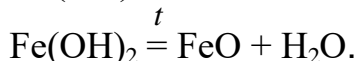
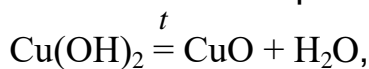
Гидроксиды щелочных металлов (кроме LiOH) плавятся и кипят без разложения.

Химические свойства нерастворимых в воде оснований. Химические свойства этой группы оснований немногочисленны. Перечислим их.

1. Взаимодействие с сильными кислотами (HCl, HNO₃, H₂SO₄) с образованием соли и воды:

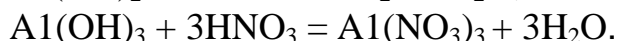
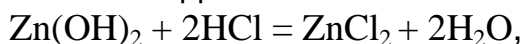


2. Разложение при нагревании:

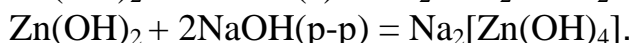
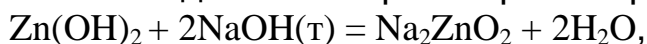


Химические свойства амфотерных гидроксидов. Амфотерные гидроксиды соответствуют амфотерным оксидам и сочетают свойства слабых оснований и слабых кислот. Рассмотрим их.

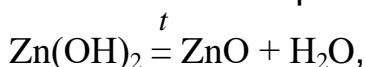
1. Взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:



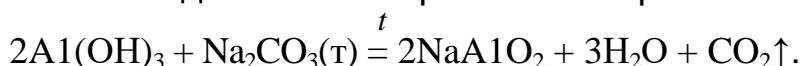
2. Взаимодействие с растворами и расплавами щелочей:



3. Разложение при нагревании:

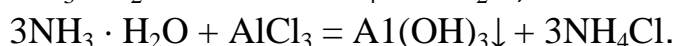
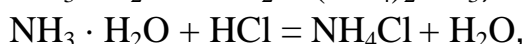


4. Взаимодействие с карбонатами при сплавлении:



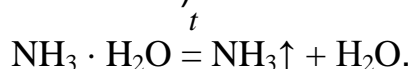
Химические свойства гидрата аммония. По химическим свойствам NH₃ · H₂O находится как бы между щелочами и нерастворимыми в воде основаниями. Рассмотрим свойства гидрата аммония.

1. Изменение окраски индикатора, взаимодействие с кислотными оксидами, с кислотами (подобно щелочам):





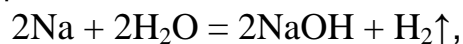
2. Разложение при нагревании (подобно нерастворимым в воде основаниям):



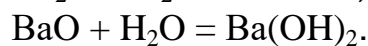
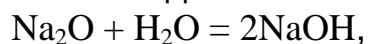
Получение щелочей, нерастворимых в воде оснований, амфотерных гидроксидов и гидрата аммиака.

Для получения *щелочей* используются следующие способы:

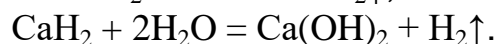
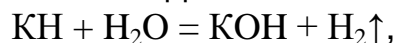
1. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



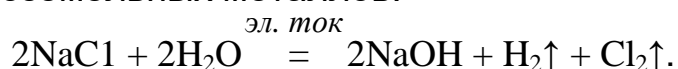
2. Взаимодействие оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



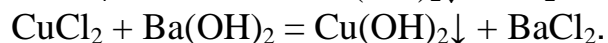
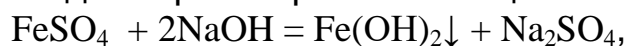
3. Взаимодействие гидридов щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



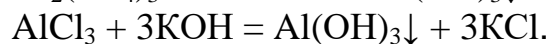
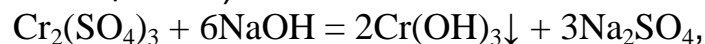
4. Электролиз водных растворов галогенидов щелочных и щелочноземельных металлов:



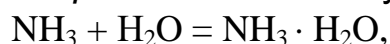
Нерастворимые в воде основания получают при взаимодействии водного раствора соли со щелочью:



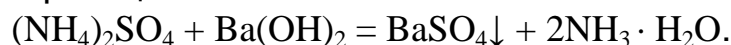
Амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде, поэтому получают их, как и другие нерастворимые в воде основания, при взаимодействии солей со щелочами (чтобы образовавшийся гидроксид не растворился в избытке щелочи, следует взять эквивалентное количество щелочи):



Гидрат аммиака получают растворением аммиака в воде:



или по реакции обмена:





1.5. Соли

Соли – это сложные вещества, которые являются продуктами полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металлов, а также продуктами полного или частичного замещения гидроксогрупп в молекуле основания кислотными остатками.

С позиции теории электролитической диссоциации *солями* называются электролиты, при диссоциации которых образуются катионы, отличные от катионов водорода, и анионы, отличные от анионов OH^- .

Средние соли – продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла.

Кислые соли – продукты неполного замещения атомов водорода в молекуле многоосновной кислоты на атомы металла (или аммонийную группу). Такие соли образуются при избытке кислоты или кислотного оксида, которому соответствует многоосновная кислота.

Основные соли – продукты неполного замещения гидроксогрупп в молекуле многокислотного основания на кислотный остаток. Такие соли образуются при избытке основания.

Двойные соли – сложные вещества, состоящие из атомов двух различных металлов и остатка одной кислоты.

Смешанные соли – сложные вещества, состоящие из атомов одного металла и остатков двух различных кислот.

Комплексные соли – сложные вещества, содержащие в своем составе сложный комплексный ион, способный к самостоятельному существованию в водных растворах или расплавах.

Номенклатура солей. Названия *средних солей* состоят из названия аниона (кислотного остатка) в именительном падеже и названия катиона (остатка основания) в родительном падеже. Для названия катиона используется русское название соответствующего металла или группы атомов (в скобках римскими цифрами указывают степень окисления металла, если это необходимо). Например, MgCl_2 – хлорид магния, Na_2S – сульфид натрия, MnSO_4 – сульфат марганца(II).

Названия кислых и основных солей образуются по тем же общим правилам, что и названия средних солей. При этом название аниона *кислой соли* снабжают приставкой *гидро-*, указывающей на наличие незамещенных атомов водорода (число атомов водорода указывают греческими числительными приставками). Например, CaHPO_4 – гидрофосфат кальция, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат кальция, NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия.



Катион *основной соли* получает приставку *гидроксо-*, указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп. Например, $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ – хлорид гидроксомагния, $(\text{Cr}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ – сульфат дигидроксохрома(III).

В названиях *двойных солей* указываются оба металла (KNaHPO_4 – гидрофосфат калия, натрия; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат калия, алюминия), а в названиях смешанных солей – два кислотных остатка ($\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$ – хлорид, гипохлорит кальция; BaClNO_3 – хлорид, нитрат бария).

Классификация солей. В основу классификации солей положены следующие признаки (табл. 11).

Таблица 11

Классификация солей

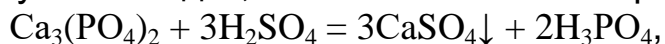
Признак классификации	Группы солей	Примеры
Состав	средние	Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
	кислые	NaHSO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
	основные	$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Bi}(\text{OH})\text{Cl}_2$
	двойные	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, KNaCl_2
	смешанные	$\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$, BaClNO_3
	комплексные	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
Растворимость	растворимые	NaCl , AgNO_3 , ZnCl_2
	нерастворимые	BaSO_4 , AgCl , CuS
Способность к электролитической диссоциации	сильные	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 , Na_2S
	слабые	AgI , PbSO_4 , AlPO_4

Физические свойства солей. Соли – твердые кристаллические вещества. Они имеют разный цвет и характеризуются различной растворимостью в воде.

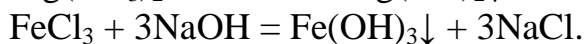
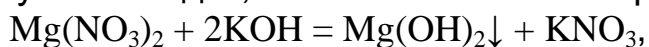
Химические свойства солей. Для солей не характерны общие химические свойства ввиду многообразия в их строении. Рассмотрим отдельно химические свойства средних, кислых и основных солей.

Химические свойства средних солей. К числу химических свойств средних солей относятся следующие свойства:

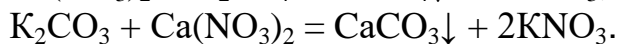
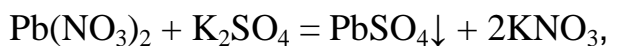
1. Взаимодействие с кислотами, если в результате реакции образуется осадок, газ или слабый электролит:



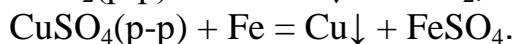
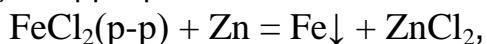
2. Взаимодействие со щелочами, если в результате реакции образуется осадок, газ или слабый электролит:



3. Взаимодействие между собой растворимых в воде солей, если в результате реакции образуется нерастворимая соль:

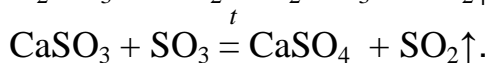
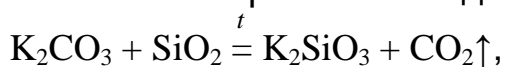


4. Взаимодействие с более активными металлами, чем металл, входящий в состав соли:



По типу реакции замещения процесс протекает только для металлов, не взаимодействующих при обычных условиях с водой. Щелочные и щелочноземельные металлы реагируют с водой, поэтому не вытесняют другие металлы из водных растворов солей.

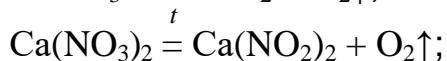
5. Взаимодействие с кислотными оксидами, если в реакции выделяется газообразный оксид:



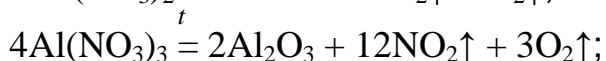
6. Разложение при нагревании. Большинство солей подвергается разложению при нагревании с образованием различных продуктов.

Природа продуктов, образующихся при разложении *нитратов* металлов, зависит от положения металла в электрохимическом ряду:

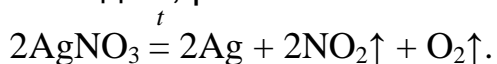
а) нитраты щелочных и щелочноземельных металлов разлагаются на нитриты и кислород:



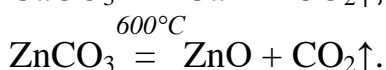
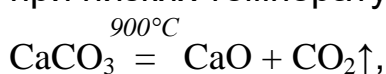
б) нитраты металлов, стоящие в электрохимическом ряду напряжений от магния (включительно) до меди (включительно), разлагаются на оксид металла, кислород и оксид азота(IV):



в) нитраты металлов, расположенных в электрохимическом ряду за медью, разлагаются на металл, кислород и оксид азота(IV):

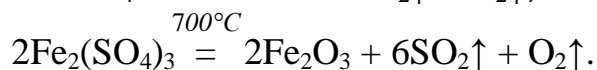
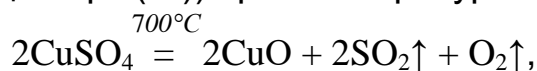


Карбонаты металлов разлагаются на оксид металла и оксид углерода(IV). Для термически устойчивых карбонатов щелочных металлов (кроме лития) этот процесс начинается при температуре выше 1000°C, карбонаты остальных металлов полностью разлагаются при низких температурах:

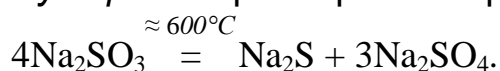




Сульфаты щелочных и щелочноземельных металлов термически устойчивы; сульфаты других металлов разлагаются на оксид металла, кислород и оксид серы(IV) (с примесью неразложившегося оксида серы(VI)) при температуре 600–900°C:



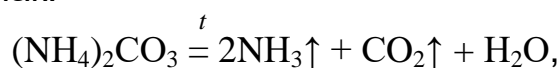
Сульфиты при нагревании разлагаются на сульфид и сульфат:



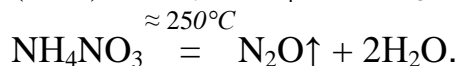
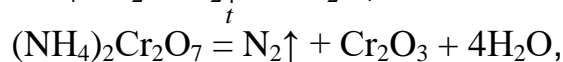
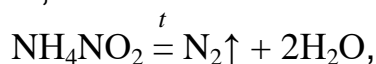
Фосфаты и силикаты металлов термически устойчивы.

Природа продуктов, образующихся при разложении *солей аммония*, зависит от окислительных свойств кислотного остатка:

а) если кислотный остаток не окислитель, то выделяется аммиак:



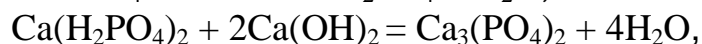
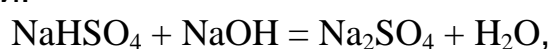
б) если кислотный остаток обладает окислительными свойствами, то вместо аммиака выделяется азот или оксид азота(I):



К числу важнейших свойств солей относится их электролиз в расплавах и водных растворах, а также гидролиз.

Химические свойства кислых солей. Для кислых солей присущи следующие свойства:

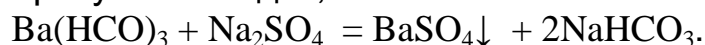
1. Взаимодействие с основаниями с образованием средних солей:



2. Взаимодействие с кислотами, если образуется более летучая (или слабая) кислота или получается более кислая:



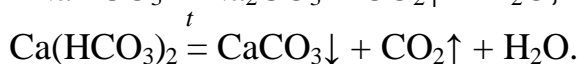
3. Взаимодействие с другими солями, если в результате реакции образуется осадок, газ или слабый электролит:



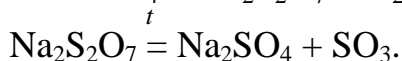
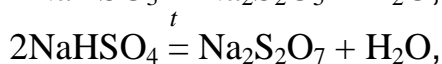
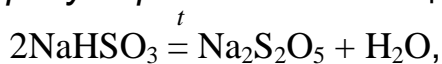
4. Разложение при нагревании. Ряд кислых солей подвергается разложению при нагревании с образованием различных продуктов.



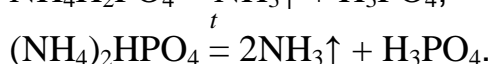
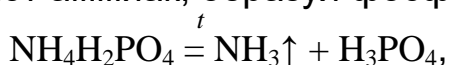
Все *гидрокарбонаты* разлагаются на карбонаты, оксид углерода(IV) и воду:



Гидросульфиты при нагревании превращаются в дисульфиты, а *гидросульфаты* сначала в дисульфаты, а затем в сульфаты:

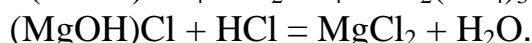
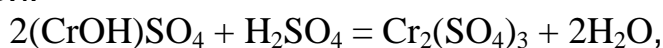


Гидрофосфаты и *дигидрофосфаты* аммония при нагревании теряют аммиак, образуя фосфорную кислоту:

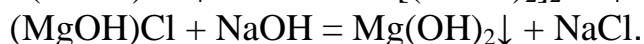
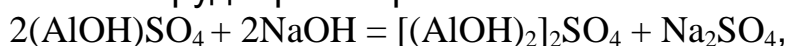


Химические свойства основных солей. Для основных солей характерны следующие свойства:

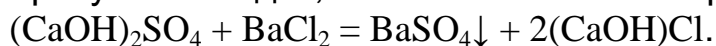
1. Взаимодействие с кислотами с образованием средних солей:



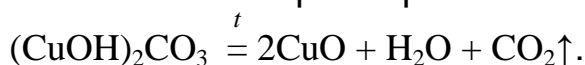
2. Взаимодействие со щелочами с образованием более основной соли или труднорастворимого основания:



3. Взаимодействие с другими солями, если в результате реакции образуется осадок, газ или слабый электролит:

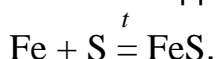


4. Разложение при нагревании:

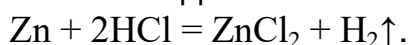


Получение солей. Способы получения *средних солей* разнообразны и некоторые из них были рассмотрены при описании свойств оксидов, оснований и кислот. Для систематизации знаний сведем их воедино. Для получения средних солей используют следующие способы:

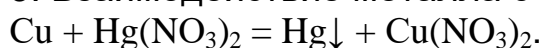
1. Взаимодействие металла с неметаллом:



2. Взаимодействие металла с кислотой:



3. Взаимодействие металла с солью:

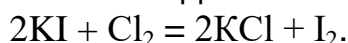




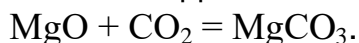
4. Взаимодействие неметалла со щелочью:



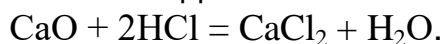
5. Взаимодействие соли с неметаллом:



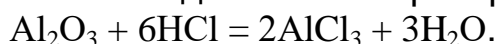
6. Взаимодействие основного и кислотного оксидов:



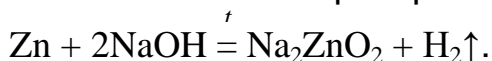
7. Взаимодействие основного оксида с кислотой:



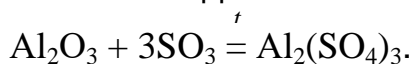
8. Взаимодействие амфотерного оксида с кислотой:



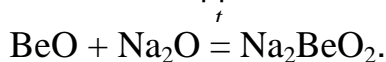
9. Сплавление амфотерного оксида со щелочью:



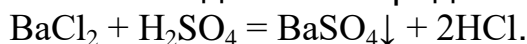
10. Взаимодействие амфотерного и кислотного оксидов:



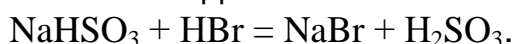
11. Взаимодействие амфотерного и основного оксидов:



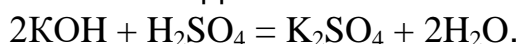
12. Взаимодействие средней соли с кислотой:



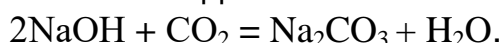
13. Взаимодействие кислой соли с кислотой:



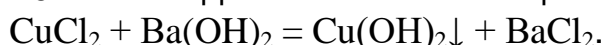
14. Взаимодействие кислоты с основанием:



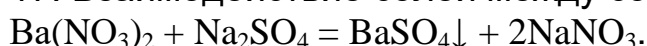
15. Взаимодействие кислотного оксида с основанием:



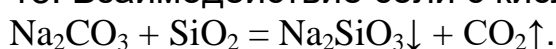
16. Взаимодействие соли со щелочью:



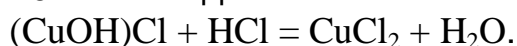
17. Взаимодействие солей между собой:



18. Взаимодействие соли с кислотным оксидом:



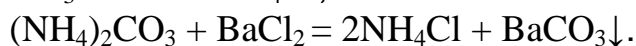
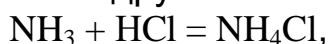
19. Взаимодействие основной соли с кислотой:



20. Разложение солей:



Соли аммония получают при взаимодействии аммиака или его водного раствора с кислотами, а также при взаимодействии соли аммония и другой соли:



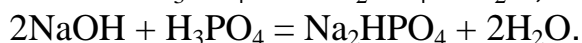
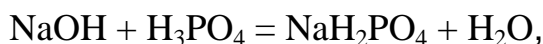


Для получения *кислых солей* используют следующие способы:

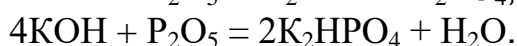
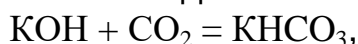
1. Взаимодействие средней соли с кислотой:



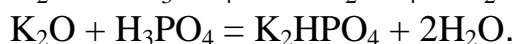
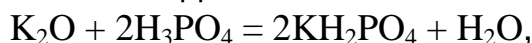
2. Взаимодействие щелочи с избытком двух- (и более) основной кислоты:



3. Взаимодействие щелочи с кислотным оксидом:



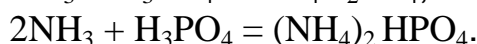
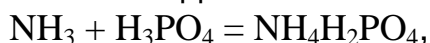
4. Взаимодействие основного оксида с кислотой:



5. Взаимодействие кислоты с менее кислой солью:



6. Взаимодействие кислоты с аммиаком:

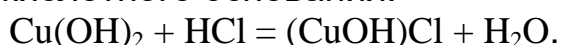


7. Взаимодействие слабой многоосновной кислоты с сильной кислотой:

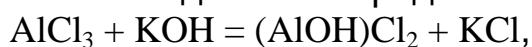


Для получения *основных солей* используют следующие способы:

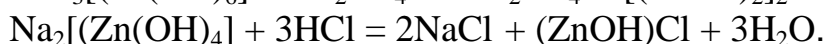
1. Взаимодействие сильной кислоты с избытком двух- (и более) кислотного основания:



2. Взаимодействие средней соли со щелочью:



3. Взаимодействие комплексной соли с кислотой:





1.6. Взаимосвязь между важнейшими классами неорганических соединений

Генетическая связь (связь между классами неорганических соединений) – это связь между веществами разных классов, основанная на их взаимопревращениях и отражающая единство их происхождения. Из простых веществ можно получить сложное вещество и наоборот. Из соединений одного класса возможно получить соединения другого класса.

Упрощенно генетическую связь между классами неорганических соединений можно представить следующей схемой (рис. 2).

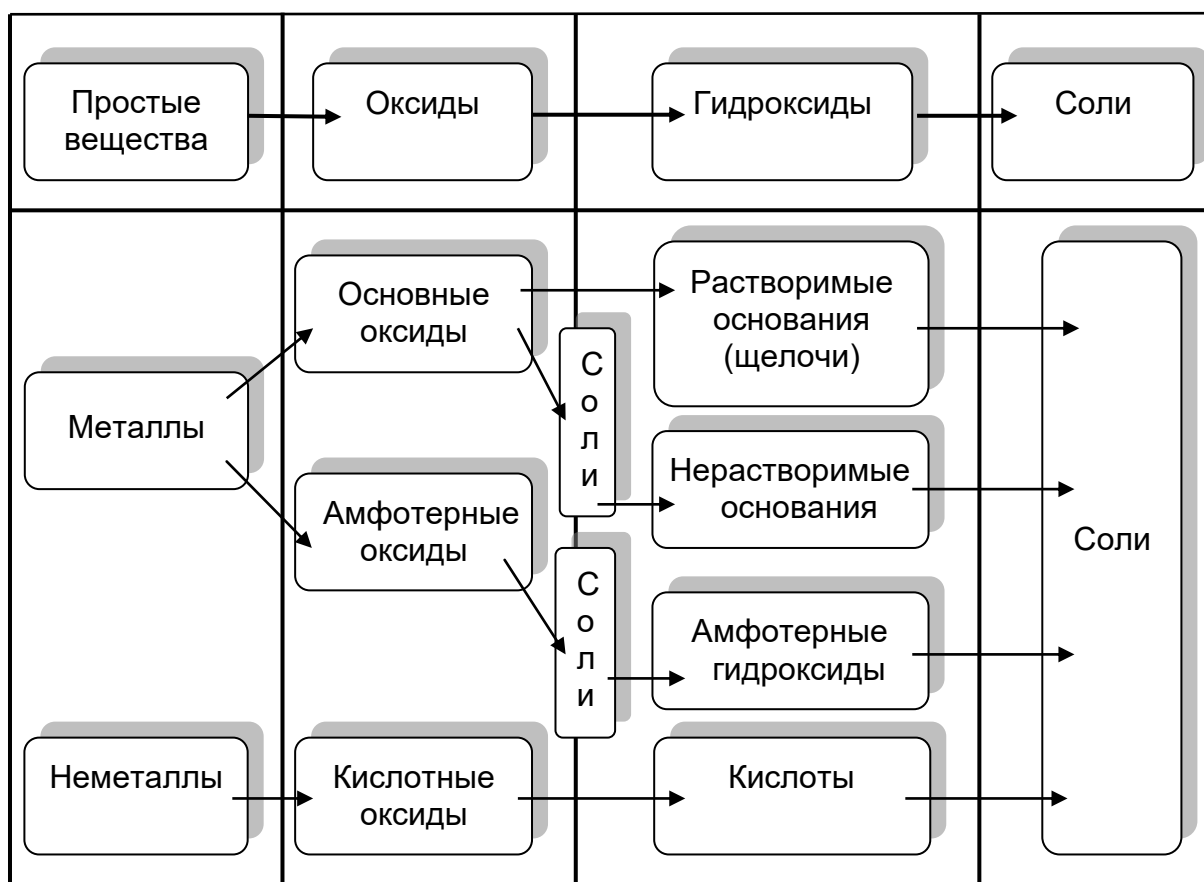
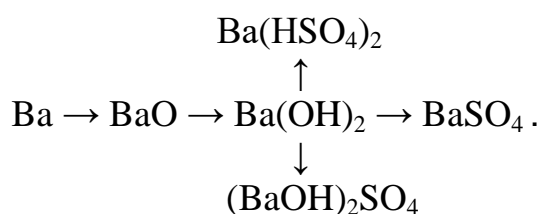


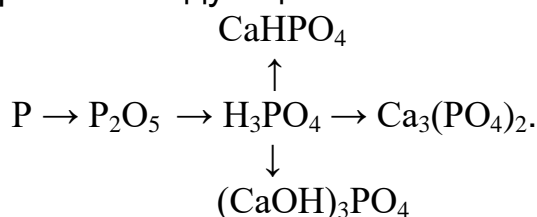
Рис. 2. Генетическая связь классов неорганических соединений

Генетическая связь отражается в генетических рядах, в которых представлена последовательность превращений веществ. Для типичных металлов можно осуществить превращения в соответствии с приведенной ниже схемой:

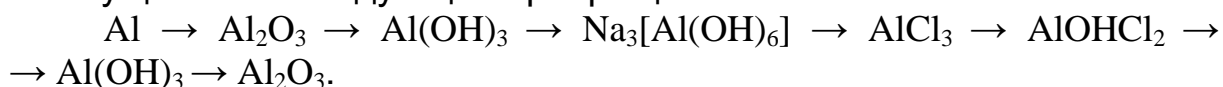




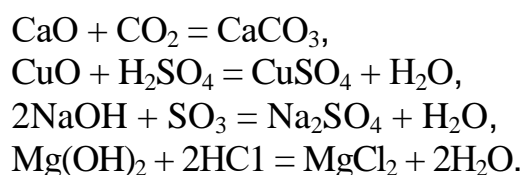
Последовательность превращений для неметаллов можно изобразить следующей схемой:



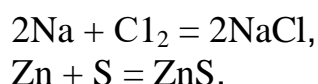
Для металлов, оксиды и гидроксиды которых амфотерны, можно осуществить следующие превращения:



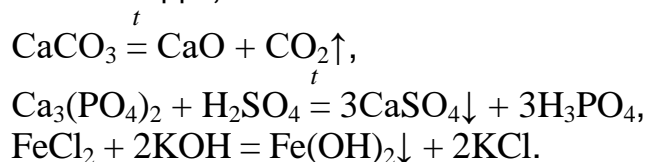
Вещества одного генетического ряда по химической сущности одинаковы, поэтому между собой не реагируют. Это означает, что основные оксиды не реагируют с основаниями, а кислотные – с кислотами. Химические свойства соединений различных генетических рядов противоположны, поэтому вещества генетического ряда металлов взаимодействуют с веществами генетического ряда неметаллов. В случае со сложными веществами продуктами таких реакций являются соли:



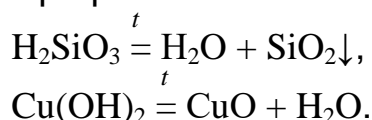
В некоторых случаях соли образуются при взаимодействии между собой родоначальников генетических рядов – металлов и неметаллов:



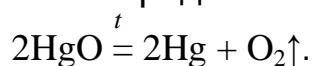
Генетические связи между различными классами неорганических соединений двусторонние. Это означает, что из соли можно получить оксиды, кислоты или основания:



При разложении кислот и оснований можно получить оксиды:



В свою очередь при разложении оксидов можно получить металл и кислород:





ГЛАВА 2. ХИМИЯ: ИСТОРИЯ И СОВРЕМЕННОСТЬ

2.1. Страницы истории открытия оксидов

Оксиды – очень распространенный класс неорганических веществ. Они содержатся в земной коре, атмосфере и вообще во Вселенной.

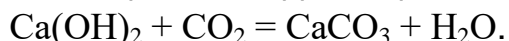
Одним из первых газообразных оксидов был открыт оксид углерода(VI) CO_2 . Это вещество получил голландский алхимик Ян Баптист ван Гельмонт в 1620 г. Его любимым занятием являлось измерение массы и объема продуктов химических реакций. Однажды ван Гельмонт сжег 62 фунта (около 20 кг) древесного угля и получил примерно один фунт золы. Он сделал вывод о том, что «...остальная масса угля (61 фунт) превратилась в лесной дух... “Этот дух я называю новым именем газ”», – писал алхимик.

Ван Гельмонт стал настойчиво искать «лесной дух» в других химических реакциях и обнаружил, что это вещество выделяется при действии кислот на мел и известняк. Однако ни состава «лесного духа», ни состава мела ученые того времени не знали. Только через 150 лет выяснилось, что «лесной дух» – это хорошо известный всем сегодня оксид углерода(IV) или углекислый газ.

Более чем через сто лет, в 1756 г., шотландский химик Джозеф Блэк вновь получил углекислый газ, который назвал «связанным воздухом». Он установил, что при нагревании белой магнезии (карбоната магния) из нее выделяется «связанный воздух» (углекислый газ) и образуется с потерей массы жженая магнезия (оксид магния). Одновременно Блэк пришел к выводу, что обжиг известняка также сопровождается удалением «связанного воздуха».



Кроме этого Блэк с удивлением отметил, что «связанный воздух» поглощается «едкой щелочью» – гидроксидом кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



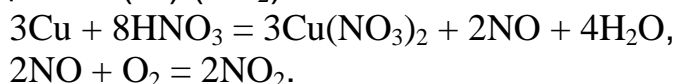
Так была открыта качественная реакция на углекислый газ.

В чистом виде углекислый газ впервые выделил английский химик Джозеф Пристли. Наблюдая на местной пивоварне за тем, как при брожении выделяются пузырьки, он задумался: «А из чего же они состоят?». Затем Пристли предположил, что газ должен хорошо растворяться в воде. И, недолго думая, установил сосуды с водой над готовившимся пивом. Ученый обнаружил, что в пузырьках, пропускаемых в воду, содержится углекислый газ. Он попробовал такую воду на вкус и нашел его довольно приятным.



В 1767 г. Джозеф Пристли изготовил первую в мире бутылку газированной воды.

Именно Пристли были открыты другие газообразные оксиды. В 1772 г. ученый, действуя разбавленной азотной кислотой на медь, впервые получил оксид азота(II) (NO), который он назвал «селитряным воздухом». Вскоре он пришел к выводу, что открытый им оксид при соприкосновении с воздухом буреет, образуя новое вещество – оксид азота(IV) (NO₂):



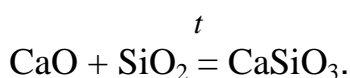
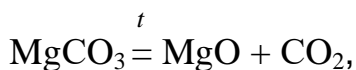
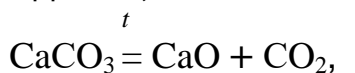
Немного позже, в 1775 году, Пристли получил сернистый газ – оксид серы(IV) (SO₂), а в 1799 году – угарный газ – оксид углерода(II) (CO).

Множество оксидов содержится в литосфере. Среди них особое место занимает оксид кремния(IV) или кремнезем (SiO₂). Кремнезем – основной компонент почти всех земных горных пород, из кремнезема и силикатов состоит 87% массы литосферы. Он известен человеку с глубокой древности.

Оксид кремния(IV) входит в состав каолина – основного минерала глины. Химическая формула каолина – Al₂O₃ · 2SiO₂ · 2H₂O. Кроме этих оксидов глина содержит в виде механических примесей песок, который представляет собой оксид кремния(IV) SiO₂, а также карбонаты кальция CaCO₃ и магния MgCO₃, оксид железа(III) Fe₂O₃, придающий глинам бурый цвет.

Еще в каменном веке догадались, что из глины можно делать различные сосуды. Люди стали сушить изделия из глины на солнце, а затем обжигать их в пламени костра. Так родилось гончарное ремесло и началось производство первых керамических изделий. Слово «керамик» греческое, означающее квартал гончаров на окраине Афин.

При прокаливании глины происходят удаление воды, разложение карбонатов и образование легкоплавких силикатов, скрепляющих изделие;



При раскопках дворца в Кносе на острове Крит археологи нашли керамические сосуды высотой около двух метров, в которых хранили зерно и масло. Возраст этих сосудов датируется примерно



2000 г. до н.э. Как гончары формовали такие большие и тяжелые изделия, как сушили и обжигали, остается тайной.

Издавна люди широко использовали природные оксиды в качестве красителей.

С глубокой древности применялась красная охра – оксид железа(III) Fe_2O_3 в смеси с оксидом кремния(IV) SiO_2 и оксидом алюминия Al_2O_3 , а также желтая охра – оксид железа(III) Fe_2O_3 с примесями каолина и силикатов. Это были прочные и светостойкие минеральные пигменты.

В начале XIX века научились получать пигменты оксидов разного цвета. Среди них синий кобальт, в состав которого входят оксид кобальта(II) и оксид алюминия. Его химическая формула – $\text{CoO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$. Синий кобальт образует очень прочные и термостойкие краски, поэтому он широко применяется при росписи фарфора. Аналогичным образом используется и хромовая зелень, представляющая собой оксид хрома(III) Cr_2O_3 . С середины XIX века начали широко применять белую краску – цинковые белила, химической основой которых является оксид цинка ZnO .

На Руси самой древней зеленой краской была «празелень». Ее стали получать в XVII веке путем истирания темно-зеленого, иногда ярко-зеленого минерала глауконита («зеленой земли»), имеющего сложный состав. Глауконит включает оксид кремния(IV) SiO_2 , оксид железа(III) Fe_2O_3 , оксид алюминия Al_2O_3 , оксиды калия, натрия, кальция, магния и воду. В 1492 г. празелень применял Дионисий для росписи фресок Ферапонтова монастыря, а в 1668 г. ее использовали в «стенном письме» Грановитой палаты Московского Кремля.

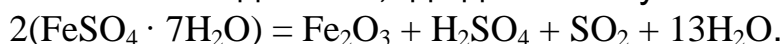
Широкое применение минеральных пигментов обосновывается наличием у них принципиально важных свойств. Практически все они нерастворимы в воде, не окисляются на воздухе, окрашивают материалы только с поверхности, не проникая в глубь основы или грунта.



2.2. Летопись открытия кислот, оснований и солей

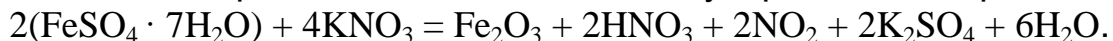
Первой кислотой, с которой познакомился человек, была уксусная, получаемая из перебродившего вина еще в начале нашей эры. Слово «уксус» происходит от греческого «оксос» – кислый. В прошлом именно вкус являлся обязательной характеристикой при описании любого вещества.

Первые упоминания о серной кислоте содержатся в трудах персидского алхимика Ар-Рази, жившего в IX веке. Он получил серную кислоту, прокаливая смесь железного и медного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). В XIII веке Альберт Великий описал способ получения серной кислоты из железного купороса, который нагревали в чугунных котлах, а образовавшиеся пары оксида серы(IV) направляли в холодильник, где далее получалась серная кислота:

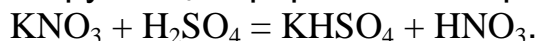


По исходному сырью серную кислоту называли «купоросным спиртом» или «купоросным маслом».

Первое описание азотной кислоты встречается в трактатах арабского алхимика Джабира ибн Хайма, жившего в VIII веке и известного под именем Гебер. Он предложил рецепт получения азотной кислоты, основанный на нагревании смеси железного купороса и селитры:



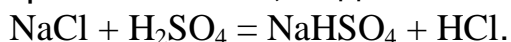
Чистую азотную кислоту получили только в XVII веке, действуя на селитру концентрированной серной кислотой при нагревании:



Этот метод был предложен немецким алхимиком Иоганном Рудольфом Глаубером.

Соляная кислота стала известна гораздо позднее. Первое описание ее получения встречается в XV веке в трудах алхимика Василия Валентина. «Триумфальная колесница антимония» (смесь поваренной соли, квасцов и железного купороса) подвергалась прокаливанию, образуя вещество, названное «кислым спиртом». Оно разъедало металлы и ткани, вызывало кашель. Аналогичным путем соляная кислота была получена и алхимиком Андреем Либавием в XVI веке.

Позже Глаубер, действуя на поваренную соль концентрированной серной кислотой, выделил хлороводород и растворил его в воде:



Полученную кислоту Глаубер назвал «духом соли» или «соляным спиртом». Позже Глаубер получал и концентрированную («дымящую») соляную кислоту. Именно она вплоть до XVIII века во многих странах именовалась «глауберовым соляным спиртом».



Антуан Лоран Лавуазье пытался объяснить общие свойства кислот наличием в их составе кислорода. Он предложил так называемую кислородную теорию кислот. Согласно этой теории любая кислота представляет собой оксид неметалла. Таким образом, серной кислотой Лавуазье и его современники называли то вещество, которое теперь нам известно как оксид серы(VI) (SO_3).

Однако подобная теория не могла объяснить все известные тогда факты. Непонятным оставался только тот факт, что если кислоты представляют собой вещества, состоящие только из неметалла и кислорода, то почему при действии кислот на металлы, как правило, выделяется водород. Для этого было придумано очень остроумное объяснение. «Кислоты» (точнее, кислотные оксиды) всегда удерживают около себя некоторое количество воды. При взаимодействии металла с такой «кислотой» эта вода подвергается быстрому разложению, ее водород выделяется, а кислород, соединяясь с металлом, образует его оксид, который сейчас же присоединяет к себе «кислоту». В результате указанной реакции образуется соль.

Соляная кислота, согласно предложенной Лавуазье кислородной теории кислот, как и все остальные кислоты, должна представлять собой соединение кислорода с каким-то еще неизвестным элементом. Этот предполагаемый элемент, соединенный с кислородом и безводной соляной кислотой, был назван мурием (*muria* – старинное латинское название поваренной соли). Таким образом, безводная соляная кислота по существующим тогда объяснениям представляла собой оксид мурия.

Кислородная теория кислот сдала свои позиции, когда был доказан химический состав соляной кислоты. Было установлено, что соляная кислота кислорода не содержит. В результате на смену кислородной теории кислот пришла водородная теория кислот, которую разработали Гэмфри Деви и Юстус Либих. Согласно этой теории, кислотами являются вещества, содержащие атомы водорода, способные замещаться на металл. Особая научная значимость вышеназванных теорий состояла в том, что они были направлены на поиски элемента – носителя кислотных свойств.

Достаточно сложно решалась проблема номенклатуры кислот. Современные названия серной, фосфорной и угольной кислот впервые были предложены французскими химиками Антуаном Лораном Лавуазье, Клодом Бертолле, Антуаном де Фуркруа и Гитоном де Морво. В 1792 г. Лавуазье от имени всех этих химиков в своем докладе Парижской академии наук сказал: «Для названий различных кислот мы всегда брали производное от обозначений исходного элемента. Так, кислоту, полученную из серы, мы называли серной вме-



сто купоросной; кислоту, полученную из фосфора, мы называли фосфорной, из угля – угольной вместо воздушной». В России названия кислот, предложенные французскими химиками, стали использоваться только спустя 100 лет. Например, в 1870 году в Петербургской академии наук обсуждалась возможность применения для серной кислоты курьезного для современного человека названия «водород серович четырехкислов». В целом новая химическая номенклатура осваивалась химиками почти во всех странах очень медленно.

Первым основанием, известным человеку, был гидроксид кальция. С ним человек познакомился еще в глубокой древности. Причины этого факта просты. Примерно 100 тысяч лет назад люди научились использовать огонь. Карбонат кальция в виде мела, известняка или мрамора встречается практически повсеместно. При прокаливании он разлагается, образуя оксид кальция, который весьма энергично соединяется с водой:



Первое письменное упоминание о гидроксиде кальция содержится в сочинении персидского врача Абу Мансура «Трактат об основах фармакологии», написанном уже в X веке. Именно в это время человек познакомился с едкими щелочами, названными за то, что они сильно разъедали кожу.

Щелочами называли вещества, растворы которых мылки на ощупь. Щелочи долгое время относили к простым веществам, так как их не могли разложить на составные части. Поэтому считалось, что щелочи – «основные элементы», из которых состоят другие вещества. Этим же объясняется и данное позднее название «основания» для гидроксидов металлов. Сам термин «основание» ввел французский химик Гийом Франсуа Руэль в 1754 году. Термин «щелочи» позже закрепился за основаниями, хорошо растворимыми в воде.

Примечательно, что еще в 1643 г. голландский алхимик Ян Баптист ван Гельмонт описал процесс «насыщения» щелочей кислотами с образованием солей, т.е. реакцию нейтрализации.

Сущность понятия «соль» впервые раскрыл немецкий аптекарь Отто Тахений только в 1680 г. В одном из своих сочинений он писал: «Все соли состоят из какой-либо кислоты и какой-либо щелочи... Из этих двух универсальных принципов составлены все тела мира».

Русский химик Товий Ловиц первым обнаружил свойство многоосновных кислот давать два ряда солей – кислые и средние, например карбонат натрия Na_2CO_3 и гидрокарбонат натрия NaHCO_3 . Однако эта и другие идеи Ловица были забыты. Через годы их уже вторично «открыли» французские и немецкие химики.



2.3. А.Л. Лавуазье и создание первой химической номенклатуры

Не зная состава веществ, ученые давали им произвольные названия, не всегда удобные для произношения, трудно запоминаемые, а современному человеку кажушиеся даже смешными. Одно и то же вещество могло иметь несколько названий. Например, к концу XVIII века для сульфата меди(II) существовало 4 названия, для карбоната меди(II) – 10 названий, для углекислого газа – 12 названий. Сегодня далеко не каждый грамотный химик скажет, что такое «пригорело-древесная соль» (ацетат кальция, извлекаемый из продуктов сухой перегонки древесины), «философская шерсть» (оксид цинка, который алхимики получали в виде рыхлого порошка) или «распущенный подонок» (растворенный осадок).

В конце XVIII века была организована комиссия по созданию новой химической номенклатуры (от лат. *nomenclatura* – роспись имен). Номенклатура – система правил, с помощью которых каждому веществу можно дать имя и, наоборот, зная название вещества, записать его химическую формулу. Разработать единую, простую и удобную номенклатуру было очень сложно. Возглавить эту комиссию поручили знаменитому химику Антуану Лорану Лавуазье.

По предложению Лавуазье новые названия дали химическим элементам, а также сложным веществам с учетом их состава и химических свойств. Элемент, который Джозеф Пристли именовал «дефлогистированным воздухом», Карл Вильгельм Шееле – «огненным воздухом», а сам Лавуазье – «жизненным воздухом», по новой номенклатуре стал кислородом. Кислоты получили названия по соответствующим элементам. Для обозначения солей стали использовать названия кислот и входящих в их состав металлов. Принятие новой химической номенклатуры позволило систематизировать обширный фактический материал, что облегчило изучение химии. Основные принципы, заложенные Лавуазье, сохранились до наших дней.

Лавуазье родился в 1743 году, его отец был прокурором Верховного суда в Париже, а мать – дочерью богатого адвоката. Мать ученого умерла, когда мальчику было около пяти лет. Его воспитанием, кроме отца, занималась ее младшая сестра. В возрасте 28 лет Лавуазье женился на Марии-Анне-Пьеретте Пользе – дочери генерального откупщика Франции, владевшего всеми табачными фабриками страны. Однако брак по расчету оказался счастливым. Жена принимала участие даже в научной работе мужа, записывая своим аккуратным почерком результаты его научных исследований.

В 1768 году молодой ученый вступил в Генеральный откуп – компанию финансистов, арендовавших у правительства Франции



право монопольной торговли солью, табаком и вином, а также право взимания различных пошлин при провозе товаров. За аренду откупщики вносили в казну 15–20 млн ливров ежегодно. Эту сумму они затем с лихвой взимали с населения.

Лавуазье сочетал в себе качества выдающегося ученого и одновременно изворотливого финансиста, который старался занять должности, приносящие большой доход: руководитель управления порохов и селитр, комиссар Национальной казны, администратор ссудной кассы, казначей Академии наук. Он нажил огромное состояние, размер которого по разным источникам составлял от 2 до 5 млн ливров.

Непомерные налоги вызвали народное недовольство, вылившееся в расправу над откупщиками. В 1794 г. Конвент издал указ об аресте всех откупщиков. Узнав об этой новости, Лавуазье не вернулся домой и в течение четырех дней скрывался в королевском дворце в Лувре. Затем он был арестован и отвезен в тюрьму Пор-Либер. Председатель Революционного трибунала Пьер Коффиналь в ответе на просьбу о помиловании Лавуазье, обвиненного грабителем и врагом народа, заявил: «Республика не нуждается в химиках и ученых. Не нарушайте судебного процесса»... Суд и казнь произошли столь быстро, что многие парижане узнали о происшедшем лишь из газет.

Существует история, что на встрече с немецким профессором химии и фармации Иоганном Троммсдорфом Наполеон спросил: «Кого Вы считаете главой химиков?». Ученый ответил: «Химия потеряла свою голову, потеряла с Лавуазье».

Лавуазье открыл закон сохранения массы вещества, ввел понятие химического элемента, показал несостоятельность теории флогистона, установил, что кислород является химическим элементом, объяснил процессы окисления, горения и дыхания, и, наконец, предложил новую номенклатуру химических соединений.

Научные воззрения Лавуазье послужили основой его дидактических взглядов. В обучении химии он предлагал исходить из опытов и наблюдений; накапливать факты, прежде чем знакомить учащихся с выводами; обучать от единичного к общему, от известного к неизвестному. Он считал необходимым сначала формировать представления о веществах и явлениях, а потом давать им названия и определения.

В 1784 г. Лавуазье выпустил свой «Учебник элементарной химии», хотя он не ставил задачи написать учебную книгу, а предполагал написать книгу о химической номенклатуре. В 1793 г. Лавуазье предложил в проекте Национальному конвенту ввести изучение химии в школах. При этом он рекомендовал начинать изучение с общих основ химии, присущих большинству «химических ремесел», а затем отдельно и более глубоко рассматривать вопросы в соответствии со спецификой каждого конкретного «химического ремесла».



2.4. ИЮПАК: история создания и основные направления работы

Международный союз теоретической и прикладной химии (англ. *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC); русская аббревиатура – ИЮПАК) – международная организация, занимающаяся разработкой и распространением стандартов в области наименований химических соединений.

Предшественницей ИЮПАК была Международная ассоциация химических обществ, созданная в 1911 г. ИЮПАК был сформирован в 1919 г. Его устав написан на французском языке, а штаб-квартира изначально располагалась в Париже, а потом в Цюрихе.

ИЮПАК включает семь отделений: физической химии, неорганической химии, органической химии, химии высокомолекулярных соединений, аналитической химии, прикладной и клинической химии.

ИЮПАК издает журналы «Теоретическая и прикладная химия» и «Международная химия» на английском языке, а также труды конгрессов и конференций, информационные бюллетени, содержащие материалы текущей работы ИЮПАК, специальные монографии по химической и физико-химической номенклатуре: «Красную книгу» (номенклатурные правила по неорганической химии), «Голубую книгу» (номенклатурные правила по органической химии), «Зеленую книгу» (руководство по символам и терминологии для физико-химических единиц) и «Оранжевую книгу» (номенклатура по аналитической химии).

ИЮПАК составляет и издает правила по номенклатуре. Первые рекомендации по неорганической химии появились в 1940 г. В этих правилах была принята система Штока для обозначения состояний степени окисления, установлен порядок перечисления составляющих в двойных соединениях, смешанных солях и координационных соединениях.

В результате масштабного обмена мнениями правила были переработаны, расширены и переизданы в 1957 г. в виде книги. В ней был значительно увеличен раздел, посвященный координационным соединениям, включена таблица для названий ионов и радикалов, утвержден порядок написания массового номера и атомного числа элемента.

Второе издание правил появилось в 1971 г. Оно включало подробное описание координационной номенклатуры, краткое рассмотрение номенклатуры гидридов бора, некоторое расширение таблицы ионов и радикалов, таблицу приставок и таблицу названий



радикалов. Была принята система Эвенса–Бассета для обозначения заряда иона. Эту книгу перевели на русский язык в 1979 г.

Затем комиссия по номенклатуре неорганической химии разработала номенклатуру гидридов бора, азота и родственных соединений. Комиссия опубликовала дополнение, озаглавленное «Как называть неорганические соединения». Были разработаны свод правил по элементоорганическим соединениям, содержащим фосфор, мышьяк, висмут, кремний, бор, и ряд других рекомендаций.

По правилам номенклатуры ИЮПАК каждое вещество в соответствии с его формулой получает систематическое название, полностью отражающее его состав. При этом названий может быть несколько. Например, оксид серы(VI) или триоксид серы – SO_3 .

Цель номенклатуры – дать систематические и стандартные названия химическим веществам на таком уровне детализации, чтобы ими можно было пользоваться без дополнительной информации о свойствах веществ.

Номенклатура ИЮПАК публиковалась сначала на английском и французском языках, а в настоящее время все материалы печатаются только на английском языке, однако в правилах подчеркивается необходимость адаптации к другим языкам. Русский язык, относящийся к славянской группе, по своему строению отличается и от англосакских языков, и от романских языков, требует особого внимания при адаптации международных правил. Ценность номенклатуры ИЮПАК в ее международном характере, в соблюдении основных принципов при возможных различиях языковой формы.



ГЛАВА 3. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

3.1. Получение кислотного и основного оксидов

а) получение оксида фосфора(V)

Подготовьте колбу и пробку со вставленной в нее металлической ложечкой для сжигания твердых веществ. Поместите в ложечку для сжигания немного красного фосфора и подожгите его в пламени спиртовки. Как только реакция началась, внесите ложечку с горящим фосфором в колбу и закройте ее пробкой. В результате реакции горения образуется оксид фосфора(V). Для доказательства его свойств как кислотного оксида в остывшую колбу с оксидом фосфора(V) добавьте в дистиллированную воду, подкрашенную метилом-оранжем.

б) получение оксида магния

Кусочек магниевой ленты возьмите металлическими щипцами и подожгите в пламени спиртовки. Сожгите магний над асбестовой сеткой. Для доказательства основных свойств образовавшегося в результате реакции горения оксида магния соберите его и поместите в колбу с дистиллированной водой. Тщательно размешайте содержимое колбы стеклянной палочкой и добавьте к раствору несколько капель спиртового раствора фенолфталеина.

3.2. Получение кислоты

Соберите прибор по рис. 3. В колбу Вюрца поместите хлорид натрия массой 15–20 г. В капельную воронку налейте концентрированную серную кислоту. Конiec газоотводной трубки внесите в сухой сосуд для собирания хлороводорода так, чтобы трубка доходила почти до дна. Закройте отверстие сосуда рыхлым комочком ваты. Рядом с прибором поставьте кристаллизатор с водой. Из капельной воронки приливайте в колбу концентрированную серную кислоту. Для ускорения реакции колбу можно слегка подогреть. Когда над ватой, которой закрыто отверстие сосуда, появится туман, нагревание колбы нужно прекратить, а конiec газоотводной трубки опустить в колбу с водой. Вынув вату, сразу же закройте отверстие сосуда с хлороводородом стеклянной пластинкой. Перевернув сосуд отверстием вниз, погрузите его в кристаллизатор с водой и выньте пластинку. Дождитесь пока вода заполнит сосуд. Под водой закройте сосуд с раствором хлороводорода стеклянной пластинкой, а затем аккуратно вынесите его из кристаллизатора.

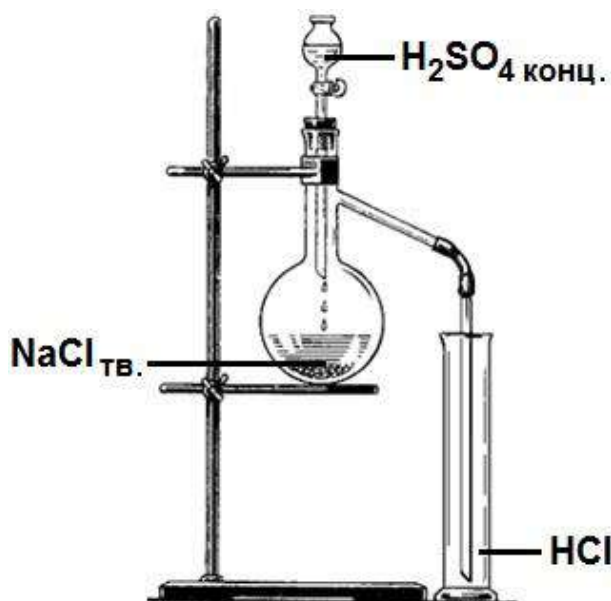


Рис. 3. Прибор для получения хлороводорода

Докажите, что полученный раствор хлороводорода является соляной кислотой. Для этого разлейте имеющийся раствор в четыре пробирки. Одну часть раствора испытайте индикаторной бумажкой, во вторую порцию внесите гранулу цинка, в третью – кусочки оксида кальция, а в четвертую – карбонат кальция.

3.3. Получение щелочи, нерастворимого основания и амфотерного гидроксида

а) получение гидроксида кальция

1. В кристаллизатор налейте воду. С помощью щипцов из-под слоя керосина достаньте кальций и поместите его на фильтровальную бумагу. Промокните кальций фильтровальной бумагой и отрежьте небольшой кусочек. Его возьмите щипцами, немного зачистите напильником и внесите в кристаллизатор с водой. На протяжении всего опыта кусочек кальция не выпускайте из щипцов, через некоторое время достаньте щипцы с непрореагировавшим кальцием и поместите его на фильтровальную бумагу. В кристаллизатор с образовавшейся щелочью добавьте спиртовой раствор фенолфталеина. В результате взаимодействия кальция с водой кроме щелочи образуется водород.

2. Положите в фарфоровую чашку кусочки оксида кальция (на 1/4 объема чашки) и в несколько приемов влейте небольшое количество дистиллированной воды, давая ей каждый раз впитаться. Реакция протекает энергично с выделением большого количества



теплоты. Полученную рыхлую массу перенесите стеклянной палочкой в стакан, растворите в воде и добавьте 2–3 капли спиртового раствора фенолфталеина.

б) получение гидроксида меди(II)

Налейте в пробирку раствор сульфата меди(II) и добавьте раствор гидроксида натрия. Образуется густой киселеобразный осадок гидроксида меди(II) голубого цвета.

в) получение гидроксидов алюминия и цинка

Налейте в пробирку раствор соли алюминия и по каплям добавляйте раствор гидроксида натрия до образования осадка. Образовавшийся осадок разделите на две пробирки. В одну пробирку прилейте соляную кислоту, а в другую – добавьте раствор гидроксида натрия.

Аналогичные опыты проведите с раствором соли цинка.

Сделайте вывод о свойствах гидроксидов алюминия и цинка.

3.4. Получение средней, кислой и основной солей

а) получение сульфата цинка

Получите сульфат цинка двумя способами, чтобы реакция протекала необратимо и в растворе образовывалась бы только указанная соль. С помощью стеклянной палочки перенесите на предметное стекло одну каплю полученного раствора сульфата цинка. Осторожно выпарите воду из раствора до начала кристаллизации соли (предметное стекло не должно касаться пламени). Кристаллы появляются преимущественно по краям капли. Рассмотрите полученные кристаллы под микроскопом и сравните с образцом.

б) получение карбоната и гидрокарбоната кальция

Налейте в пробирку свежеприготовленную известковую воду объемом 3–4 см³ и пропустите в нее оксид углерода(IV), полученный в аппарате Киппа. Наблюдайте за образованием осадка и последующим полным растворением этого осадка.

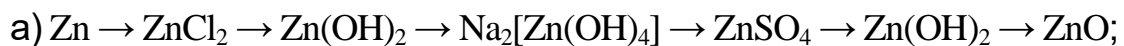
в) получение гидроацетата свинца(II)

В пробирку с раствором ацетата свинца(II) прибавьте немного оксида свинца(II). Содержимое пробирки нагрейте над пламенем спиртовки.



3.5. Взаимосвязь между важнейшими классами неорганических соединений («опыты в одной пробирке»)

Осуществите химические реакции в соответствии с приведенными ниже схемами превращений веществ. Все химические реакции следует проводить в одной пробирке:





ГЛАВА 4. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ В ХИМИИ

4.1. Количественные расчеты по уравнениям химических реакций

1. К раствору CaCl_2 массой 250 г добавили раствор массой 500 г с массовой долей Na_2CO_3 0,0848. Осадок отфильтровали, а к фильтрату добавляли соляную кислоту с массовой долей HCl 0,1 до прекращения выделения газа, причем затрачен был раствор кислоты массой 146 г. Вычислите массовую долю CaCl_2 в исходном растворе.

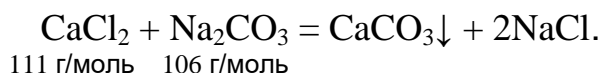
Дано:

$m(\text{р-ра } \text{CaCl}_2) = 250 \text{ г}$
 $m(\text{р-ра } \text{Na}_2\text{CO}_3) = 500 \text{ г}$
 $w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,0848$
 $m(\text{р-ра } \text{HCl}) = 146 \text{ г}$
 $w(\text{HCl}) = 0,1$

Найти $w(\text{р-ра } \text{CaCl}_2)$

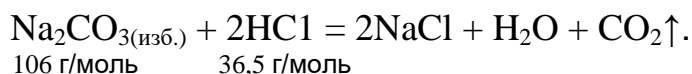
Решение.

Запишем уравнение первой реакции:



Поскольку фильтрат представляет собой воду с растворенными в ней веществами, то приходим к выводу, что взаимодействовать с соляной кислотой с выделением газа может только Na_2CO_3 , так как входящий в состав фильтрата хлорид натрия с HCl вообще не реагирует.

Таким образом, Na_2CO_3 взят с избытком, и именно избыточный карбонат натрия реагирует далее с соляной кислотой:



Найдем массу и химическое количество Na_2CO_3 :

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 500 \cdot 0,0848 = 42,4 \text{ г};$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 42,4/106 = 0,4 \text{ моль}.$$

Рассчитаем химическое количество HCl и по второму уравнению реакции – химическое количество избыточного Na_2CO_3 , находящегося в фильтрате:

$$m(\text{HCl}) = 146 \cdot 0,1 = 14,6 \text{ г};$$

$$n(\text{HCl}) = 14,6/36,5 = 0,4 \text{ моль};$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3)_{\text{изб.}} = \frac{1}{2} n(\text{HCl}) = 0,2 \text{ моль}.$$

Тогда в первой реакции с CaCl_2 израсходовано карбоната натрия:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,4 - 0,2 = 0,2 \text{ моль}.$$



Найдем химическое количество CaCl_2 , его массу и массовую долю:

$$n(\text{CaCl}_2) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,2 \text{ моль};$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 111 \cdot 0,2 = 22,2 \text{ г};$$

$$w(\text{CaCl}_2) = 22,2/250 = 0,089 \text{ (8,9\%)}. \quad \text{Ответ: 8,9\%}.$$

2. Каким минимальным объемом раствора с массовой долей КОН 20% ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) можно поглотить весь углекислый газ, полученный при полном восстановлении магнетита массой 23,2 г оксидом углерода(II)?

Дано:

$$w(\text{KOH}) = 20\% \text{ (0,2)}$$

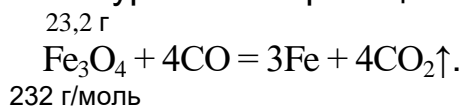
$$\rho(\text{р-ра KOH}) = 1,19 \text{ г/см}^3$$

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 23,2 \text{ г}$$

Найти $V(\text{р-ра KOH})$

Решение.

Запишем уравнение реакции:

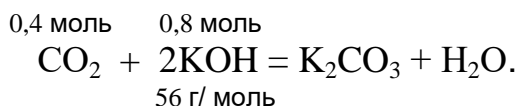
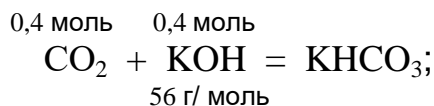


Найдем химическое количество CO_2 :

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 23,2/232 = 0,1 \text{ моль};$$

$$n(\text{CO}_2) = 4n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,4 \text{ моль}.$$

Гидроксид калия может реагировать с CO_2 с образованием кислой или средней соли:



В первом случае

$$n(\text{KOH}) = n(\text{CO}_2) = 0,4 \text{ моль}.$$

Во втором случае

$$n(\text{KOH}) = 2n(\text{CO}_2) = 0,8 \text{ моль}.$$

Условию задачи, т.е. минимальному объему раствора щелочи, отвечает случай образования кислой соли.

Найдем объем раствора с $w(\text{KOH}) = 20\%$:

$$m(\text{KOH}) = 56 \cdot 0,4 = 22,4 \text{ г};$$

$$m(\text{р-ра KOH}) = 22,4/0,2 = 112 \text{ г};$$

$$V(\text{р-ра KOH}) = 112/1,19 = 94,1 \text{ см}^3.$$

Ответ: $94,1 \text{ см}^3$.



3. После пропускания CO_2 объемом $11,2 \text{ дм}^3$ (н.у.) через раствор KOH получили смесь кислой и средней солей массой $57,6 \text{ г}$. Найдите массу средней соли.

Дано:

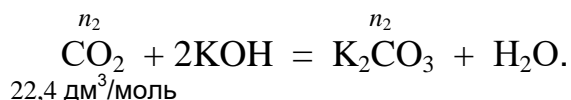
$$V(\text{CO}_2) = 11,2 \text{ дм}^3 \text{ (н.у.)}$$

$$m(\text{KHCO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3) = 57,6 \text{ г}$$

Найти $m(\text{K}_2\text{CO}_3)$

Решение.

Запишем уравнение реакции:



Найдем химическое количество CO_2 :

$$n(\text{CO}_2) = 11,2/22,4 = 0,5 \text{ моль}.$$

Обозначим химическое количество CO_2 в первой и во второй реакциях через n_1 и n_2 , в результате получим:

$$n_1 + n_2 = 0,5 \text{ моль}.$$

Следовательно, $m(\text{KHCO}_3) = 100n_1$, а $m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 138n_2$, что в сумме получится:

$$100n_1 + 138n_2 = 57,6 \text{ г}.$$

Составим систему уравнений:

$$\begin{cases} n_1 + n_2 = 0,5, \\ 100n_1 + 138n_2 = 57,6. \end{cases}$$

Решив систему уравнений, получим, что $n_2 = 0,2 \text{ моль}$.

Найдем массу K_2CO_3 :

$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,2 \cdot 138 = 27,6 \text{ г}.$$

Ответ: $27,6 \text{ г K}_2\text{CO}_3$.



4.2. Образование солей различного состава

Остановимся на задачах, в которых требуется установить состав соли (солей).

Если в водном растворе между собой взаимодействуют аммиак или одноосновная щелочь с одноосновной кислотой или ее ангидридом, то всегда образуется только средняя соль. Если же реакция будет протекать, например, с участием многоосновных кислот или их ангидридов, то может образовываться соль одного состава (только средняя или кислая), а также смесь солей. Состав соли (солей) зависит от химических количеств реагентов.

Прежде чем приступить к решению таких задач, необходимо рассмотреть ряд правил:

1. В некоторых случаях вывод о составе соли можно сделать из условия задачи. В избытке щелочи (или водного раствора аммиака) образуется средняя соль, а в избытке кислоты или кислотного оксида – кислая соль.

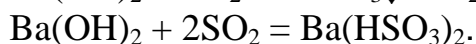
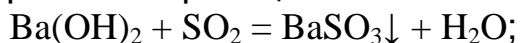
2. Следует знать, что химические реакции в растворах протекают до полного расходования одного из реагентов – кислоты или щелочи.

3. Если химические количества реагентов соотносятся между собой в точности так же, как и их стехиометрические коэффициенты, то образуется соль только одного состава, который определяется по уравнениям реакций между реагентами. Смесь солей образуется в тех случаях, когда отношение химических количеств реагентов находится в промежутке между отношениями целых чисел, отвечающими образованию двух различных по составу солей.

Решать задачи на определение состава солей в обменных реакциях можно двумя способами.

Сущность *первого способа* состоит в том, что составляются уравнения всех возможных реакций между реагентами. На основании сопоставления между собой химических количеств реагентов выбирается необходимое уравнение (или для смесей солей – уравнения) реакции.

Например, для случая $\text{SO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2$ следует записать такие два уравнения реакций:

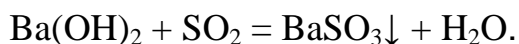


При *втором способе* вначале записывается одно из возможных уравнений реакций между реагентами. Это уравнение реакции желательно записывать так, чтобы молярные отношения реагентов были 1:1, в этом случае легко устанавливается, какое



вещество находится в избытке, устанавливается характер дальнейшего протекания процесса и предоставляется возможность проводить вычисления непосредственно под формулами веществ. Затем, после анализа сущности процесса, записываются другое (другие) уравнение реакции.

Например, для того же случая $\text{SO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2$ первое уравнение удобно записать так:



При избытке $\text{Ba}(\text{OH})_2$ дальнейшие реакции невозможны, а при избытке SO_2 следует записать второе уравнение реакции, так как в водном растворе BaSO_3 взаимодействует с избытком SO_2 :



Оба способа принципиально различны, однако приводят к одинаковому результату.

Рассмотрим примеры решения задач с *образованием соли одного состава*. Задачи указанного типа удобно решать первым способом.

1. В растворе массой 300 г с массовой долей KOH 23,33% растворили весь газ, полученный при сжигании 28 дм^3 (н.у.) метана. Найдите состав и массовую долю соли (%) в полученном растворе.

Дано:

$$m(\text{р-ра KOH}) = 300 \text{ г}$$

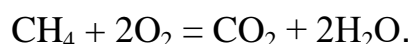
$$w(\text{KOH}) = 23,33\%$$

$$V(\text{CH}_4) = 28 \text{ дм}^3$$

Найти состав и
 $w(\text{соли})$

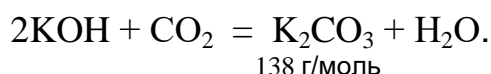
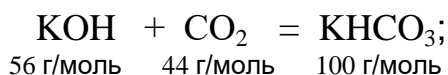
Решение.

Запишем уравнение реакции горения метана:



Из данного уравнения заключаем, что при н.у. газообразным продуктом является только углекислый газ.

Запишем возможные случаи реакций между CO_2 и KOH:



Найдем химическое количество щелочи и углекислого газа:

$$m(\text{KOH}) = 300 \cdot 0,2333 = 69,99 \text{ г};$$

$$n(\text{KOH}) = 69,99/56 = 1,25 \text{ моль};$$

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CH}_4) = 28/22,4 = 1,25 \text{ моль};$$

$$n(\text{KOH})/n(\text{CO}_2) = 1,25:1,25 = 1:1.$$

Следовательно, образуется кислая соль.



Найдем массу соли:

$$n(\text{KHCO}_3) = n(\text{KOH}) = n(\text{CO}_2) = 1,25 \text{ моль};$$

$$m(\text{KHCO}_3) = 1,25 \cdot 100 = 125 \text{ г}.$$

Вычислим массу конечного раствора, которая равна сумме масс исходного раствора KOH (300 г) и массе поглощенного газа (CO_2), так как в результате реакции не выпадал осадок и не выделялся газ:

$$m(\text{CO}_2) = 1,25 \cdot 44 = 55 \text{ г};$$

$$m(\text{р-ра}) = 300 + 55 = 355 \text{ г};$$

$$w(\text{KHCO}_3) = 125/355 = 0,352 \text{ (35,2\%)}.$$

Ответ: 35,2% KHCO_3 .

2. После сжигания смеси сероводорода с избытком кислорода и конденсации водяных паров объем газовой смеси уменьшился на $67,2 \text{ дм}^3$ (н.у.). Полученный газ пропустили через 400 см^3 раствора с массовой долей KOH 40% ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$). Найдите состав и массовую долю полученной при этом соли.

Дано:

$$\Delta V = 67,2 \text{ дм}^3$$

$$V(\text{р-ра KOH}) = 400 \text{ см}^3$$

$$w(\text{KOH}) = 40\%$$

$$\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$$

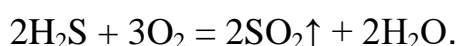
Найти состав и

$w(\text{соли})$

Решение.

В избытке кислорода сероводород сгорает с образованием воды и оксида серы(IV):

Запишем уравнение реакции горения сероводорода:



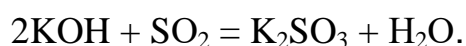
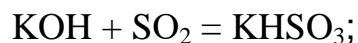
64 г/моль

Найдем объем оксида серы(IV).

Пусть объем сероводорода был $x \text{ дм}^3$, тогда объем кислорода составил $1,5x \text{ дм}^3$, итого $2,5x \text{ дм}^3$. Объем образовавшегося оксида серы(IV) равен $x \text{ дм}^3$. Получаем, что

$$2,5x - x = 67,2; x = 44,8 \text{ дм}^3.$$

Запишем возможные случаи реакций между SO_2 и KOH:



158 г/моль

Найдем химическое количество оксида серы(IV) и щелочи:

$$n(\text{SO}_2) = 44,8/22,4 = 2 \text{ моль};$$

$$m(\text{р-р KOH}) = 400 \cdot 1,4 = 560 \text{ г};$$

$$m(\text{KOH}) = 560 \cdot 0,4 = 224 \text{ г};$$



$$n(\text{KOH}) = 224/56 = 4 \text{ моль};$$

$$n(\text{KOH})/n(\text{SO}_2) = 4:2 = 2:1.$$

Следовательно, образуется кислая соль.

Найдем массу соли:

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3) = n(\text{SO}_2) = 2 \text{ моль};$$

$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot 158 = 316 \text{ г}.$$

Вычислим массу конечного раствора, которая равна сумме масс исходного раствора KOH (560 г) и массе поглощенного газа (SO_2):

$$m(\text{SO}_2) = 2 \cdot 64 = 128 \text{ г};$$

$$m(\text{р-ра}) = 560 + 128 = 688 \text{ г}.$$

$$w(\text{KHCO}_3) = 316/688 = 0,459 (45,9\%).$$

Ответ: 45,9% K_2CO_3 .

3. Между собой реагируют 14,2 г P_2O_5 и раствор, содержащий 4 г NaOH. Определите состав соли и ее химическое количество.

Дано:

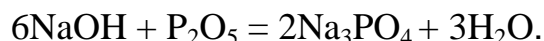
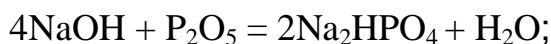
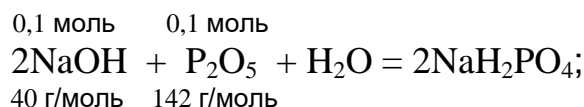
$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 14,2 \text{ г}$$

$$m(\text{NaOH}) = 4 \text{ г}$$

Найти состав и $n(\text{соли})$

Решение.

Запишем уравнения возможных реакций:



Найдем химическое количество оксида фосфора(V) и щелочи:

$$n(\text{P}_2\text{O}_5) = 14,2/142 = 0,1 \text{ моль};$$

$$n(\text{NaOH}) = 4/40 = 0,1 \text{ моль};$$

$$n(\text{P}_2\text{O}_5)/n(\text{NaOH}) = 0,1:0,1 = 1:1.$$

Из первого уравнения видно, что для образования 2 моль дигидрофосфата натрия требуется 2 моль NaOH и 1 моль P_2O_5 . В нашем случае на 2 моль NaOH приходится 2 моль P_2O_5 , т.е. P_2O_5 взят с избытком.

Следовательно, получается NaH_2PO_4 , а часть P_2O_5 остается после реакции и при взаимодействии с водой образует фосфорную кислоту.

Найдем химическое количество NaH_2PO_4 :

$$n(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = n(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ моль}.$$

Ответ: 0,1 моль NaH_2PO_4 .



Рассмотрим примеры решения задач с *образованием смеси солей*. Задачи такого типа в равной степени удобно решать и первым, и вторым способом.

4. Хлорид натрия массой 117 г при нагревании обработали 147 г концентрированной серной кислоты. Определите химическое количество веществ в конечной смеси.

Дано:

$$m(\text{NaCl}) = 117 \text{ г}$$

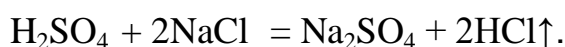
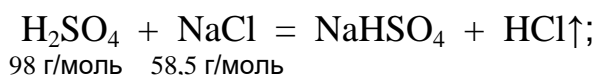
$$m(\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})) = 147 \text{ г}$$

Найти химическое количество веществ в конечной смеси

Решение.

Первый способ

Запишем два возможных уравнения реакций:



Найдем химические количества реагентов:

$$n(\text{NaCl}) = 117/58,5 = 2 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 147/98 = 1,5 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4)/n(\text{NaCl}) = 1,5:2 = 1:1,33.$$

Для NaCl коэффициент (1,33) находится в промежутке между химическими количествами, равными 1 для первого уравнения и 2 для второго уравнения.

Таким образом, получается смесь солей NaHSO_4 и Na_2SO_4 .

Представим имеющиеся данные в следующем виде:

$\begin{array}{c} x \\ \text{H}_2\text{SO}_4 + \\ 1 \text{ моль} \end{array}$	$\begin{array}{c} x \\ \text{NaCl} \end{array}$	$\begin{array}{c} n_1 \\ = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow \\ 1 \text{ моль} \end{array}$
$\begin{array}{c} y \\ \text{H}_2\text{SO}_4 + \\ 1 \text{ моль} \end{array}$	$\begin{array}{c} 2y \\ 2\text{NaCl} \end{array}$	$\begin{array}{c} n_2 \\ = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow \\ 1 \text{ моль} \end{array}$
1,5 моль	2 моль	

Составим систему уравнений:

$$\begin{cases} x + y = 1,5, \\ x + 2y = 2. \end{cases}$$

Решив систему уравнений, получим

$$x = 1 \text{ моль}; y = 0,5 \text{ моль}.$$

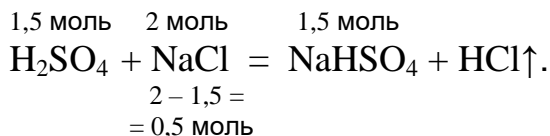
Из уравнений реакций следует:

$$n_1(\text{NaHSO}_4) = 1 \text{ моль};$$

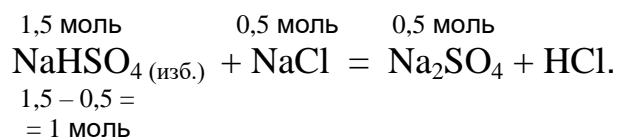
$$n_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль}.$$

*Второй способ*

Запишем первое уравнение реакции для случая образования кислой соли:



Из данного уравнения видим, что получается 1,5 моль кислой соли и в избытке остается 0,5 моль хлорида натрия. Следовательно, протекает вторая реакция:



Анализируя уравнение второй реакции, приходим к выводу, что полностью прореагирует хлорид натрия и получится 0,5 моль сульфата натрия, и в избытке останется 1 моль кислой соли.

Таким образом, конечная смесь содержит 0,5 моль средней соли и 1 моль кислой соли.

Ответ: 1 моль NaHSO_4 ; 0,5 моль Na_2SO_4 .

5. Взаимодействуют 1,5 моль KOH с P_2O_5 химическим количеством 0,6 моль. Определите химическое количество полученной соли (солей).

Дано:

$$n(\text{KOH}) = 1,5 \text{ моль}$$

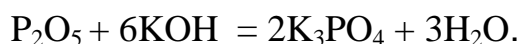
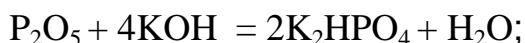
$$n(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,6 \text{ моль}$$

Найти химическое количество полученной соли (солей)

Решение.

Первый способ

Запишем возможные уравнения реакций:



$$n(\text{P}_2\text{O}_5)/n(\text{KOH}) = 0,6:1,5 = 1:2,5.$$

Для KOH коэффициент (2,5) лежит между химическими количествами, равными 2 и 4, отвечающими образованию соответственно KH_2PO_4 и K_2HPO_4 . Таким образом, образуется смесь этих солей.

Представим имеющиеся данные в следующем виде:



x $\text{P}_2\text{O}_5 +$ 1 моль	$2x$ 2KOH	$+ \text{H}_2\text{O} = \overset{n_1}{2\text{KH}_2\text{PO}_4}$ 2 моль
y $\text{P}_2\text{O}_5 +$ 1 моль	$4y$ 4KOH	$= \overset{n_2}{2\text{K}_2\text{HPO}_4} + \text{H}_2\text{O}$ 2 моль
0,6 моль	1,5 моль	

Составим систему уравнений:

$$\begin{cases} x + y = 0,6, \\ 2x + 4y = 1,5. \end{cases}$$

Решив систему уравнений, получим

$$x = 0,45 \text{ моль}; y = 0,15 \text{ моль}.$$

Из уравнений реакции следует:

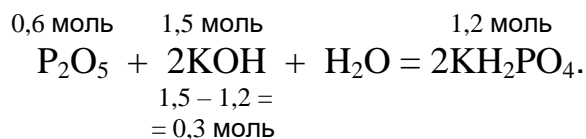
$$n_1(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 2x = 2 \cdot 0,45 = 0,9 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{K}_2\text{HPO}_4) = 2y = 2 \cdot 0,15 = 0,3 \text{ моль}.$$

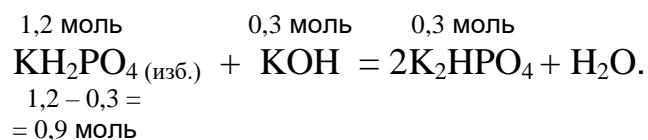
Второй способ (первый вариант решения)

В данном случае нельзя записать первое уравнение реакции так, чтобы отношение реагентов было 1:1.

В принципе решить задачу можно, начав анализ с реакции образования любой соли: фосфата, гидрофосфата или дигидрофосфата. Наименьшее отношение стехиометрических коэффициентов соответствует уравнению реакции образования дигидрофосфата. Уравнение этой химической реакции и возьмем за основу:



Из данного уравнения видим, что получается 1,2 моль кислой соли и в избытке остается 0,3 моль гидроксида калия. Следовательно, протекает вторая реакция, в которой из дигидрофосфата калия образуется гидрофосфат калия:



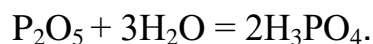


Анализируя уравнение второй реакции, приходим к выводу, что полностью прореагирует гидроксид калия и получится 0,3 моль гидрофосфата калия, и в избытке останется 0,9 моль дигидрофосфата калия.

Таким образом, конечная смесь содержит 0,9 моль KH_2PO_4 и 0,3 моль K_2HPO_4 .

Второй способ (второй вариант решения)

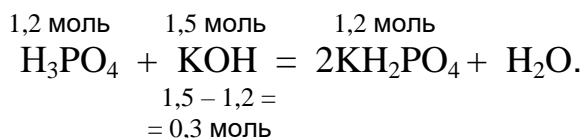
Задачи с участием P_2O_5 удобнее решать, учитывая образование H_3PO_4 . Запишем уравнение реакции образования фосфорной кислоты:



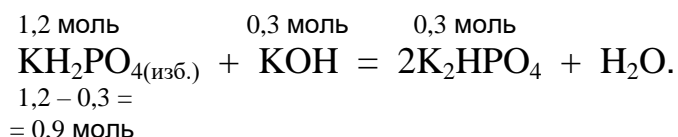
Найдем химическое количество фосфорной кислоты:

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2n(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 0,6 = 1,2 \text{ моль.}$$

Запишем уравнение реакции образования дигидрофосфата:



В ходе реакции получается 1,2 моль кислой соли и в избытке остается 0,3 моль гидроксида калия. Избыток гидроксида калия реагирует с дигидрофосфатом:



В результате последней реакции образуется 0,3 моль K_2HPO_4 и в избытке останется 0,9 моль KH_2PO_4 . Так как щелочь прореагировала полностью, дальнейшие реакции не протекают.

Ответ: 0,9 моль KH_2PO_4 ; 0,3 моль K_2HPO_4 .



ГЛАВА 5. КОМПЬЮТЕРНАЯ ХИМИЯ

5.1. Компьютерное моделирование в химии

Моделирование – это один из основных и наиболее используемых методов познания в химии. Сущность моделирования заключается в том, что при изучении какого-либо химического явления создается идеальная или материальная модель, которая служит объектом последующего рассмотрения.

Модель – мысленно представляемая или материально реализуемая система, которая, отображая или воспроизводя объект исследования, способна замещать его так, что ее изучение дает новую информацию об этом объекте. Заметим, что модель никогда не бывает тождественна оригиналу, результаты, полученные на основе изучения модели, не могут быть механически перенесены на оригинал. Процесс моделирования состоит из следующих этапов:

- 1) выделение характерной совокупности свойств исследуемого объекта;
- 2) создание модели;
- 3) всестороннее исследование модели;
- 4) перенос знаний с модели на оригинал со строгим учетом границ применимости данной модели к исследованию данного объекта;
- 5) опытная проверка результатов исследования.

По способу построения и средствам моделирования модели, используемые в химии, целесообразнее всего классифицировать на материальные и идеальные (рис. 4).

Материальные модели функционируют по тем же материальным законам, что и оригинал. Их основной функцией является воспроизведение сущности и характера протекания изучаемого явления, процесса или объекта.

Все материальные модели можно подразделить на функционально-подобные (действующие модели различных химических производств, отдельные узлы технологических установок и т.д.) и структурно-подобные (макеты химических производств, пространственная модель решетки кристалла и т.д.).

Идеальные модели конструируются только мысленно. Их изображают с помощью специальных знаков (символов), рисунков и графиков. Все преобразования элементов моделей происходят мысленно. Идеальные модели можно подразделять на модельные представления, знаковые и графические модели.



Рис. 4. Классификация моделей, используемых в химии

Модельные представления используют в процессе изучения объектов микромира, которые недоступны непосредственному восприятия. Например, представление шарового отрицательно заряженного облака бесконечно малых размеров служит моделью электрона; совокупность точек пространства, в которых находятся абсолютно твердые, упругие шарики малых размеров, является моделью кристаллической решетки твердого тела и т.д.

Знаковые модели представляют собой изображения предметов с помощью специальных знаков (символов). Они отличаются от всех остальных полным отсутствием всякого сходства с оригиналом. В химии знаковые модели могут применяться в следующих случаях:

- при решении конкретных проблем (задач) на базе имеющегося запаса теоретических знаний, терминов и знаков (символов), например, при составлении формул веществ и уравнений химических реакций, при составлении алгебраических уравнений для решения прикладных химических задач и т.д.;

- в процессе эмпирического исследования результатов опытов, фиксируемых в виде таблиц, графиков, диаграмм, например, при изображении кривых растворимости веществ при разных температурах, схематическом изображении строения молекул и т.д.



Под *компьютерными моделями* понимают программные средства, обеспечивающие наглядное восприятие сложных химических объектов, процессов, виртуального химического эксперимента и других идеализированных модельных ситуаций. Объектами для моделирования на уровне микромира являются атомы, ионы, молекулы, кристаллические решетки, структурные элементы атомов (рис. 5).

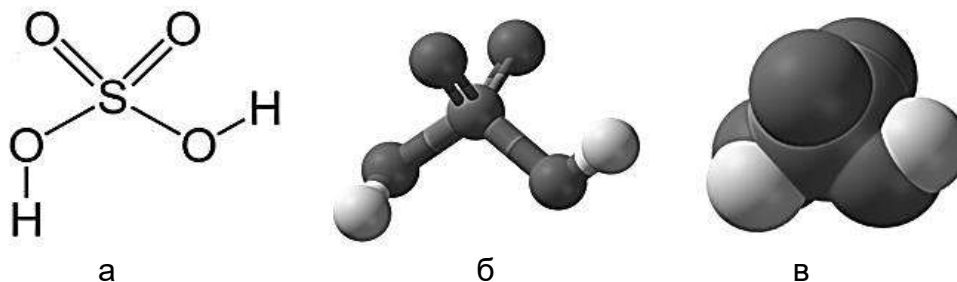


Рис. 5. **Модели молекулы серной кислоты:**

а – структурная формула, б – шаростержневая модель,
в – сферическая (Стюарта–Бриглеба)

Графические модели, используемые в химии, отражают математические зависимости, например, кривые зависимости растворимости твердых веществ от температуры (рис. 6).

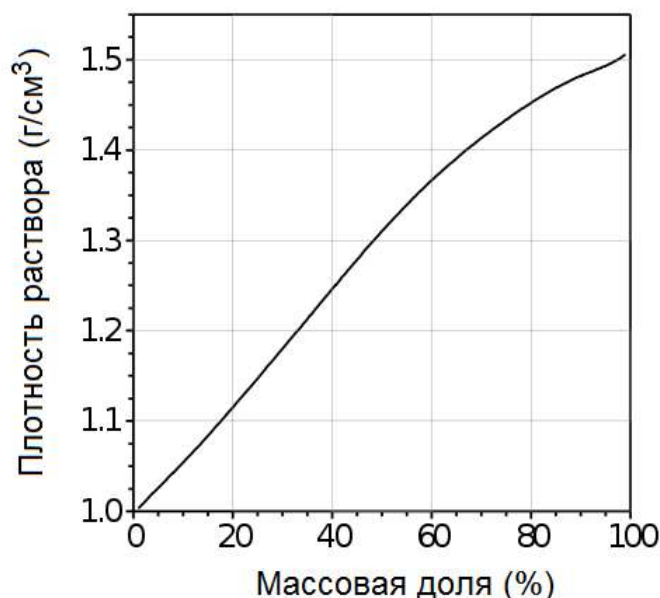


Рис. 6. **Графическая модель зависимости плотности раствора от массовой доли содержащейся в нем азотной кислоты**

Компьютерные модели позволяют получать в динамике наглядные запоминающиеся иллюстрации сложных или опасных химических опытов и явлений, воспроизвести их тонкие детали, которые могут «ускользнуть» при проведении реального химического эксперимента.



Большинство современных химиков считают, что основное преимущество компьютерных моделей – это возможность моделирования практически любых процессов и явлений, интерактивного взаимодействия пользователя с моделью, а также осуществления проблемного и исследовательского подходов к обучению.

Различие целей создания моделей определяет многообразие их функций. В современной литературе выделены следующие функции моделей (табл. 12).

Таблица 12

Виды моделей и их функции

Функции	Виды моделей
Описательная	Модель позволяет понять, как устроен конкретный объект, какова его структура и свойства
Объяснительная	В случае отсутствия подходящей теории модель служит средством объяснения какого-либо явления, факта и т.д.
Прогностическая	Использование модели для получения новых данных об объектах и процессах: либо еще не существующих, либо не наблюдаемых
Эвристическая	Модели могут быть источниками открытий в химической науке
Экстраполяционная	Посредством исследования моделей осуществляется перенос знаний о свойствах одного объекта на другой
Критериальная	С помощью модели проверяется истинность знания об оригинале, реализуется проверка гипотетических предположений
Интерпретационная	Модель обеспечивает связь теории с реальной действительностью, используется для доказательства непротиворечивости теории
Управленческая	Позволяет научиться управлять объектом или процессом, определить наилучшие способы управления при заданных целях и критериях
Дидактическая	Модели применяются для овладения системными знаниями и умениями в процессе обучения

Использовать компьютерные модели в химии необходимо исходя из следующих позиций:

1. Компьютерная модель должна помогать разбираться в деталях строения изучаемого вещества, сущности химического процесса, служить иллюстрацией условия решаемой задачи, явления или процесса.

2. Модель явления необходимо применять лишь в том случае, когда невозможно провести эксперимент или когда это явление протекает очень быстро и за ним невозможно проследить детально.

3. Работа с моделью позволяет выявлять как качественные, так и количественные зависимости между величинами.



5.2. Виртуальный эксперимент и виртуальные химические лаборатории

Важнейшим методом исследования в химии является химический эксперимент. По способу познания химический эксперимент можно условно разделить на реальный, виртуальный и мысленный. *Реальный эксперимент* предполагает непосредственное проведение химического опыта в специализированной лаборатории или на производстве. В ходе *мысленного эксперимента* благодаря воображению строится мысленный образ осуществления отдельных стадий химического опыта. *Виртуальный химический эксперимент* – вид химического эксперимента, при котором средством моделирования химических процессов и явлений служит компьютерная техника. «Виртуальный» (от лат. *virtualis*) означает «возможный, не имеющий физического воплощения»; виртуальная реальность – имитация реальной обстановки с помощью компьютерных устройств.

На современном этапе развития химии компьютерное моделирование представляет собой целое направление научных исследований, в результате которых на основании разного рода моделей химических систем, процессов и явлений расчетным путем прогнозируются ход их протекания и возможные продукты. Появление этого направления было обусловлено огромным объемом информации, накопленным в ходе экспериментальных и теоретических исследований в самых разных отраслях химической науки. Такой объем информации мог быть обработан и проанализирован только с помощью компьютерной техники. Более того, многие из сегодняшних проблем химической науки настолько сложны, что для их решения потребовались новые подходы, основанные на применении методов информатики. В результате на стыке химии и информатики возникла новая наука – хемоинформатика.

Хемоинформатика (химическая информатика) – наука, занимающаяся разработкой и использованием методов информатики применительно к решению химических проблем. Сегодня уже разработаны методы построения баз данных по различным соединениям и химическим реакциям. Они используются для прогнозирования физических, химических и биологических свойств соединений, анализа спектральной информации, а также для предсказания хода химических реакций и планирования синтеза веществ и материалов. В основе такого прогнозирования лежит перенос (интерполяция) известных сходных значений свойств химических объектов и закономерностей протекания процессов.

Таким образом, современные исследования в химии невозможны без использования реальных и виртуальных лабораторий.



К настоящему времени в химической науке сложилось четыре ведущих направления компьютерных исследований:

1) традиционное, занимающееся термодинамическими расчетами химических реакций, разделительных процессов в хроматографии и др.;

2) установление взаимосвязей между химическим строением (структурой) соединения и его свойствами;

3) квантовомеханические расчеты основных характеристик индивидуальных молекул и элементарных актов, механизмов реакций и кинетических закономерностей;

4) создание экспертных систем.

Использование компьютеров для решения задач первого направления увеличило вычислительные возможности, но теоретическая база при этом осталась прежней. Остальные три направления напротив способствуют развитию теоретической химии. Поскольку в основе этих направлений лежат сложнейшие расчеты, то их часто объединяют общим термином «математическая химия».

При установлении взаимосвязей между структурой вещества и его свойствами ведущими вычислительными средствами являются методы дискретной математики. Эти методы требуют внесения в компьютер целых банков данных, содержащих огромные массивы экспериментально полученных фактов о свойствах соединений известной структуры. В результате компьютер может сходным образом прогнозировать химическое строение вещества на основании данных о его свойствах, а также предсказывать свойства вещества, базируясь на описании его структуры. Таким образом, прогнозирование свойств химических соединений в хемоинформатике опирается на использование методов математической статистики и машинного обучения. Заметим, что методы машинного обучения относятся к так называемым методам искусственного интеллекта, отличительной особенностью которых является не прямое решение задачи, а обучение в процессе решения множества сходных задач. Для обозначения таких моделей применяется аббревиатура QSAR (Quantitative Structure–Activity Relationship) – «количественные соотношения «структура–свойства».

Третье направление возникло после создания квантовой механики и привело к развитию количественной теории различных типов молекулярных спектров и квантовой химии. Расчеты, позволяющие установить основные характеристики молекул (пространственное строение, дипольный момент, распределение электронной плотности и др.) и изучить механизмы химических реакций, стали возможными благодаря интенсивному развитию вычислительной техники и использованию физических моделей. Удачные физиче-



ские модели характеризуются большим сходством с поведением реальных химических объектов при различных воздействиях. Они позволяют имитировать самые разнообразные химические реакции, существенно расширяя спектр виртуального химического эксперимента. Именно к этому направлению относятся методы молекулярного моделирования.

Четвертое направление состоит в разработке теории и создании действующих экспертных систем. Такая система моделирует процесс рассуждений человека, делающего логический вывод исходя из многочисленных разнообразных гипотетических предположений. Наиболее развитой является экспертная система «Structure Elucidation» для определения структуры неизвестных соединений.

Таким образом, использование виртуального эксперимента является не только одним из ведущих направлений развития современной химической науки, но находит широкое применение в образовательном процессе. Виртуальный химический эксперимент следует, прежде всего, разделить на виртуальные демонстрации и виртуальные лаборатории (рис. 7).



Рис. 7. Классификация виртуального химического эксперимента

Рассмотрим выделенные типы виртуального химического эксперимента более подробно.

Виртуальная демонстрация – компьютерная программа, воспроизводящая на компьютере динамические изображения, создающие визуальные эффекты, имитирующие признаки и условия протекания химических процессов. Такая программа не допускает вмешательства пользователя в алгоритм, реализующий ее работу (рис. 8).

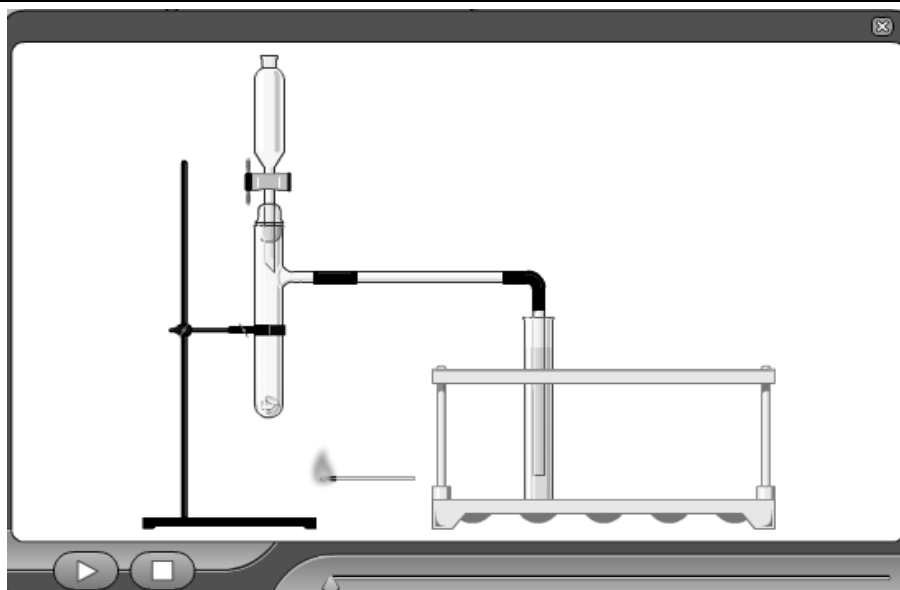


Рис. 8. Виртуальная демонстрация химического опыта
«Получение хлороводорода»

Виртуальная лаборатория – компьютерная программа, позволяющая моделировать на компьютере химический процесс, изменять условия и параметры его проведения (рис. 9).

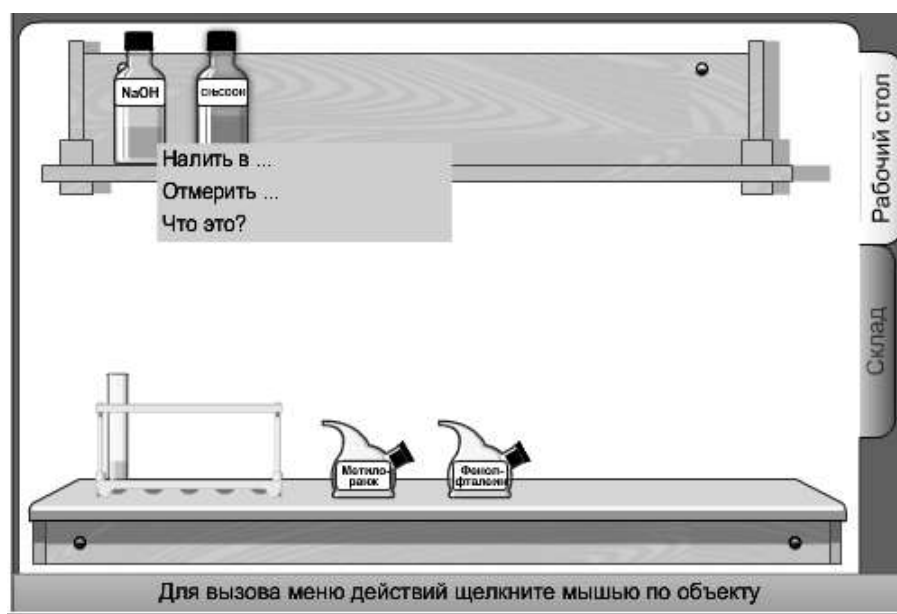


Рис. 9. Виртуальная лаборатория

Виртуальные лаборатории могут моделировать условия возникновения и признаки протекания химических реакций на качественном уровне. Примером виртуальных лабораторий такого типа являются «Анимация химических процессов» (ИНИС-СОФТ), ChemLab, Yenka и др.



Кроме того, можно выделить виртуальные лаборатории, иллюстрирующие закономерности протекания химических реакций на количественном уровне. Количественные изменения в этом случае интерпретируются в виде графиков и числовых таблиц. К виртуальным лабораториям такого типа следует отнести HyperChem, ChemStations ChemCAD и др.

Виртуальные лаборатории смешанного типа позволяют моделировать признаки, условия и закономерности протекания химических процессов (например, Crocodile Chemistry).

Виртуальные лаборатории имитируют химический эксперимент, который по каким-либо причинам невозможно провести реально (дороговизна реактивов, опасность, длительность опыта). Компьютерные модели обеспечивают получение в динамике наглядных запоминающихся иллюстраций сложных или опасных химических опытов, воспроизведение их тонких деталей, которые могут «ускользнуть» при проведении реального эксперимента. При этом пользователь получает возможность изменять временной масштаб, варьировать в широких пределах параметры и условия проведения опыта, а также моделировать ситуации, недоступные в реальном эксперименте.

Виртуальная лаборатория, как правило, содержит набор инструментов и объектов: посуду, оборудование и реактивы, необходимые для проведения виртуального химического опыта. Часть виртуальной лаборатории, где непосредственно моделируется химический опыт, принято называть сценой. На сцене могут быть представлены графики, иллюстрирующие количественную сторону данного процесса.

Приведем примеры виртуальных химических лабораторий.

Model ChemLab

Model ChemLab – программный продукт, включающий и интерактивное моделирование, и рабочее пространство портативной лаборатории с отдельными областями для теории, процедур и наблюдений.

Обычно лабораторное оборудование и процедуры используются, чтобы имитировать шаги, вовлеченные в выполнение эксперимента. Пользователи шаг за шагом исследуют фактические лабораторные процедуры, одновременно взаимодействуя с анимированным оборудованием способом, являющимся подобным реальному лабораторному опыту (рис. 10).

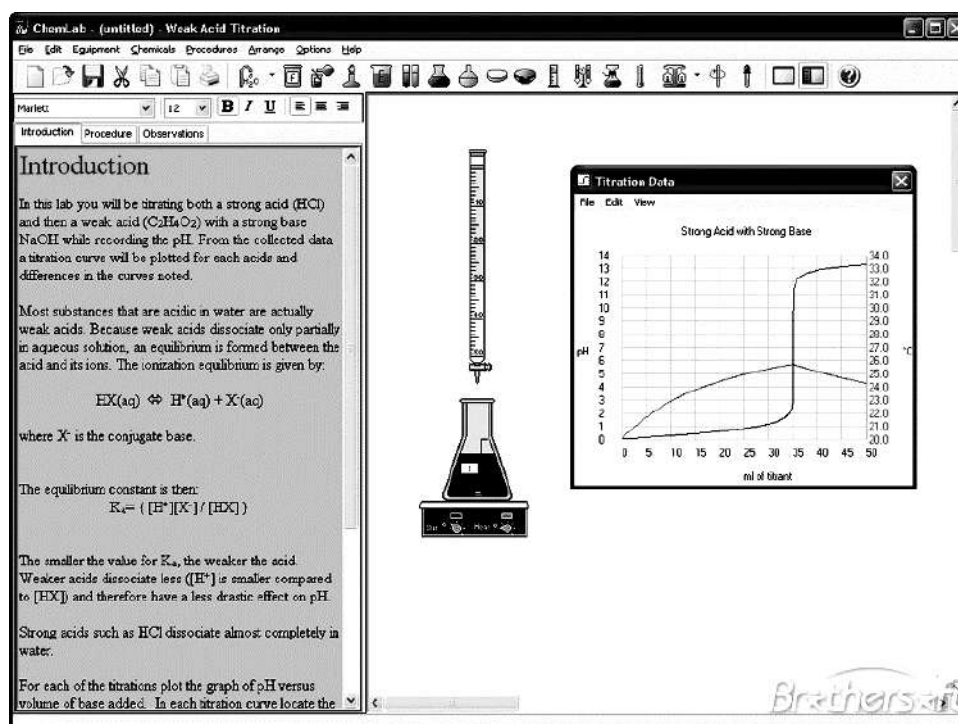
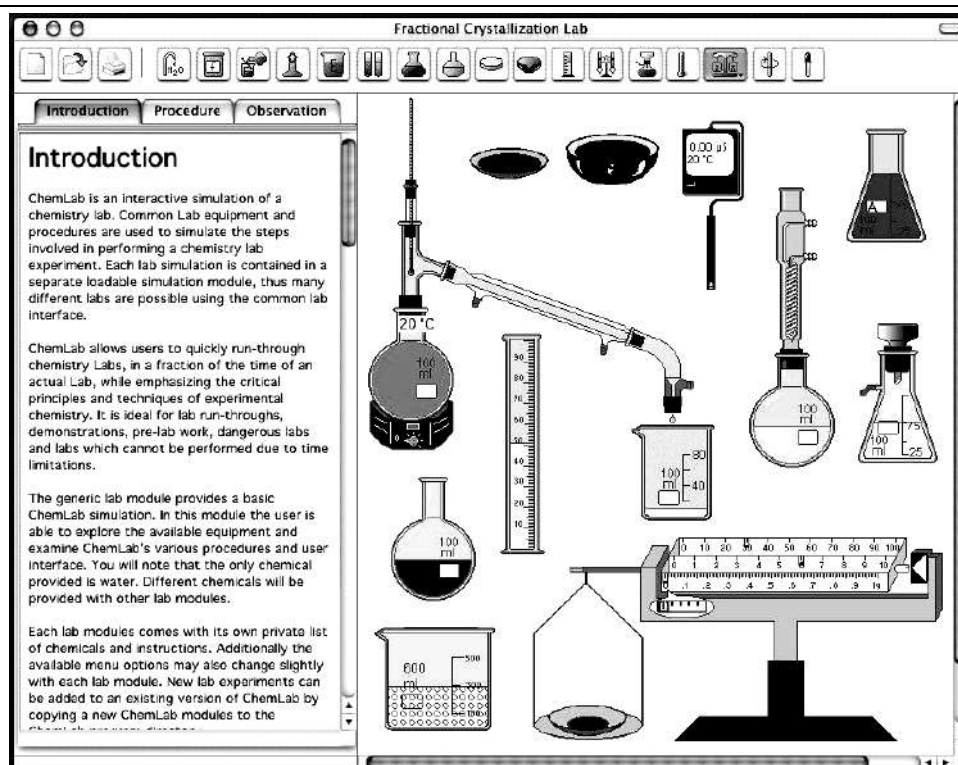


Рис. 10. Интерфейс программы Model ChemLab

Пользователи могут расширить оригинальный набор лаборатории, используя инструменты ChemLab's LabWizard, разработанные педагогами с учетом программы для развития лабораторного моделирования.



Crocodile Chemistry (Yenka)

Серия виртуальных лабораторий компании Crocodile Clips под общим названием Yenka – мощный инструмент моделирования явлений и процессов в различных областях науки и техники. Yenka работает под Windows, в настоящее время предлагается версия под Linux. Данные виртуальные лаборатории свободны и доступны для применения, достаточно загрузить и установить программу без дополнительной регистрации на сайте.

На основе интуитивно понятного интерфейса пользователь перемещает из панели объектов на сцену химические реагенты, химическое оборудование и посуду (рис. 11). Также необходимо указать количество и концентрацию реагентов. Сразу после смешивания компонентов начинается моделирование химической реакции.

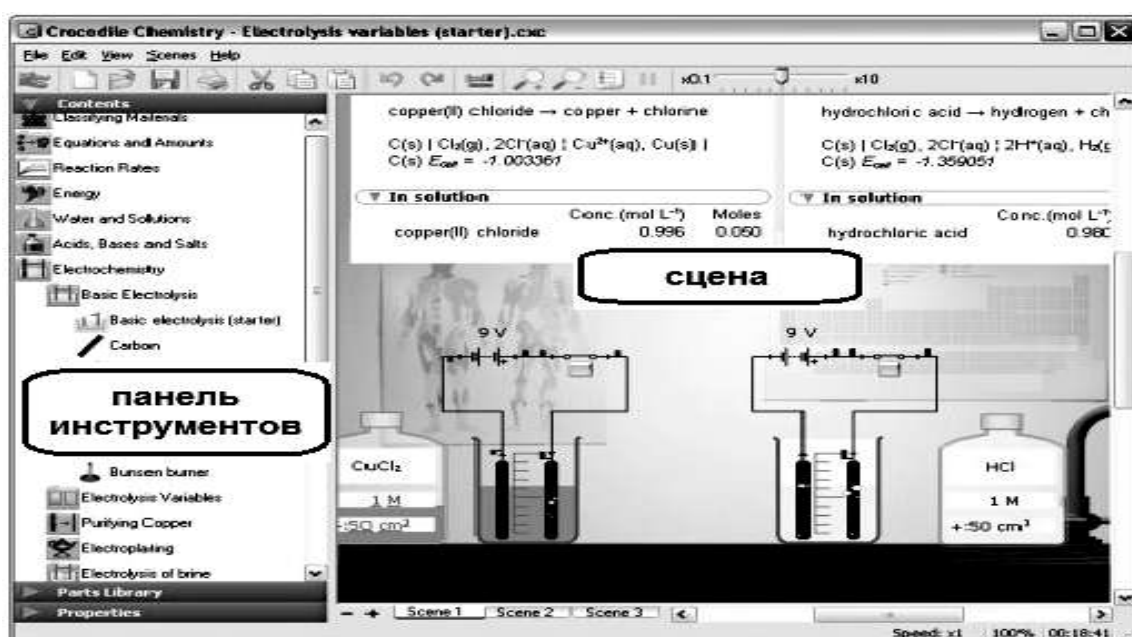


Рис. 11. Интерфейс программы Crocodile Chemistry

Ход реакции можно наблюдать при помощи графиков, например, строя зависимость pH раствора от объема добавляемой в него воды. С помощью 3D анимации молекулярной структуры моделируется механизм реакции.

Лаборатория Yenka – это не сборник анимаций, а моделирующая среда, которая позволяет проводить практически любые химические эксперименты.

Для того чтобы начать работу в этой лаборатории, необходимо «перетащить» из панели объектов на сцену реативы, химическое оборудование и посуду, указать количество и концентрацию реагентов. Моделирование реакции начинается сразу после смешивания компонентов. Любую сцену можно сохранить, чтобы потом заняться его дальнейшим изучением и анализом.



ГЛАВА 6. НАЧАЛА ХИМИЧЕСКИХ ИССЛЕДОВАНИЙ

6.1. Классификация химических реактивов и нормативно-технические требования к ним

Химические реактивы, используемые в эксперименте, чрезвычайно разнообразны. Классифицировать их следует не только *по степени чистоты* (технический, чистый, чистый для анализа, химически чистый и особой чистоты), но и *по свойствам и областям применения*.

По свойствам выделяют *гигроскопичные* (влагочувствительные) *светочувствительные*, *пожароопасные* и *ядовитые* химические реактивы.

Поглощение влаги приводит не только к увлажнению вещества, но и к изменению его свойств. К гигроскопичным веществам относятся гидроксиды натрия и калия; хлорид аммония; оксид фосфора(V) и т.д.

Под действием света отдельные вещества также могут изменяться, вступая в реакции окисления, восстановления, изомеризации и др. Светочувствительными реактивами являются раствор йода, нитрат серебра(I), анилин и др.

Пожароопасными считаются вещества, которые способны воспламеняться самопроизвольно или от кратковременного контакта с источником зажигания (искра, нить накала, пламя). К легко воспламеняющимся жидкостям (ЛВЖ) относится большинство жидких растворителей (спирт, ацетон, бензол, этилацетат, эфир).

Химические реактивы в разной степени ядовиты. Особенно опасно попадание в организм человека веществ, вызывающих хронические отравления (соединения ртути, мышьяка, синильной кислоты, метанол и др.). Для предотвращения токсического воздействия работать с такими веществами следует только в вытяжном шкафу.

Реактивы классифицируют *по областям применения*. При этом выделяют общеупотребительные индикаторы, красители для микроскопии, хроматографии, реактивы для дезинфекции и др.

Особое место занимают аналитические реактивы, используемые в химическом анализе. Аналитические реактивы классифицируют в зависимости от функции, выполняемой в ходе химического анализа. Среди таких реактивов выделяют:

1) *реактивы, применяемые для перевода анализируемых объектов в раствор*. Аналитические определения легче и лучше всего проходят в растворе. В связи с этим нерастворимые и малорастворимые соединения переводят в раствор с помощью кислот,



щелочей или органических растворителей;

2) *разделяющие реактивы*. В случае если исследуемый объект представляет собой смесь нескольких веществ, то для удобства определения эту смесь разделяют с помощью специальных реактивов:

- *осадителей* (избирательно осаждают одни вещества и не осаждают другие);

- *комплексообразователей* (удерживают элементы в составе образуемых растворимых комплексных соединений и не препятствуют осаждению других веществ);

- *экстрагирующих растворителей* (применяются для извлечения веществ, входящих в состав исследуемой смеси);

3) *диагностирующие (качественные) реактивы*. Такие реактивы применяются для непосредственного обнаружения или идентификации искомого вещества в результате проведения качественной реакции.

Качественные реакции – это химические реакции, позволяющие определить наличие того или иного вещества (иона) или присутствие в структуре вещества функциональной группы атомов.

Важнейшими характеристиками качественных реактивов являются их чувствительность и селективность.

Чувствительность химических реактивов определяется минимальным количеством вещества (иона), которое может быть обнаружено или количественно определено при добавлении реактива.

Селективность (избирательность) химического реактива – свойство реактива вступать во взаимодействие с небольшой группой веществ (ионов). Для определения большой группы веществ (ионов) используются так называемые групповые реагенты;

4) *реактивы вспомогательного действия*. Такие вещества способствуют созданию необходимых условий для успешного протекания аналитической реакции (комплексообразователи, вещества для приготовления буферных смесей, индикаторы и др.).

Основные нормативно-технические требования к каждому химическому реактиву представлены в государственных стандартах, являющихся ценными источниками научной информации. В этих документах подробно излагаются тщательно проверенные, воспроизводимые методики выполнения разнообразных операций, с которыми приходится сталкиваться химику.

В Республике Беларусь действуют государственные стандарты Беларуси (СТБ), а также ГОСТы СССР и межгосударственные стандарты СНГ, если они еще не заменены белорусскими национальными стандартами. В целях идентификации каждый стандарт имеет свое обозначение и название. В Обозначении указывается порядковый номер и год разработки. Например, СТБ 1874-2008 (стандарт



Беларуси); ГОСТ 4245-72 (стандарт СССР); ГОСТ Р 51210-98 (российский стандарт); СТБ ГОСТ Р 51212-2001 (стандарт Беларуси, составленный на основе российского).

Основные характеристики химических реактивов и методы их определения, указанные в государственных стандартах представлены в табл. 13.

Таблица 13

**Основные характеристики химических реактивов
по стандартам**

Характеристика	Основные понятия	Определение
Внешний вид	Структура твердых реактивов: кристаллическая	кристаллы видимы невооруженным глазом или через лупу при 6-кратном увеличении
	мелкокристаллическая	кристаллы видимы только с помощью микроскопа при 200-кратном увеличении
	аморфная	с помощью микроскопа при 200-кратном увеличении кристаллы не обнаруживаются
	Цвет твердых реактивов: белый, черный, серый, синий, фиолетовый, зеленый, желтый, оранжевый, красный, коричневый	определяется на матово-белом фоне или фильтровальной бумаге при дневном свете при составных цветах на первом месте указывают тот цвет, который содержится в меньшей доле, а затем через дефис – преобладающий цвет
	Интенсивность окраски твердых реактивов: бесцветные	не имеют цвета
	слабоокрашенные	имеют оттенок цвета, в названии применяют суффикс «-оват-» (например, желтоватый)
	интенсивно окрашенные	указывают цвет
	Цвет жидких реактивов	определяют визуальным методом (в сравнении с цветовой шкалой) и фотометрическим методом (по оптической плотности)
	Прозрачность жидких реактивов прозрачные жидкости	невооруженным глазом на свету не наблюдается наличия взвешенных частиц и других нерастворимых компонентов



Продолжение табл. 13

Запах	Характеристики: без запаха, с ощутимым запахом, с характерным запахом	измельченный твердый реактив массой 0,5–2,0 г или жидкий реактив объемом 2 см ³ помещают на часовое стекло, распределяя его равномерно; спустя 2 мин на расстоянии 40–60 мм органолептически проверяют наличие и характер запаха
	Характеристики: очень легкорастворимый	реактив массой 1 г растворяется в растворителе массой до 1 г
Растворимость	легкорастворимый	реактив массой 1 г растворяется в растворителе массой 1–10 г
	растворимый	реактив массой 1 г растворяется в растворителе массой 10–30 г
	малорастворимый	реактив массой 1 г растворяется в растворителе массой 30–100 г
	плохо растворимый	реактив массой 1 г растворяется в растворителе массой 100–1000 г
	очень плохо растворимый	реактив массой 1 г растворяется в растворителе массой 1000–10000 г
	почти нерастворимый	реактив массой 1 г растворяется в растворителе массой свыше 10000 г
	смешиваемый жидкий реактив	жидкий реактив смешивается с применяемым растворителем гомогенно в любом соотношении
	растворитель	дистиллированная вода или спирт (96% этиловый спирт)
Масса	единицы измерения	г, мг, мкг
	постоянная масса	разность результатов двух последующих взвешиваний не превышает: 0,0002 г для массы не более 0,005 г; 0,0005 г для массы 0,005 г и более
Объем	единицы измерения	дм ³ , см ³
	капля	жидкость объемом 0,03–0,05 см ³
Температура	единицы измерения	°С
	Характеристики: холодная	от –5°С до +5°С
	прохладная	от +5°С до +15°С
	комнатная температура	от +15°С до +25°С
	умеренно теплая	от +25°С до +40°С



Продолжение табл. 13

	теплая	от +40°C до +75°C
	горячая	свыше 75°C
	Изменение температуры охлаждение	охлаждение до комнатной температуры
	умеренное подогревание	нагревание от +25°C до +40°C
	подогревание	нагревание от +40°C до +75°C
	нагревание	нагревание свыше +75°C
Точность измерения	значение	обозначается числом десятичных знаков после запятой данного числового значения
	«около»	допустимое отклонение составляет $\pm 20\%$ от номинального значения
Время	единицы измерения	ч, мин, с, день или сутки
	«сразу»	отрезок времени не более 30 с
	свежеприготовленный раствор	раствор, приготовленный не более, чем за 8 ч до его применения
Испытания	Виды растворов испытуемый раствор	раствор, содержащий испытуемое вещество с соответствующими добавками необходимых реактивов
	раствор сравнения	раствор, который не содержит испытуемого вещества, но содержит определяемую примесь, добавляемую в виде раствора с известным содержанием этой примеси, а также все добавленные к испытуемому раствору реактивы
	контрольный раствор	раствор, содержащий растворы, которые были добавлены к испытуемому раствору, за исключением испытуемого вещества
	Кислотность и щелочность сильнокислый	pH < 2
	кислый	2 < pH < 4
	слабокислый	4 < pH < 6,5
	нейтральный	6,5 < pH < 7,5
	слабощелочной	7,5 < pH < 10
	щелочной	10 < pH < 12
	сильнощелочной	12 < pH < 14
	Нейтрализация и установление pH	Используются водные растворы: аммиака с массовой долей 10% и соляной кислоты с массовой долей 25%.

*Окончание табл. 13*

		Нейтрализацию и установление рН проводят в присутствии раствора индикатора или по индикаторной бумаге (периодическая капельная проба), а также электрометрически (потенциометрически)
	Оценка и вычисление результатов испытания	Рассчитывают среднее арифметическое значение результатов 2-х параллельных определений. Результат вычисляют с точностью на два десятичных знака большей, чем число десятичных знаков, указанное в нормативно-технической документации на испытуемый реактив. Затем цифры округляют до требуемого числа десятичных знаков, соблюдая правило: числа 1, 2, 3 и 4 округляют до нуля; числа 5, 6, 7, 8 и 9 округляют до 10

6.2. Упаковка и маркировка химических реактивов

Все химические вещества, находящиеся в лаборатории должны быть герметически упакованы в соответствующую потребительскую тару, снабженную стандартной этикеткой с названием соединения и его химической формулой (рис. 12). *Запрещается* использовать и хранить вещества без этикеток. Если не удастся точно установить формулу вещества, то такой реактив следует уничтожить.



Рис. 12. Этикетки химических реактивов

Необходимые обозначения на этикетке:

- 1) название вещества, его химическая формула;
- 2) масса реактива;
- 3) классификация реактива;
- 4) номер партии;
- 5) дата изготовления и штамп ОТК;
- 6) название предприятия, его местонахождение;
- 7) номер стандарта или ТУ;
- 8) показатели качества, номенклатурный номер реактива по преискуранту.

Иногда используются дополнительные предупреждающие знаки (рис. 13):



Рис. 13. Дополнительные предупреждающие знаки



В зависимости от чистоты реактива на тару должна быть наклеена этикетка определенного цвета:

- для «химически чистого» реактива – красная;
- для «чистого для анализа» – синяя;
- для «чистого» – зеленая;
- для «особой чистоты» – желтая.

Для всех прочих реактивов применяют этикетку светло-коричневого цвета. Этикетка на склянках с жидкими реактивами должна быть защищена полиэтиленовой липкой лентой или другим прозрачным материалом, предохраняющим этикетку от химического воздействия реактива.

При наличии у реактива ядовитых, огнеопасных или взрывоопасных свойств на тару наклеивают дополнительную этикетку с надписью:

- «Огнеопасно» – красного цвета;
- «Яд» – желтого;
- «Взрывоопасно» – голубого;
- «Беречь от огня» – зеленого цвета.

В зависимости от физико-химических свойств, агрегатного состояния и других особенностей химических реактивов и препаратов для их фасовки применяются следующие виды тары.

Ампулы, изготовленные из стекла или полимеров (полиэтилена, полихлорвинила). Они используются для реактивов массой 0,1–5,0 г (индикаторы, соли драгоценных металлов, биохимические препараты и др.), для фасовки низкокипящих жидкостей (ацетальдегид, диэтиламин) и готовых аналитических форм (фиксаналы, вещества для калибровки хроматографов и др.).

Банки стеклянные, полиэтиленовые и из белой жести. Они применяются только для твердых сыпучих веществ. Металлические банки используются также для растворителей и некоторых органических жидкостей.

Склянки и флаконы, изготовленные из полиэтилена, применяются для жидких реактивов, твердых реактивов и препаратов с низкой температурой плавления.

Стеклянные и полиэтиленовые банки, склянки и флаконы бывают емкостью 25, 50, 100, 250, 500, 1000, 2000, 3000 и 5000 см³. Заполнение объема тары должно быть максимальным: для твердых веществ 90%, а для жидких, в зависимости от давления паров, – 80% объема.

Укупорка стеклянных банок и склянок производится с помощью стеклянной притертой пробки; корковой пробки, защищенной пергаментом; алюминиевой фольги или полиэтиленовой пленки; навин-



чивающейся пластмассовой крышки с полиэтиленовым вкладышем или корковой прокладкой.

Пакеты из полиэтиленовой пленки толщиной не менее 0,03 мм и объемом до 500 см³ (или толщиной не менее 0,05 мм и объемом 500–1000 см³) применяют только для сухих гигроскопических реактивов. Пакеты должны быть герметизированы с помощью специальной термической запайки.

Бутылы стеклянные и *канистры* полиэтиленовые объемами 10 и 20 дм³, *бочки* полиэтиленовые объемом 45 дм³ предназначены для неорганических кислот, аммиака, пероксида водорода, бензина и других жидкостей.

Стеклянные бутылки укупориваются стеклянными притертыми пробками или полиэтиленовыми пробками, а полиэтиленовые бутылки, канистры и бочки – полиэтиленовыми навинчивающимися крышками.

Мешки полиэтиленовые используются для укрупненной фасовки твердых реактивов (толщина полиэтиленовой пленки не менее 0,2 мм). Мешки с содержимым запаиваются термическим путем.

Тематика исследовательских работ

1. Современный химический язык и эволюция его становления.
2. Международная система единиц физических величин в химической науке.
3. Важнейшие классы неорганических соединений в живописи.
4. Лабораторные методы получения солей – пигментов красителей.
5. Влияние внешних условий на рост кристаллов различных солей.
6. Кислотные дожди и их экологические последствия в модельном химическом эксперименте.
7. Соли в истории создания фотографии.
8. Компьютерное моделирование в современной химической науке.
9. Виртуальные химические лаборатории и перспективы их использования.



ГЛАВА 7. КОНТРОЛЬ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ

7.1. Оксиды

1. Формулы только основных оксидов перечислены в ряду:

- а) CaO , Na_2O , MgO ;
- б) BaO , CaO , SO_3 ;
- в) K_2O , BaO , Mn_2O_7 ;
- г) SO_2 , P_2O_5 , SiO_2 ;
- д) P_2O_5 , Na_2O , CaO .

2. Формулы соответственно кислотного, амфотерного и несолеобразующего оксида приведены в ряду:

- а) Na_2O , ZnO , P_2O_5 ;
- б) P_2O_5 , Al_2O_3 , NO ;
- в) MgO , SO_2 , Mn_2O_7 ;
- г) K_2O , SO_3 , CO ;
- д) CO_2 , SO_3 , Al_2O_3 .

3. Кислотные свойства оксидов последовательно возрастают в ряду:

- а) SO_3 , CO_2 , Al_2O_3 ;
- б) Al_2O_3 , SO_3 , CO_2 ;
- в) SO_3 , Al_2O_3 , CO_2 ;
- г) Al_2O_3 , CO_2 , SO_3 ;
- д) CO_2 , SO_3 , Al_2O_3 .

4. Все оксиды реагируют с разбавленным раствором NaOH с образованием солей в ряду:

- а) P_2O_5 , Al_2O_3 , CaO ;
- б) CO_2 , SO_2 , Al_2O_3 ;
- в) K_2O , SO_3 , ZnO ;
- г) Mn_2O_7 , CaO , SiO_2 ;
- д) Na_2O , CuO , P_2O_5 .

5. Оксид серы(VI) взаимодействует с каждым из веществ в паре:

- а) вода и соляная кислота;
- б) кислород и оксид магния;
- в) оксид кальция и гидроксид натрия;
- г) медь и серная кислота;
- д) оксид фосфора и углерод.

6. Реагирует с оксидом серы(VI), но не реагирует с оксидом калия:

- а) HCl ;
- б) H_2O ;



- в) H_2SO_4 ;
- г) NaOH ;
- д) CO_2 .

7. При взаимодействии как с кислотами, так и со щелочами соль образует:

- а) оксид натрия;
- б) оксид кальция;
- в) оксид фосфора(V);
- г) оксид серы(IV);
- д) оксид алюминия.

8. Кислотный оксид образуется при взаимодействии:

- а) H_2SO_4 и KOH ;
- б) Zn и HCl ;
- в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и SO_2 ;
- г) H_2SO_4 и P_2O_5 ;
- д) FeSO_4 и NaOH .

9. Основной и кислотный оксиды образуются при нагревании:

- а) карбоната магния;
- б) гидроксида меди(II);
- в) кремниевой кислоты;
- г) хлорида аммония;
- д) гидроксида железа(II).

10. О каком оксиде идет речь: «При нормальных условиях зеленовато-бурая или красная маслянистая жидкость, имеет молекулярное строение»:

- а) оксид хлора(I);
- б) оксид серы(VI);
- в) оксид марганца(VII);
- г) оксид ртути(II);
- д) оксид бария

QR-ключ к тестовым заданиям²:



² Для того чтобы проверить правильность выполненных Вами заданий, необходимо взять мобильный телефон с камерой, запустить программу для сканирования QR-кода (например, QR CodeReader или BarcodeScanner), навести объектив камеры на код и получить ключ к тесту.



7.2. Кислоты

1. Формулы только двухосновных кислот перечислены в ряду:
 - а) HCOOH , CH_3COOH , H_2SO_4 ;
 - б) H_2CO_3 , H_2SO_3 , HNO_3 ;
 - в) H_2CrO_4 , H_2SiO_3 , H_2S ;
 - г) H_3PO_4 , CH_3COOH , H_2SO_3 ;
 - д) H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2CO_3 .
2. Формулы двух сильных и одной слабой кислоты представлены в ряду:
 - а) HCl , H_3PO_4 , H_2CO_3 ;
 - б) HCl , HNO_3 , HCOOH ;
 - в) HNO_3 , CH_3COOH , H_2SiO_3 ;
 - г) HBr , H_2SO_3 , CH_3COOH ;
 - д) H_2S , H_2SO_3 , H_3PO_4 .
3. Обо всех кислотах, растворимых в воде, можно сказать:
 - а) являются жидкостями (н.у.);
 - б) устойчивы к нагреванию;
 - в) в их водных растворах концентрация ионов водорода больше, чем в воде;
 - г) являются твердыми веществами (н.у.);
 - д) могут быть получены из соответствующих им оксидов.
4. Разбавленная соляная кислота взаимодействует с каждым из веществ в паре:
 - а) Cu и $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
 - б) CuO и $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
 - в) CuO и $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
 - г) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CuSO_4 ;
 - д) Cu и CuO .
5. С разбавленной серной кислотой реагируют все вещества в ряду:
 - а) Cu , KOH , SiO_2 ;
 - б) NaCl , NaOH , CO_2 ;
 - в) Zn , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, BaO ;
 - г) CrO_3 , KNO_3 , Ag ;
 - д) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Cu , CaO .
6. С разбавленной азотной кислотой взаимодействует каждое из двух веществ в паре:
 - а) медь и оксид серы(IV);
 - б) хлорид бария и оксид углерода(IV);



- в) гидроксид калия и кремниевая кислота;
- г) оксид магния и оксид углерода(IV);
- д) цинк и гидроксид кальция.

7. Водный раствор высшего оксида элемента с атомным номером 16 реагирует со всеми веществами в ряду:

- а) KOH, CaO, Na₂CO₃;
- б) HNO₃, BaO, K₂CO₃;
- в) NaOH, CO, Na₂CO₃;
- г) HNO₃, Ca(OH)₂, Na₂CO₃;
- д) CO₂, HNO₃, CaO.

8. В отличие от соляной кислоты концентрированная серная кислота при определенных условиях может реагировать со следующим веществом:

- а) гидроксидом калия;
- б) нитратом натрия;
- в) оксидом алюминия;
- г) оксидом углерода(IV);
- д) гидроксидом кальция.

9. Непосредственным растворением соответствующих оксидов в воде нельзя получить кислоту:

- а) ортофосфорную;
- б) кремниевую;
- в) азотную;
- г) сернистую;
- д) серную.

10. Азотную кислоту можно получить при взаимодействии:

- а) Ba(NO₃)₂ и H₂SO₄;
- б) NO и H₂O;
- в) KNO₃ и HCl;
- г) NO₂ и CaO;
- д) Mg(NO₃)₂ и KOH.

QR-ключ к тестовым заданиям:





7.3. Основания

1. Гидроксиды элементов магния, алюминия, кремния относятся соответственно к классам:

- а) оснований, кислот, амфотерных гидроксидов;
- б) амфотерных гидроксидов, оснований, кислот;
- в) оснований, амфотерных гидроксидов, кислот;
- г) амфотерных гидроксидов, кислот, оснований;
- д) кислот, оснований, амфотерных гидроксидов.

2. Укажите число щелочей из приведенного перечня: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$:

- а) 7;
- б) 6;
- в) 5;
- г) 4;
- д) 3.

3. Со щелочами реагируют все вещества в группе:

- а) оксид серы(IV), гидроксид алюминия, хлорид натрия;
- б) оксид фосфора(V), ортофосфорная кислота, гидроксид алюминия;
- в) хлорид меди (II), гидроксид аммония, карбонат натрия;
- г) сульфат железа (III), нитрат аммония, оксид калия;
- д) сернистая кислота, оксид натрия, гидроксид алюминия.

4. В отличие от гидроксида калия гидроксид алюминия реагирует с раствором:

- а) серной кислоты;
- б) хлорида натрия;
- в) гидроксида натрия;
- г) азотной кислоты;
- д) хлорида калия.

5. При нагревании сравнительно легко разлагаются оба вещества в паре:

- а) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
- б) KOH и $\text{Al}(\text{OH})_3$;
- в) NaOH и $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
- г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и KOH ;
- д) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и NaOH .

6. С гидроксидом натрия в водном растворе взаимодействует при комнатной температуре каждая из солей, формулы которых:

- а) BaSO_4 , NaHCO_3 ;



- б) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, CaCO_3 ;
- в) Li_2SO_4 , FeSO_4 ;
- г) FeSO_4 , NaHCO_3 ;
- д) FeSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

7. Нерастворимое в воде основание $\text{Cu}(\text{OH})_2$ реагирует с каждым из двух веществ в паре:

- а) HCl и NaCl ;
- б) HNO_3 и HCl ;
- в) KCl и HCl ;
- г) H_2SO_4 и KCl ;
- д) LiCl и HNO_3 .

8. Соединения НЕ реагируют между собой в паре:

- а) гидроксид натрия и гидроксид цинка;
- б) гидроксид бария и азотная кислота;
- в) гидроксид калия и серная кислота;
- г) гидроксид магния и азотная кислота;
- д) гидроксид кальция и оксид натрия.

9. Основание НЕ образуется в ходе реакции:

- а) $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;
- б) $\text{AlCl}_3 + 3\text{KOH} \rightarrow$;
- в) $\text{FeCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
- г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$;
- д) $\text{NiCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$.

10. Основание может быть получено в реакции:

- а) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
- б) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- в) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$;
- г) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- д) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

QR-ключ к тестовым заданиям:





7.4. Соли

1. Формулы двух кислых солей приведены в ряду:

- а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
- б) NH_4NO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$;
- в) FeCl_3 , FeCl_2 ;
- г) KHSO_4 , NaH_2PO_4 ;
- д) Na_3PO_4 , NaHSO_4 .

2. Только основные соли находятся в ряду:

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Br}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CrCl_3 ;
- б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, FeOHHSO_4 ;
- в) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NiOHNO_3 , AlCl_3 ;
- г) MgOHNO_3 , $\text{Mn}(\text{HSO}_4)_2$, Na_2SiO_3 ;
- д) CoOHCl , NiOHNO_3 , $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$.

3. Кислая, средняя и основная соли расположены последовательно в ряду:

- а) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$, MgBr_2 , MnSO_4 ;
- б) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, CoOHCl , NiOHNO_3 ;
- в) MgOHNO_2 , Na_2SO_4 , NaH_2PO_4 ;
- г) BaSO_4 , CoOHCl , KCl ;
- д) NaHCO_3 , CaCl_2 , NiOHNO_3 .

4. При взаимодействии со щелочами НЕ образуют кислую соль оба вещества в паре:

- а) NO_2 и N_2O_5 ;
- б) CO_2 и N_2O_5 ;
- в) SO_2 и NO ;
- г) NO_2 и P_2O_5 ;
- д) SO_2 и N_2O_5 .

5. Химическое взаимодействие в водном растворе возможно между солями:

- а) BaSO_4 и KCl ;
- б) K_2S и CuSO_4 ;
- в) NiCl_2 и NaNO_3 ;
- г) NaCl и $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$;
- д) KNO_3 и NaCl .

6. Дигидроортофосфат калия образуется, если в водном растворе взаимодействуют:

- а) 2 моль KOH + 1 моль H_3PO_4 ;
- б) 1 моль KOH + 1 моль H_3PO_4 ;



- в) 4 моль KOH + 1 моль P_2O_5 ;
- г) 2 моль KOH + 1 моль P_2O_5 ;
- д) 4 моль KOH + 1 моль H_3PO_4 .

7. С водным раствором CuCl_2 взаимодействуют все вещества в группе:

- а) AgNO_3 , Na_2CO_3 , Ag ;
- б) K_2S , HNO_3 , H_3PO_4 ;
- в) FeSO_4 , KOH , HNO_3 ;
- г) NaOH , K_3PO_4 , Fe ;
- д) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Ag , Na_2CO_3 .

8. В водном растворе протекают обе из двух реакций в паре:

- а) $\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$ и $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
- б) $\text{BaSO}_4 + \text{KNO}_3 \rightarrow$ и $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$;
- в) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ и $\text{BaSO}_4 + \text{NaNO}_3 \rightarrow$;
- г) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$ и $\text{NiCl}_2 + \text{KNO}_3 \rightarrow$;
- д) $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$.

9. Наибольшее число различных по составу солей в реакции с раствором щелочи образует вещество, формула которого:

- а) HCl ;
- б) H_2SO_4 ;
- в) H_3PO_4 ;
- г) HNO_3 ;
- д) H_2SO_3 .

10. Соль состава $\text{Na}_3\text{ЭO}_4$ образуется при взаимодействии избытка водного раствора гидроксида натрия с:

- а) хлороводородом;
- б) ортофосфорной кислотой;
- в) сернистой кислотой;
- г) серной кислотой;
- д) азотной кислотой.

QR-ключ к тестовым заданиям:



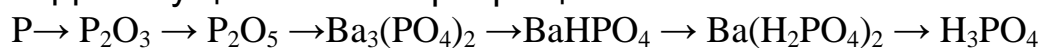


7.5. Взаимосвязь между важнейшими классами неорганических соединений

1. В схеме превращений $\text{SO}_2 \xrightarrow{+ \text{O}_2} \text{X} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$ веществом X является:

- а) H_2SO_3 ;
- б) H_2SO_4 ;
- в) S;
- г) SO_3 ;
- д) H_2S .

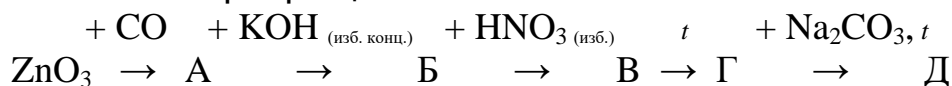
2. Для осуществления превращений по схеме:



необходимо использовать вещества 1) вода; 2) кислород; 3) оксид бария; 4) хлорид бария; 5) серная кислота в такой последовательности:

- а) 2, 2, 3, 5, 5, 5;
- б) 2, 2, 1, 1, 5, 5;
- в) 1, 1, 3, 5, 5, 5;
- г) 2, 1, 1, 4, 5, 5;
- д) 2, 2, 3, 1, 1, 5.

3. В схеме превращений



сумма молярных масс (г/моль) цинксодержащих веществ Б и Д равна:

- а) 186;
- б) 354;
- в) 272;
- г) 342;
- д) 236.

4. В схеме превращений $\text{NO}_2 \xrightarrow{+ \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}} \text{X}_1 \xrightarrow{+ \text{NH}_3} \text{X}_2 \xrightarrow{t} \text{N}_2\text{O}$ веществами X_1 и X_2 являются соответственно:

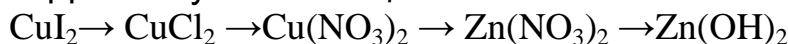
- а) HNO_3 и HNO_2 ;
- б) HNO_3 и NH_3 ;
- в) HNO_3 и NH_4NO_3 ;
- г) HNO_2 и NH_4NO_3 ;
- д) HNO_3 и NO_2 .



5. В схеме превращений $\text{Ca} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{X}_1 \xrightarrow{+\text{CO}_2} \text{X}_2$ веществами X_1 и X_2 являются соответственно:

- а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CaCO_3 ;
- б) CaO и CaCO_3 ;
- в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CO_2 ;
- г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CaO ;
- д) CaO и CO_2 .

6. Для получения веществ по схеме:



следует выбрать реагенты 1) ZnCl_2 ; 2) HNO_3 ; 3) Zn ; 4) NH_3 (p-p);

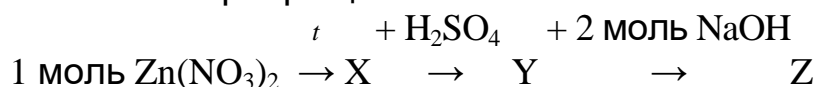
5) AgNO_3 ; 6) Cl_2 ; 7) H_2O в такой последовательности:

- а) 1, 2, 3, 7;
- б) 6, 2, 3, 7;
- в) 6, 5, 3, 4;
- г) 6, 2, 5, 7;
- д) 1, 2, 3, 4.

7. В схеме превращений $\text{CuS} \xrightarrow{+\text{O}_2 \text{ (изб.)}} \text{A} \xrightarrow{+\text{Б}} \text{B} \xrightarrow{+\text{Fe}} \text{Г} \xrightarrow{+\text{Д}} \text{H}_2\text{S}$ веществами А–Д из предложенного перечня веществ: 1) O_2 ; 2) SO_2 ; 3) H_2S ; 4) FeS ; 5) S ; 6) H_2SO_4 являются соответственно:

- а) АЗБ2В5Г4Д6;
- б) А2Б3В4Г5Д6;
- в) АЗБ6В5Г4Д2;
- г) А2Б3В5Г4Д6;
- д) А2Б3В1Г6Д4.

8. В схеме превращений



цинксодержащее вещество Z представляет собой:

- а) основной оксид;
- б) амфотерный оксид;
- в) нерастворимое в воде основание;
- г) амфотерный гидроксид;
- д) кислоту.

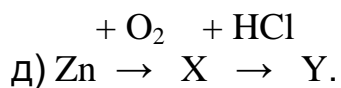
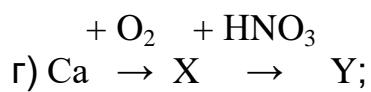
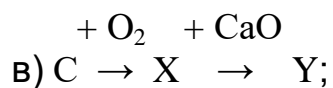
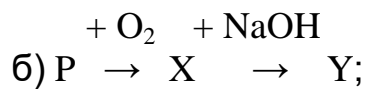
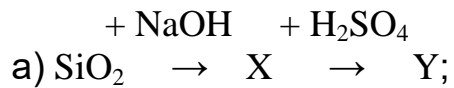
9. Для предложенных схем превращения веществ: а) $\text{S}_8 \rightarrow \text{SO}_2$; б) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_3$; в) $\text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$; г) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3$ реагентами являются 1) KNO_3 ; 2) NaOH ; 3) O_2 ; 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; 5) NaCl :

- а) АЗБ2В1Г4;
- б) АЗБ2В2Г4;



- в) A3B1B2Г4;
г) A2Б3B2Г4;
д) A3Б2B2Г5.

10. Кислота является конечным продуктом в схеме превращений:



QR-ключ к тестовым заданиям:





ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2009. – 743 с.
2. Бабич, Л.В. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие для студентов пед. ин-тов / Л.В. Бабич [и др.]. – М.: Просвещение, 1991. – 320 с.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с.
4. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2010. – 728 с.
5. Коровин, Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М.: Высш. шк., 1998. – 559 с.
6. Коровин, Н.В. Общая химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие / Н.В. Коровин, В.К. Камышова, Е.Я. Удрис; под общ. ред. Н.В. Коровина. – М.: КНОРУС, 2015. – 336 с.
7. Общая химия в формулах, определениях, схемах // И.Е. Шиманович [и др.]. – Минск: Полымя, 1996. – 528 с.
8. Свердлова, Н.Д. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения: учеб. пособие / Н.Д. Свердлова. – СПб.: Лань, 2013. – 352 с.
9. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия / Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 1997. – 527 с.

Дополнительная

10. Аршанский, Е.Я. Настольная книга учителя химии: учеб.-метод. пособие для учителей общеобразоват. учреждений с бел. и рус. яз. обучения / Е.Я. Аршанский, Г.С. Романовец, Т.Н. Мякинник; под ред. Е.Я. Аршанского. – Минск: Сэр-Вит, 2010. – 352 с.
11. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: учеб. пособие для ун-тов, хим.-технол. и пед. вузов / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – М.: Высш. шк.; Academia, 1999. – 368 с.
12. Васильева, З.Г. Лабораторный практикум по общей химии / З.Г. Васильева [и др.]. – М.: Химия, 1969. – 304 с.
13. Воскресенский, П.И. Техника лабораторных работ / П.И. Воскресенский. – Л.: Химия, 1970. – 540 с.
14. Лисичкин, Г.В. Годитесь ли вы в химики? / Г.В. Лисичкин, Л.А. Коробейникова. – М.: ИКЦ «Академкнига», 2003. – 143 с.
15. Мицкевич, Е.Н. Синтезы неорганических веществ: лаборатор. практикум / Е.Н. Мицкевич, Е.Б. Окаев, С.Ю. Елисеев. – Минск: БГПУ, 2010. – 100 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Периодическая система химических элементов
Д. И. Менделеева

Периоды	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I A	II A	III A	IV A	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIB			IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1,008 1 Водород H																	4,0026 2 Гелий He
2	6,941 3 Литий Li	9,0122 4 Бериллий Be															18,9984 9 Фтор F	20,1797 10 Неон Ne
3	22,98976 11 Натрий Na	24,304 12 Магний Mg															35,452 17 Хлор Cl	39,948 18 Аргон Ar
4	39,0983 19 Калий K	40,078 20 Кальций Ca	69,723 21 Скандий Sc	47,867 22 Титан Ti	50,942 23 Ванадий V	51,996 24 Хром Cr	54,938 25 Манганец Mn	55,845 26 Железо Fe	58,933 27 Кобальт Co	58,693 28 Никель Ni	63,546 29 Медь Cu	65,38 30 Цинк Zn	69,723 31 Галлий Ga	72,63 32 Германий Ge	74,922 33 Арсен As	78,96 34 Селен Se	79,904 35 Бром Br	83,798 36 Криpton Kr
5	85,468 37 Рубидий Rb	87,62 38 Стронций Sr	137,327 39 Иттрий Y	91,224 40 Цирконий Zr	92,906 41 Никобий Nb	95,96 42 Молибден Mo	101,07 43 Технеций Tc	106,42 44 Рутений Ru	107,868 45 Родий Rh	108,9062 46 Палладий Pd	112,412 47 Серебро Ag	114,818 48 Кадмий Cd	118,71 49 Индий In	121,760 50 Олово Sn	127,60 51 Сурьма Sb	126,904 52 Теллур Te	131,293 53 Йод I	131,293 54 Ксенон Xe
6	132,905 55 Цезий Cs	137,327 56 Барий Ba	178,49 57 Лантан La	178,49 58 Церий Ce	180,9478 59 Прометий Pr	183,84 60 Неодим Nd	186,207 61 Прометий Pm	190,23 62 Самарий Sm	192,217 63 Европий Eu	195,083 64 Гадолиний Gd	196,9665 65 Тербий Tb	200,592 66 Диспрозий Dy	204,38 67 Гольмий Ho	207,2 68 Эрбий Er	208,980 69 Тульций Tm	209 70 Йттербий Yb	210 71 Лютеций Lu	222 72 Радон Rn
7	223 87 Франций Fr	226 88 Радий Ra	238,02891 89 Актиний Ac	238,02891 90 Торий Th	238,02891 91 Протактиний Pa	238,02891 92 Уран U	238,02891 93 Нептуний Np	238,02891 94 Плутоний Pu	238,02891 95 Америций Am	238,02891 96 Кюрий Cm	238,02891 97 Берклий Bk	238,02891 98 Калифорний Cf	238,02891 99 Эйнштейний Es	238,02891 100 Фермий Fm	238,02891 101 Менделевий Md	238,02891 102 Нобелий No	238,02891 103 Лавендерий Lr	238,02891 104 Резерфордий Rf

Лантаниды

Актиниды



Приложение 2

**ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ
КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ**

	K ⁺	Na ⁺	Li ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	H ⁺
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	-	H	H	P	P	-	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	M	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	M	P	P	M	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
F ⁻	P	P	M	M	H	H	P	P	M	M	P	P	P	H	-	M	P	M	P
HCOO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	M	H	H	H	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	P
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	M	P	H	H	H	H	M	H	H	-	-	-	-	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	-	P
S ²⁻	P	P	P	P	M	-	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	M
SiO ₃ ²⁻	P	P	M	H	H	H	-	H	H	H	H	H	H	H	-	-	-	-	H
OH ⁻	P	P	P	P	M	H	P	-	H	H	H	H	H	H	-	H	H	H	

растворимые (P)

малорастворимые (M)

нерастворимые (H)

в водной среде не существуют (-)

Приложение 3

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

Li Cs Rb K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pt Au



Приложение 4

ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ И ФОРМУЛЬНЫЕ МАССЫ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺
O ²⁻	—	—	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH ⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125	241
Cl ⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	138,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br ⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I ⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461
NO ₃ ⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S ²⁻	34	68	78	110	169	75	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO ₃ ²⁻	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO ₄ ²⁻	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO ₃ ²⁻	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267
SiO ₃ ²⁻	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO ₄ ³⁻	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811



Приложение 5

ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ
ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

	Радикал	-H	-OH	-Cl	-Br	-NO ₂	-NH ₂	-CH ₃	-CON	-COOH
H-	-	-	-	-	-	-	-	16	30	46
CH ₃ -	15	16	32	50,5	95	61	31	30	44	60
C ₂ H ₅ -	29	30	46	64,5	109	75	45	44	58	74
C ₃ H ₇ -	43	44	60	78,5	123	89	59	58	72	88
C ₄ H ₉ -	57	58	74	92,5	137	103	73	72	86	102
C ₅ H ₁₁ -	71	72	88	106,5	151	117	87	86	100	116
C ₆ H ₅ -	77	78	94	112,5	157	123	93	92	106	122
C ₆ H ₁₃ -	85	86	102	120,5	165	131	101	100	114	130
C ₁₇ H ₃₅ -	239	240	256	274,5	319	285	255	254	268	284



Приложение 6

**ДАВЛЕНИЕ НАСЫЩЕННОГО ВОДЯНОГО ПАРА
ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ**

Температура, °С	Давление, кПа	Температура, °С	Давление, кПа
15	1,705	22	2,643
16	1,817	23	2,841
17	1,935	24	2,902
18	2,061	25	3,170
19	2,189	26	3,362
20	2,339	27	3,561
21	2,486	28	3,779

Учебное издание

БЕЛОХВОСТОВ Алексей Александрович

АРШАНСКИЙ Евгений Яковлевич

БОРИСЕВИЧ Ирина Станиславовна

ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Адаптивный курс

Технический редактор

Г.В. Разбоева

Компьютерный дизайн

Е.А. Барышева

Подписано в печать 14.07.2020. Формат 60х84¹/₁₆. Бумага офсетная.

Усл. печ. л. 5,75. Уч.-изд. л. 4,35. Тираж 100 экз. Заказ 86.

Издатель и полиграфическое исполнение – учреждение образования

«Витебский государственный университет имени П.М. Машерова».

Свидетельство о государственной регистрации в качестве издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий

№ 1/255 от 31.03.2014.

Отпечатано на ризографе учреждения образования

«Витебский государственный университет имени П.М. Машерова».

210038, г. Витебск, Московский проспект, 33.