

СРЕДНЕЕ
ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ
ОБРАЗОВАНИЕ

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Т. Н. Литвинова
М. Г. Литвинова



E.LANBOOK.COM

Т. Н. ЛИТВИНОВА, М. Г. ЛИТВИНОВА

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

Под общей редакцией Т. Н. Литвиновой



ЛАНЬ

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ • МОСКВА • КРАСНОДАР
2022

УДК 54

ББК 24.1я723

Л 64 Литвинова Т. Н. Общая и неорганическая химия : учебное пособие для СПО / Т. Н. Литвинова, М. Г. Литвинова ; под общей редакцией Т. Н. Литвиновой. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 212 с. : ил. — Текст : непосредственный.

ISBN 978-5-8114-8667-0

Учебное пособие посвящено фундаментальному разделу «Общая и неорганическая химия», который является базой для изучения аналитической, органической и других разделов химии, важных и необходимых для профессиональной подготовки будущих фармацевтов. Входит в состав комплекса учебно-методических пособий: «Общая и неорганическая химия», «Аналитическая химия» (авторы Т. Г. Юдина, Л. В. Ненашева), «Органическая химия» (авторы З. М. Саркисян, А. В. де Векки, И. В. Шкутина). Учебные пособия объединены общей идеей, имеют общую структуру, нацелены на формирование как общекультурных, так и профессиональных компетенций будущего фармацевта.

Для студентов медицинских колледжей, обучающихся по специальности «Фармация».

УДК 54

ББК 24.1я723

Рецензенты:

С. А. ВОЛКОВА — доктор педагогических наук, профессор, профессор кафедры методики преподавания биологии, химии и экологии Московского государственного областного университета;

Ю. Ю. ГАВРОНСКАЯ — доктор педагогических наук, кандидат химических наук, профессор кафедры химического и экологического образования Российского государственного педагогического университета им. А. И. Герцена.

Обложка

Ю. В. ГРИГОРЬЕВА

© Издательство «Лань», 2022

© Т. Н. Литвинова, М. Г. Литвинова,
2022

© Издательство «Лань»,
художественное оформление, 2022

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	6
Раздел I. Теоретические основы химии.....	7
Тема 1.1. Введение.....	7
Учебно-целевые вопросы	7
Информационный блок	7
Задачи с решением	13
Задачи для самостоятельного решения	14
Тестовый контроль	15
Тема 1.2. Периодический закон и Периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Теория строения вещества	15
Учебно-целевые вопросы	16
Информационный блок	16
Задачи с решением	22
Задачи для самостоятельного решения	23
Тестовый контроль	24
Тема 1.3. Классы неорганических веществ	25
Учебно-целевые вопросы	25
Информационный блок	25
Задачи с решением	29
Задачи для самостоятельного решения	30
Тестовый контроль	31
Тема 1.4. Комплексные соединения.....	31
Учебно-целевые вопросы	31
Информационный блок	32
Задачи с решением	39
Задачи для самостоятельного решения	40
Тестовый контроль	41
Тема 1.5. Растворы.....	42
Учебно-целевые вопросы	42
Информационный блок	42
Задачи с решением	48
Задачи для самостоятельного решения	49
Тестовый контроль	50
Тема 1.6. Теория электролитической диссоциации.....	51
Учебно-целевые вопросы	51
Информационный блок	51
Задачи с решением	62
Задачи для самостоятельного решения	65
Тестовый контроль	65
Тема 1.7. Химические реакции	66
Учебно-целевые вопросы	66
Информационный блок	66
Задачи с решением	71
Задачи для самостоятельного решения	72
Тестовый контроль	73
Раздел II. Химия элементов и их соединений	75
Тема 2.1. Галогены. Водород.....	75
Учебно-целевые вопросы	75
Информационный блок	75
Задачи с решением	82

Задачи для самостоятельного решения	83
Тестовый контроль	84
Тема 2.2. Халькогены	85
Учебно-целевые вопросы	85
Информационный блок	85
Задачи с решением	91
Задачи для самостоятельного решения	92
Тестовый контроль	93
Тема 2.3. Главная подгруппа V группы ПСЭ Д. И. Менделеева	93
Учебно-целевые вопросы	94
Информационный блок	94
Задачи с решением	99
Задачи для самостоятельного решения	100
Тестовый контроль	101
Тема 2.4. Главная подгруппа IV группы ПСЭ Д. И. Менделеева	102
Учебно-целевые вопросы	102
Информационный блок	102
Задачи с решением	106
Задачи для самостоятельного решения	107
Тестовый контроль	108
Тема 2.5. Главная подгруппа III группы ПСЭ Д. И. Менделеева	109
Учебно-целевые вопросы	109
Информационный блок	109
Задачи с решением	112
Задачи для самостоятельного решения	113
Тестовый контроль	114
Тема 2.6. Главная подгруппа II и I групп ПСЭ Д. И. Менделеева	115
Учебно-целевые вопросы	115
Информационный блок	115
Задачи с решением	121
Задачи для самостоятельного решения	122
Тестовый контроль	122
Тема 2.7. Побочная подгруппа I и II групп ПСЭ Д. И. Менделеева	123
Учебно-целевые вопросы	123
Информационный блок	124
Задачи с решением	128
Задачи для самостоятельного решения	130
Тестовый контроль	130
Тема 2.8. Побочная подгруппа VI и VII групп ПСЭ Д. И. Менделеева	131
Учебно-целевые вопросы	131
Информационный блок	132
Задачи с решением	136
Задачи для самостоятельного решения	138
Тестовый контроль	138
Тема 2.9. Побочная подгруппа VIII группы ПСЭ Д. И. Менделеева	139
Учебно-целевые вопросы	139
Информационный блок	140
Задачи с решением	142
Задачи для самостоятельного решения	143
Тестовый контроль	144
Примерные вопросы для промежуточной аттестации	145
Лабораторный практикум	148

1. Классы неорганических соединений.....	148
2. Комплексные соединения	151
3. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Практическая работа	152
4. Лабораторная работа «Приготовление раствора заданной концентрации (массовая доля) методом разбавления»	154
5. Теория электролитической диссоциации	156
6. Гидролиз солей.....	156
7. Химические реакции	157
8. Галогены	157
9. Халькогены.....	158
10. Главная подгруппа V группы ПСЭ Д. И. Менделеева	159
11. Главная подгруппа IV группы ПСЭ Д. И. Менделеева.....	159
12. Главная подгруппа III группы ПСЭ Д. И. Менделеева	160
13. Главная подгруппа II и I групп ПСЭ Д. И. Менделеева.....	161
14. Побочная подгруппа I и II групп ПСЭ Д. И. Менделеева.....	162
15. Побочная подгруппа VI и VII групп ПСЭ Д. И. Менделеева.....	163
16. Побочная подгруппа VIII группы ПСЭ Д. И. Менделеева	164
Примеры экспериментальных задач.....	165
Словарь терминов по дисциплине	166
Приложения	173
Приложение 1. Правила техники безопасности в химической лаборатории	173
Приложение 2. Метрическая система мер.....	180
Приложение 3. Основные формулы для решения задач	181
Приложение 4. Связь физико-химических величин.....	183
Приложение 5. Типовые расчетные задачи с решением	184
Приложение 6. Таблица растворимости кислот, оснований, солей.....	198
Приложение 7. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	199
Приложение 8. Таблица относительной электроотрицательности	200
Приложение 9. Ряд напряжений металлов	201
Приложение 10. Плотности и концентрация растворов хлорида натрия	202
Приложение 11. Константы нестойкости комплексных ионов в водных растворах (25°C).....	203
Приложение 12. Ответы на тестовые задания.....	205
Список литературы.....	207
Рекомендуемая литература	207
Использованная литература.....	207

ПРЕДИСЛОВИЕ

Обучение в медицинских колледжах осуществляется по новому федеральному образовательному стандарту среднего профессионального образования (ФГОС СПО), который представляет собой совокупность требований, обязательных при реализации основных профессиональных образовательных программ по специальности 33.02.01 «Фармация».

Математический и общий естественнонаучный учебные циклы включают изучение химических дисциплин.

В соответствии с требованиями ФГОС СПО по специальности 33.02.01 «Фармация» в результате изучения общей и неорганической химии студент должен

знать:

- периодический закон и характеристику элементов Периодической системы Д. И. Менделеева;
- основы теории протекания химических процессов;
- строение и реакционные способности неорганических соединений;
- способы получения неорганических соединений;
- теорию растворов и способы выражения концентрации растворов;
- формулы лекарственных средств неорганической природы;

уметь:

- доказывать с помощью химических реакций химические свойства веществ неорганической природы, в том числе лекарственных;
- составлять формулы комплексных соединений и давать им названия.

Формируемые при изучении химических дисциплин предметные химические компетенции являются основой будущей профессиональной компетентности выпускников.

Знания основ химии играют ведущую роль, так как только на основе знаний можно объяснять химические факты, результаты эксперимента, прогнозировать химические явления и процессы, всесторонне характеризовать химические объекты.

Очень важно научиться применять теоретические знания к решению предметных, метапредметных (далее профессиональных) задач разной сложности. Это можно сделать только в процессе активной собственной деятельности.

Химические дисциплины «Общая и неорганическая химия», «Аналитическая химия», «Органическая химия» составляют основу химической подготовки будущего фармацевта.

При составлении учебных пособий по этим дисциплинам, подборе краткого теоретического материала, составлении заданий, расчетных и нерасчетных задач авторы-составители пособий опирались прежде всего на дидактические принципы последовательности и преемственности, интегративности, научности, профессиональной направленности.

При работе над пособиями авторы учитывали необходимость соблюдать соответствие объема учебного материала количеству учебного времени, выделяемого на его изучение. Поэтому материал изложен кратко, но без ущерба для процесса понимания учащимися сложных вопросов.

Задачи рассчитаны на разный уровень подготовки и способности студентов.

Для лучшего усвоения материала в пособие включены лабораторные работы, предложен алгоритм составления отчета к ним.

В приложениях представлен справочный, вспомогательный, информационный материал, необходимый математический аппарат.

В структуру пособий включен глоссарий.

Авторы выражают благодарность рецензентам.

РАЗДЕЛ I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Тема 1.1. Введение

Содержание и задачи химии. Основные законы химии. Значение общей и неорганической химии в подготовке будущего фармацевта.

Студент должен:

знать: основные понятия и законы химии, основные величины и единицы в химии;

уметь: рассчитывать количество вещества, относительную молекулярную массу вещества, молярную массу, состав газовых смесей, количество вещества газов, проводить расчеты по уравнениям химических реакций;

владеть навыками: работы с учебной литературой, ведения информационного поиска.

Учебно-целевые вопросы

1. Что изучает химия?
2. Определите межпредметные связи между химическими дисциплинами и математикой, физикой, биологией.
3. Какова роль химической подготовки будущего фармацевта?
4. Перечислите основные понятия химии, дайте им определение.
5. Какие вы знаете основные законы химии? Дайте их формулировку.
6. Перечислите основные величины и единицы в химии и дайте их краткую характеристику.
7. Что такое моль, количество вещества, молярная масса вещества?
8. Чем отличается молекулярная масса от молярной? Приведите примеры.
9. Как найти объемную долю газа в смеси? Приведите примеры.

Информационный блок

Химия – наука о веществах, процессах их превращения и способах управления этими процессами. В основе химии как науки лежит атомно-молекулярное учение.

Химия относится к естественным наукам, которые изучают природу. Она тесно связана с другими науками: физикой, биологией, экологией, геологией.

Главными задачами химии являются выяснение природы вещества (строение, свойства), изучение химических реакций, а также различных физико-химических процессов, протекающих в химических системах. Именно поэтому химия как фундаментальная наука и дисциплина занимает важное место в системе подготовки будущих фармацевтов, так как призвана вооружить их современным научным знанием о веществе как одном из видов движущейся материи, о путях, механизмах и способах превращения одних веществ в другие.

В современной химии выделилось много самостоятельных разделов, наиболее важными из которых являются общая и неорганическая химия, органическая химия, физическая химия, фармацевтическая химия, химия полимеров, биологическая химия, аналитическая химия, электрохимия, коллоидная химия и другие.

Общая химия рассматривает закономерности, относящиеся ко всем химическим превращениям. Неорганическая химия изучает свойства и превращения неорганических (минеральных) веществ.

Фармацевтические препараты представляют собой сложные химические системы как неорганической, так и органической природы, и при их анализе используется весь комплекс методов химического и физико-химического анализа.

Окружающий нас мир материален: он состоит из различных видов материи – веществ и полей или излучений (солнечная радиация, рентгеновские лучи и др.).

Основные понятия

Вещество – вид однородной материи, которая имеет массу покоя и характеризуется при определенных условиях одинаковыми физическими и химическими свойствами. Все вещества состоят из атомов, которые могут объединяться в молекулы. Атомы и молекулы находятся в непрерывном движении, скорость которого возрастает с повышением температуры. Вещества могут быть молекулярного (например, вода, аммиак, глюкоза) и немолькулярного строения (например, алмаз, хлорид натрия).

В химии различают микроскопический и макроскопический уровни организации вещества.

Микроскопический уровень:

понятия – электрон, атом, ион, молекула; *свойства* – масса иона, атома, молекулы, степень окисления, электроотрицательность.

Макроскопический уровень:

понятия – вещество, металл, неметалл, минерал, смесь веществ; *свойства* – цвет, твердость, плотность, температура плавления, температура кипения, электрическая проводимость, молярная масса.

На рисунке 1 представлена общая классификация веществ.

Химический элемент – набор атомов, которые имеют один и тот же заряд ядра. Химический элемент – это совокупность его изотопов. Это не атом, а совокупность атомов, характеризующихся определенным признаком – одинаковым зарядом ядра.

В настоящее время уже известно 118 элементов, хотя о последних 7 элементах (№ 112–118) пока нет общепризнанных данных.

Массовое число элемента (A) – это средняя величина массовых чисел его природных изотопов с учетом их распространенности.

Изотопы – разновидности одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разную атомную массу.

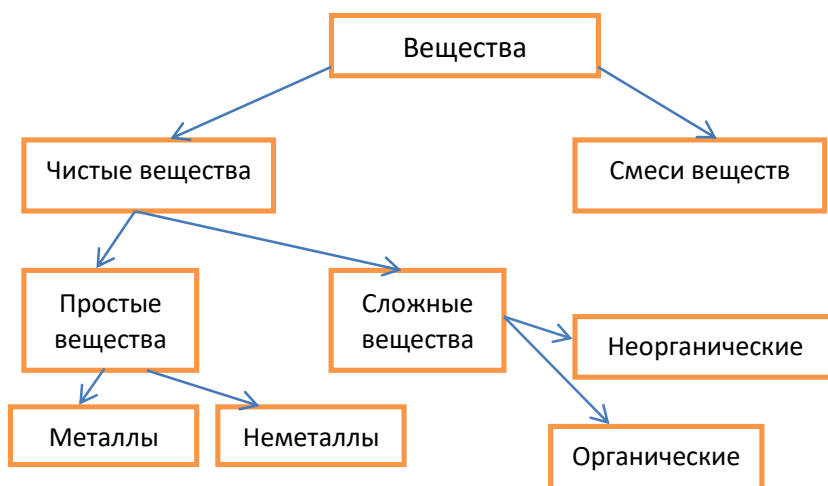


Рис. 1. Общая классификация веществ

Совокупность атомов с определенными значениями заряда ядра (Z) и массового числа (A) называется **нуклидом**. Для обозначения нуклида используют название элемента, к которому через дефис присоединяют значение A , например кислород-16, уран-235 и т. д., или символ химического элемента, рядом с которым сверху слева указано массовое число: ^{16}O , ^{235}U . Изотопы – это разные нуклиды одного и того же химического элемента.

При обозначении изотопа порядковый номер элемента записывают внизу слева от символа элемента, а массовое число – сверху слева: $^{16}_8\text{O}$.

Химический элемент и простое вещество – **не одно и то же**. Элемент может существовать в форме ионов, атомов, простых веществ, входить в состав сложных веществ.

Химическое соединение – вещество, в котором атомы одного или многих элементов связаны друг с другом химическими связями и между массами которых существует определенное стехиометрическое соотношение.

Чистое вещество (простое или сложное) состоит из одинаковых частиц – **формульных единиц**.

Формульная единица – химическая формула атома, молекулы, радикала, иона, группы катионов или анионов или любой другой точно определенной и реально существующей как единое целое совокупности химических частиц. Например, формульная единица NaCl показывает, что в кристалле хлорида натрия, а также в его растворе существуют катионы натрия Na^+ и анионы хлора Cl^- в количественном соотношении 1:1.

Простое вещество – вещество, состоящее из частиц только одного химического элемента. Например, азот N_2 , кислород O_2 .

Аллотропия – существование одного и того же химического элемента в виде нескольких простых веществ (аллотропных модификаций), отличающихся строением, составом и свойствами. Например, кислород и озон, четыре аллотропные модификации углерода – алмаз, графит, карбин, фуллерены.

Сложное вещество – вещество, состоящее из частиц двух или нескольких элементов, химически связанных друг с другом в определенном массовом отношении. Например, оксид меди (II) CuO , метанол CH_3OH . Сложное вещество состоит из одинаковых частиц – формульных единиц, которые образованы атомами нескольких элементов. Например, нитрат калия KNO_3 состоит из формульных единиц, которые образованы одним катионом калия и одним нитрат-анионом, а углекислый газ состоит из молекул CO_2 .

Смесь веществ – физическое тело, состоящее из частиц различных веществ. Например, воздух содержит молекулы кислорода, азота, углекислого газа и частицы других веществ. Отличия смесей от химических соединений:

- 1) состав смесей переменный, а химических соединений – постоянный;
- 2) вещества, входящие в состав смесей, сохраняют свои свойства, а вещества, образующие химические соединения, свои свойства не сохраняют;
- 3) вещества, входящие в состав смесей, можно разделить физическими способами, а химические соединения можно разложить только с помощью химических реакций;
- 4) образование смесей не сопровождается выделением теплоты или другими признаками химических реакций, а при образовании химических соединений всегда проявляются какие-либо признаки химических реакций (осадок, теплота, изменение окраски и др.).

Мельчайшей частицей всех реальных веществ является **атом**.

Атомы имеют очень маленькие массы. Например, масса 1 атома углерода ^{12}C равна $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг. Выполнять расчеты, пользуясь такими малыми величинами, неудобно, поэтому в химии (также в физике) для характеристики массы атома используют понятие атомной массы.

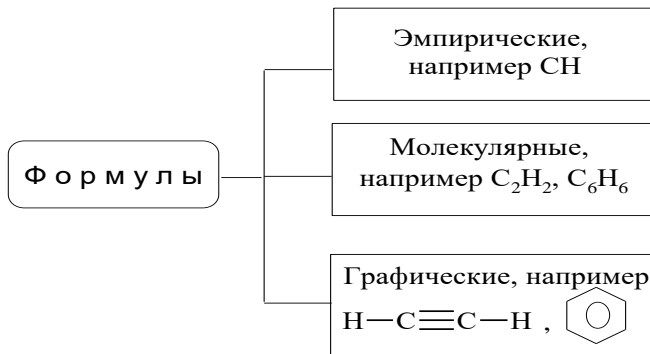
Атомы, соединяясь между собой, образуют **молекулы** и другие сложные частицы – **ионы, радикалы, кристаллы**.

Молекула – наименьшая частица вещества, сохраняющая его химические свойства. Молекулы разрушаются в химических реакциях, но сохраняются в ходе физических процессов.

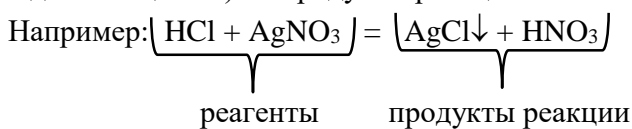
Ион – электрозаряженная частица, образующаяся вследствие потери или присоединения электронов атомом или группой атомов. Ионы могут быть простыми, например Cl^- , и сложными, например NO_3^- .

Радикал – молекула, атом или ион, содержащий хотя бы один неспаренный электрон. Например, $\bullet\text{Cl}$, $\bullet\text{NO}$, $\bullet\text{CH}_3$, $\bullet\text{O}_2^-$. Радикалы весьма реакционноспособны.

Химическая формула – изображение качественного и количественного состава молекул с помощью химических знаков и индексов. Формулы бывают:



Химическая реакция – процесс превращения веществ, связанный с превращением энергии, сопровождающийся образованием новых веществ с другими свойствами: реагенты (исходные вещества) → продукты реакции.





Сущность химической реакции выражается **химическим уравнением**, отражающим закон сохранения массы веществ.

В отличие от химических реакций, при **физических явлениях** происходит изменение формы или агрегатного состояния веществ, но новые вещества **не образуются**. Например, к физическим явлениям относятся плавление льда, испарение йода, ковка металла.

Основные законы

Законы химии имеют огромное значение в понимании связей и отношений химических объектов. **Закон** – это выражение существенных связей и отношений предметов, явлений объективного мира. Законы химии используются в качестве инструмента изучения природы, на их основе формулируются правила, методы и руководства к действию.

 М. В. Ломоносов, 1748	 А. Л. Лавуазье, 1785	<p>Закон сохранения массы вещества: масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции</p>
---	--	---

Например: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

$$\frac{80 + 18}{98 \text{ г}} = 98 \text{ г.}$$

На основании этого закона производят расчеты по химическим уравнениям.



**Ж. Пруст,
1799**

Закон постоянства состава:

качественный и количественный состав индивидуального химического соединения строго постоянен и не зависит от способа его получения.

Современная формулировка этого закона такова: состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа их получения



**Ж. Л. Гей-Люссак,
1802**

Закон объемных отношений газов:

объемы вступающих в реакцию газов и образующихся газообразных продуктов относятся друг к другу как небольшие целые числа



**А. Авогадро,
1811**

Закон Авогадро:

в равных объемах газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул

Следствия из закона Авогадро:

1) одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем;

2) 1 моль разных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем; при нормальных условиях ($p = 1$ атм или $1,013 \cdot 10^5$ Па, $t = 0^\circ\text{C}$ или $T = 273$ К) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л, т. е. молярный объем $V_m = 22,4$ л (н.у.);

3) отношение объемов реагирующих веществ, измеренных при одинаковых условиях, равно отношению стехиометрических коэффициентов, т. е. равно отношению количества веществ;

4) при одинаковых температуре и давлении отношение масс равных объемов газов равно отношению их молярных масс:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Отношение $\frac{M_1}{M_2}$ называется относительной плотностью первого газа ко второму и обозначается D . Эта зависимость позволяет использовать закон Авогадро для определения молекулярных масс газов: $M_1 = D \cdot M_2$.

Если плотность газа определяется по отношению к водороду, то

$$M_1 = D(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) = 2D(\text{H}_2).$$

Если плотность газа определяется по отношению к воздуху, то

$$M_1 = D(\text{возд}) \cdot M(\text{возд}) = 29D(\text{возд}), \text{ где } 29 - \text{средняя молярная масса воздуха.}$$

Состав газовых смесей часто выражают при помощи **объемной доли** $\varphi(X)$.

Основные величины и единицы в химии

Относительная атомная масса химического элемента (A_r) – величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к $1/12$ части массы атома изотопа углерода $^{12}_6\text{C}$:

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{1/12 m_a(\text{C})} = \frac{m_a(X)}{1 \text{ а.е.м.}}.$$

Относительные атомные массы элементов являются безразмерными. Значения атомных масс элементов указаны в ПСЭ Д. И. Менделеева под символом элемента.

Абсолютная атомная масса химического элемента (m_a) – масса атома элемента, выраженная в стандартных единицах массы (кг, г):

$$m_a = A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

Атомная единица массы (а.е.м.) – величина, равная $1/12$ части массы атома изотопа углерода $^{12}_6\text{C}$. $1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$.

Относительная молекулярная масса формульной единицы (M_r) – безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса формульной единицы больше 1 а.е.м. :

$$M_r(X) = \frac{m_a}{1 \text{ а.е.м.}}, \text{ где } 1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}.$$

Массовая доля химического элемента в формульной единице вещества равна отношению относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества:

$$\omega(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r} \cdot 100\%,$$

где $\omega(X)$ – массовая доля элемента X ; $A_r(X)$ – относительная атомная масса элемента X ; n – число атомов элемента X в молекуле вещества; M_r – относительная молекулярная масса вещества.

Количество вещества (n) – физическая величина, введенная для оценки числа структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов и др.) в веществе. Является одной из основных величин в международной системе физических величин СИ. Иногда количество вещества обозначают греческой буквой ν (ню).

Моль – единица количества вещества, определяет количество вещества системы, которая состоит из такого числа отдельных частиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа $^{12}_6\text{C}$. При использовании единицы моль необходимо указывать вид частиц, например $n(\text{Cl}_2) = 2 \text{ моль}$, означает 2 моль молекулярного хлора.

Молярная масса вещества (M) – это масса одного моль вещества, численно равна относительной молекулярной массе M_r . Молярная масса равна частному от деления массы вещества на его количество:

$$M = \frac{m}{n} \text{ (г/моль, кг/кмоль),}$$

где m – масса вещества (г, кг); n – количество вещества (моль). Иногда количество вещества обозначают греческой буквой ν .

Молярный объем (V_M) газообразного вещества – это объем, занимаемый 1 моль газа или смеси газов.

Молярный объем газа (V_M) равен частному от деления объема газа на его количество:

$$V_M = \frac{V}{n}.$$

При нормальных условиях $V_{M(н.у.)} = 22,4$ л/моль.

Нормальные условия (н.у.): $P = 101\,325$ Па и $T = 273,15$ К.

Постоянная Авогадро (N_A) показывает число частиц в одном моле вещества:

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

следовательно, 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ реальных или условных структурных частиц. Связь между числом структурных частиц и количеством вещества выражается соотношением

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Выход продукта реакции в химической реакции (η) – это отношение полученного количества (или массы, или объема) продукта к количеству (или массе, или объему) этого же вещества, рассчитанному по уравнению реакции при полном превращении исходного вещества в продукт:

$$\eta = \frac{n_{\text{практ}}}{n_{\text{теор}}} \cdot 100\%; \quad \eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%; \quad \eta = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

Объемная доля – это отношение объема данного компонента $V(X)$ к общему объему системы V . Это безразмерная величина, ее выражают в долях единицы или в процентах:

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V_{\text{с-мы}}}.$$

В расчетах, связанных с газами, часто приходится пользоваться объединенным газовым законом: уравнениями Клапейрона: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$ или $\frac{PV}{T} = \text{const}$, а также Менделеева – Клапейрона: $PV = nRT$ (см. курс физики).

Задачи с решением

1. Плотность по водороду вещества, имеющего состав: углерод – 54,55%, водород – 9,09% и кислород – 36,36%, равна 22. Выведите формулу вещества.

Решение

1. Находим атомное соотношение элементов в химическом соединении $C_xH_yO_z$, разделив содержание их в процентах по массе на относительные атомные массы:

$$x:y:z = \omega(C)/Ar(C) : \omega(H)/Ar(H) : \omega(O)/Ar(O) = 54,55/12 : 9,09/1 : 36,36/16 = 2:4:1.$$

Простейшая формула этого вещества: C_2H_4O .

2. Атомному соотношению 2:4:1 соответствуют формулы $(C_2H_4O)_n$, где $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$.

3. Для нахождения n воспользуемся дополнительным условием:

$$M(\text{в-ва}) = 2 \cdot 22 = 44 \text{ (г/моль)}. \quad n = M(\text{в-ва})/M(C_2H_4O) = 44/44 = 1.$$

Следовательно, истинная формула соединения: C_2H_4O .

Ответ: C_2H_4O .

2. Масса 10,75 л смеси водорода и кислорода (н.у.) составляет 2 г. Найдите объемные доли газов в смеси.

Решение

1. Находим плотность смеси газов:

$$\rho(\text{смеси}) = m/V = 2/10,75 = 0,186 \text{ (г/л)}.$$

2. Рассчитываем среднюю молярную массу газов:

$$M(\text{смеси}) = \rho(\text{смеси}) \cdot 22,4 = 0,186 \cdot 22,4 = 4,16 \text{ (г/моль)}.$$

3. Вычисляем объемные доли газов, используя следствие из закона Авогадро:

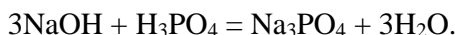
$$M(\text{смеси}) = \varphi(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) + \varphi(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = X \cdot 2 + (1 - X) \cdot 32;$$
$$4,16 = X \cdot 2 + (1 - X) \cdot 32; X = \varphi(\text{H}_2) = 0,927 \text{ или } 92,7\%; \varphi(\text{O}_2) = 7,3\%.$$

Ответ: 92,7% H₂ и 7,3% O₂.

3. Вычислите массу гидроксида натрия, содержащего 5% примесей, необходимую для получения фосфата натрия массой 5,58 г, если выход продукта реакции равен 85%.

Решение

1. Записываем уравнение реакции получения фосфата натрия:



2. Вычисляем теоретически полученную массу и количество вещества фосфата натрия:

$$m(\text{Na}_3\text{PO}_4)_{\text{теор}} = \frac{m(\text{Na}_3\text{PO}_4)_{\text{практ}}}{\eta} = 5,58/0,85 = 6,56 \text{ (г)};$$
$$n(\text{Na}_3\text{PO}_4)_{\text{теор}} = m/M = 6,56/164 = 0,04 \text{ (моль)}.$$

3. По уравнению реакции определяем количество вещества гидроксида натрия:

$$n(\text{NaOH}) = 3n(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,04 \cdot 3 = 0,12 \text{ (моль)}.$$

4. Рассчитываем массу чистого NaOH и технического препарата, содержащего 95% чистого вещества:

$$m(\text{NaOH}) = nM = 0,12 \cdot 40 = 4,8 \text{ (г)}; m(\text{NaOH})_{\text{техн}} = 4,8/0,95 = 5,05 \text{ (г)}.$$

Ответ: 5,05 г.

4. Вычислите массовые доли углерода, водорода и кислорода в уксусной кислоте.

Решение

1. Определяем молярную массу уксусной кислоты:

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ г/моль}.$$

2. По формуле $\omega(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r} \cdot 100\%$ рассчитываем массовую долю элементов в соединении:

$$\omega(\text{C}) = \frac{2 \cdot 12}{60} \cdot 100\% = 40,0\%; \omega(\text{H}) = \frac{4 \cdot 1}{60} \cdot 100\% = 6,67\%;$$
$$\omega(\text{O}) = \frac{16 \cdot 2}{60} \cdot 100\% = 53,33\%.$$

Ответ: 53,33%.

Задачи для самостоятельного решения

1. К раствору, содержащему 4,5 г хлорида кальция, прилили раствор, содержащий 4,1 г фосфата натрия. Определите массу образовавшегося осадка, если его выход составил 88%.

2. При действии соляной кислоты на 6,5 г смеси цинка с его оксидом выделилось некоторое количество газа, при сгорании которого образовалось 0,9 г воды. Найдите массовую долю металла в смеси.

3. Для хлорирования 12 г смеси железа и меди потребовалось 5,6 л хлора (н.у.). Определите состав смеси в массовых долях. Сколько выделится водорода (н.у.), если на исходную смесь подействовать соляной кислотой?

4. При н.у. плотность смеси, состоящей из азота и кислорода, составляет 1,35 г/л. Определите объемные доли газов в смеси.
5. Рассчитайте массовую долю металла в следующих соединениях: FeO, Fe₂O₃, Fe₃O₄.
6. В каком количестве вещества соляной кислоты содержится такое же количество атомов водорода, что и в серной кислоте массой 19,6 г?
7. Рассчитайте массу (в граммах) одной молекулы хлора, двух атомов железа, трех молекул азота.
8. Массовая доля кислорода в кристаллогидрате сульфата железа (II) равна 0,633. Установите формулу кристаллогидрата.
9. При прокаливании карбоната кальция массой 50 г получили 25,2 г оксида кальция. Определите выход оксида кальция в % от теоретически возможного.
10. Масса 600 мл газа (н.у.) равна 0,75 г. Чему равна молярная масса этого газа? Какова его относительная плотность по кислороду?

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

- Какой объем займут $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул хлора?
1) 22,4 л; 2) 11,2 л; 3) 5,6 л; 4) 44,8 л.
- Где содержится больше атомов водорода: в двух литрах метана или в двух литрах водорода?
1) содержится одинаково; 2) в 2 л метана; 3) в 2 л водорода.
- Сколько аллотропных видоизменений образует углерод?
1) 3; 2) 2; 3) 4; 4) 1.
- В каких единицах может выражаться молярная масса?
1) а.е.м.; 2) кг/моль; 3) г/моль; 4) г/кмоль.
- Масса 1 л газа при н.у. равна 1,52 г. Какова молярная масса газа?
1) 17 г/моль; 2) 34 г/моль; 3) 68 г/моль; 4) 102 г/моль.
- Массовая доля кислорода в серной кислоте (%) равна:
1) 60,45; 2) 65,31; 3) 71,23; 4) 91,54.
- Укажите значение относительной плотности оксида азота (II) по водороду:
1) 10; 2) 15; 3) 20; 4) 25.
- Укажите химическое явление:
1) плавление льда; 2) измельчение сахара в пудру;
3) кипение воды; 4) разрушение горных пород под влиянием воды и углекислого газа.
- При прокаливании 250 г известняка, содержащего 90% карбоната кальция, получили 112 г оксида кальция. Определите выход оксида кальция.
1) 88,8; 2) 45,0; 3) 8,88; 4) 0,89.
- Постоянная Авогадро:
1) показывает число частиц в одном моль вещества;
2) численно равна числу молекул в 22,4 л газа при н.у.;
3) показывает число структурных единиц в 1 г любого вещества;
4) равна 22,4 л/моль.

Тема 1.2. Периодический закон и Периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Теория строения вещества

Студент должен

знать: формулировку закона, его значение, структуру Периодической системы элементов Д. И. Менделеева (ПСЭ), закономерности изменения свойств атомов элементов и их соединений по периодам и группам, электронное строение атома, сущность химических связей, сущность понятий валентность, электроотрицательность;

уметь: охарактеризовать свойства химических элементов и соединений, образованных атомами элементов на основе их положения в ПСЭ; составлять электронные и электронно-графические формулы и энергетические диаграммы атомов; определять число протонов, нейтронов и электронов в атомах и ионах любого элемента, сложных ионах; определять элемент по числу протонов; определять тип связи в веществах основных классов неорганических соединений;

владеть навыками: работы с учебной литературой, ведения информационного поиска.

Учебно-целевые вопросы

1. Сформулируйте периодический закон Д. И. Менделеева. Каково его значение?
2. Какова структура Периодической системы элементов Д. И. Менделеева?
3. Как изменяются свойства атомов элементов и их соединений по периоду, по группе?
4. Какие элементарные частицы входят в состав атома? Дайте их краткую характеристику.
5. Как характеризуют энергию электрона в атоме?
6. Что такое химическая связь?
7. Дайте краткую характеристику видам связи.
8. Что такое гибридизация атомных орбиталей? Какие вы знаете типы гибридизации?

Информационный блок

Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева являются фундаментальной научной основой изучения химии и обобщения всех накопленных знаний о химических элементах и веществах.



Д. И. Менделеев (1869–1871) периодический закон (ПЗ) сформулировал следующим образом: физические и химические свойства элементов, проявляющиеся в свойствах простых и сложных тел ими образуемых, стоят в периодической зависимости от их атомного веса

По современной формулировке свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

Значение периодического закона:

- 1) Периодический закон отражает взаимосвязь **всех** химических элементов.
- 2) Периодический закон носит прогностический характер, так как позволяет предсказывать новые элементы, новые соединения с запланированными свойствами.
- 3) Периодический закон имеет философское значение, так как подтверждает наиболее общие законы развития природы.

Периодический закон отразил глубокую внутреннюю связь между элементами, а теория строения атома позволила раскрыть его физический смысл.

Главным признаком и основной количественной характеристикой химического элемента, определяющей его индивидуальность, является *заряд ядра* (Z), который численно равен числу протонов в ядре и порядковому номеру элемента в ПСЭ.

Порядковый номер определяет место элемента в ПСЭ, является его важнейшей характеристикой.

Атом электронейтрален: общее число электронов в атоме равно числу протонов в ядре, т. е. порядковому номеру элемента.

Относительные атомные массы элементов, приведенные в ПСЭ, представляют собой усредненные значения относительных атомных масс изотопов этих элементов, составляющих природную смесь.

Электроны располагаются вне ядра атома на разных энергетических уровнях, число которых в невозбужденном атоме определяется *номером периода*. Чем больше номер периода, тем больше энергетических уровней, на которых располагаются электроны, и тем дальше от ядра находятся внешние электроны.

По мере возрастания заряда ядер атомов элементов периодически повторяются сходные типы конфигураций внешних оболочек и определяемые ими основные особенности химических свойств элементов. В этом состоит *физический смысл* периодического закона.

Структура Периодической системы (ПСЭ) отражает периодические закономерности изменения электронных конфигураций атомов элементов. Она состоит из горизонтальных рядов – *периодов* и вертикальных рядов – *групп*, в которых элементы расположены в порядке увеличения зарядов ядер.

Период – это горизонтальный ряд элементов, расположенных по возрастанию порядковых номеров, в котором закономерно изменяются свойства элементов от типично металлических к типично неметаллическим и далее к благородным газам.

Периоды подразделяются на *малые* и *большие*.

Группа – вертикальный ряд, объединяющий элементы с одинаковой степенью окисления в высших оксидах и сходными свойствами. В пределах одной группы выделяют *главную* и *побочную* подгруппы (А- и В-группы).

В настоящее время все химические элементы подразделяют на *s*-, *p*-, *d*-, *f*-семейства. У *s*-элементов последним заполняется электронами *s*-подуровень внешнего слоя, у *p*-элементов – *p*-подуровень внешнего слоя, у *d*-элементов – *d*-подуровень предвнешнего слоя, у *f*-элементов – *f*-подуровень предпредвнешнего слоя. К *s*-семейству относятся водород, гелий, а также элементы главных подгрупп I и II групп. К *p*-семейству относятся элементы главных подгрупп III–VIII групп, т. е. последние шесть элементов каждого периода. Группа *d*-элементов включает элементы побочных подгрупп (вставные декады). Блок *f*-элементов – это лантаноиды и актиноиды.

Алгоритм характеристики элемента по его положению в ПСЭ

1. Положение элемента в Периодической системе: порядковый номер, относительная атомная масса элемента, группа, подгруппа, период.
2. Строение атома: число протонов, нейтронов, электронов. Электронная и электронографическая формулы. Электронное семейство. Валентные возможности. Степени окисления.
3. Простое вещество: формула, тип связи, электронная схема образования (для вещества молекулярного строения).
4. Высший оксид: формула, тип связи, тип кристаллической решетки, химические свойства.
5. Гидрат высшего оксида: формула, агрегатное состояние, характер.
6. Летучее водородное соединение: формула, электронная схема строения молекулы, тип химической связи.
7. Другие соединения элемента: формулы и названия, примеры применения в фармации.

Строение атома

Атом – сложная **система** взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра (образованного протонами и нейтронами) и электронов.

Характеристика элементарных частиц

Элементарная частица	Заряд	Условный заряд	Масса	Масса в а.е.м.	Место в атоме
Протон (1_1p)	$+1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$ кг	1	В ядре
Нейтрон (1_0n)	Нейтрален	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$ кг	1	В ядре
Электрон (e^-)	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл	-1	$9,1 \cdot 10^{-31}$ кг	Ничтожно мала	В электронной оболочке

Электрон, по современным представлениям, имеет двойственную природу, проявляя одновременно свойства как частицы, так и волны. Как частица электрон обладает массой и зарядом, а способность пучка электронов к дифракции и интерференции свидетельствует о волновых свойствах электрона, что может быть описано определенной амплитудой колебаний, длиной волны и частотой колебания. Поэтому нельзя говорить о какой-либо траектории движения электрона, можно лишь судить о той или иной степени вероятности его нахождения в данной точке пространства.

Пространство вокруг ядра, в котором вероятность пребывания электрона наибольшая (свыше 90%), называется **атомной орбиталью (АО)**.

Важнейшей характеристикой электрона в атоме является его энергия (E), значение которой зависит от удаленности электрона от ядра.

Энергия электрона в реальном атоме величина квантованная, поэтому применительно к современной модели атома состояние в нем электрона определяется энергетическими параметрами – квантовыми числами.

Главное квантовое число (n) характеризует энергию электрона, нахождение на определенном энергетическом уровне и степень его удаления от ядра. Оно принимает любые целочисленные значения от 1 до ∞ ($n = 1, 2, 3, \dots, \infty$). Электроны, обладающие приблизительно одинаковой энергией, образуют энергетический уровень, обозначаемый цифрами 1, 2, 3, 4, ... или буквами K, L, M, N, ... На первом энергетическом уровне, самом близком к ядру, энергия электронов минимальна.

Побочное (орбитальное) квантовое число (l) определяет форму атомной орбитали. Оно может принимать целочисленные значения от 0 до $n - 1$ ($l = 0, 1, \dots, n - 1$). Каждому значению l соответствует орбиталь особой формы. При $l = 0$ атомная орбиталь независимо от значения главного квантового числа имеет сферическую форму (s -орбиталь). Значению $l = 1$ соответствует атомная орбиталь, имеющая форму гантели (p -орбиталь). Еще более сложную форму имеют орбитали при $l = 2, 3$ и 4 (d -, f -, g -орбитали).

Магнитное квантовое число (m) определяет положение атомной орбитали в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля. Магнитное квантовое число связано с орбитальным квантовым числом, изменяясь от $+l$ до $-l$, включая 0. Следовательно, каждому значению l соответствует $2l + 1$ значений магнитного квантового числа. Например, для $l = 1$ (электрон, находящийся на p -орбитали) магнитное квантовое число может принимать три значения: $-1, 0, +1$. Поэтому гантелеобразная p -орбиталь может занимать три положения в пространстве относительно вектора магнитного или электрического поля.

Спиновое квантовое число s , отражающее вращение электрона вокруг собственной оси при его быстром движении в атомном пространстве, может принимать лишь два возможных значения: $+1/2$ и $-1/2$ ($\uparrow\downarrow$). Они соответствуют двум возможным и противоположным друг другу направлениям собственного магнитного момента электрона.

Заполнение электронами уровней и подуровней происходит согласно **принципу наименьшей энергии** – сначала заполняются уровни и подуровни с наименьшей энергией. Уровни заполняются от первого ко второму, третьему и т. д., а подуровни – от s - к p -, d - и т. д. Этот принцип выражает общее термодинамическое требование к устойчивости системы: максимуму устойчивости системы соответствует минимум ее энергии.

Необходимо обратить внимание на то, что в состоянии максимальной устойчивости электронной системы в атоме связь электронов с ядром наиболее прочная. Чем ближе к ядру находится электрон, тем прочнее его связь с ядром. Принцип наименьшей энергии отражается **правилами Клечковского**: порядок заполнения энергетических состояний определяется стремлением атома к минимальному значению суммы главного и побочного квантовых чисел, т. е. от меньшей суммы ($n + l$) к большей сумме ($n + l$), при равенстве значений ($n + l$) в первую очередь заполняются состояния, отвечающие минимальным значениям n .

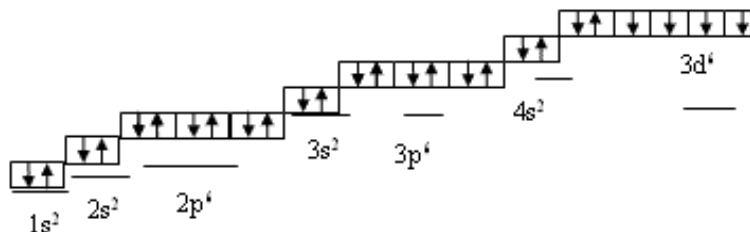
Согласно **принципу немецкого ученого В. Э. Паули**, на орбитали может находиться не более двух электронов, которые должны иметь противоположные (анти-параллельные) спины.

Отсюда следует, что максимальное число электронов на s -подуровне (одна s -орбиталь) равно двум, на p -подуровне (три p -орбитали) – шести, на d -подуровне (пять d -орбиталей) – десяти, а на f -подуровне (семь f -орбиталей) – четырнадцати.

Другой немецкий ученый **Ф. Хунд** установил, что каждая орбиталь одного подуровня сначала заполняется одиночными электронами с параллельными спинами, и только после заполнения всех орбиталей данного подуровня происходит спаривание электроном. При этом суммарное спиновое число должно быть максимальным.

Электронная конфигурация атомов – обозначение распределения электронов на атомных орбиталях. Приведем пример для атома железа, порядковый номер которого 26, значит, протонов и электронов по 26. Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

Электронографическая формула:



Химическая связь

Химическая связь – это совокупность сил, связывающих атомы, ионы или молекулы друг с другом в новые устойчивые образования: молекулы, сложные ионы, ассоциаты. Химическая связь – результат перекрывания электронных оболочек (орбиталей) атомов, электроны которых имеют противоположно направленные спины.

Возникновение химических связей – процесс самопроизвольный, иначе в природе не существовало бы сложных молекул белков, нуклеиновых кислот и др. Причиной образования химической связи между частицами является уменьшение энергии системы. Поэтому образование любой химической связи всегда сопровождается выделением энергии, а ее разрыв – всегда требует затраты энергии.

Энергия связи ($E_{св}$, кДж/моль) – энергия, которая выделяется в процессе образования связи и характеризует ее прочность.

Различают следующие **виды связи**.

1. Ковалентная связь

Это внутримолекулярная химическая связь, образованная за счет общей пары электронов двух атомов, занимающих одну орбиталь.

Ковалентная связь бывает *полярная* и *неполярная*. Полярная связь образуется между атомами разных элементов, отличающихся по электроотрицательности: общая электронная пара смещается к более электроотрицательному, например $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$.

Электроотрицательность – условное понятие, которое позволяет оценить способность атома данного элемента оттягивать на себя электронную плотность по сравнению с атомами других элементов в соединении. У элемента не может быть постоянной электроотрицательности, так как она зависит от валентного состояния атомов данного элемента, от типа соединения и др. Это понятие полезно для качественного объяснения свойств химической связи и соединений. Электроотрицательность элементов закономерно изменяется в периодах и группах ПСЭ: по периоду (*s*-, *p*-элементы) увеличивается, по группе (главная подгруппа) – уменьшается.

Неполярная связь образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью, например H_2 , O_2 .

Механизм образования ковалентной связи.

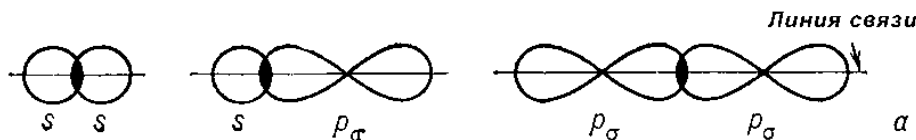
Обменный — в образовании общей электронной пары от каждого атома участвуют и атомная орбиталь, и неспаренный электрон на этой орбитали: $\text{H}\uparrow + \downarrow\text{H} \rightarrow \text{H}\uparrow\downarrow\text{H}$.

Донорно-акцепторный — один атом имеет неподеленную электронную пару, а другой атом имеет возможность ее присоединить (вакантную орбиталь):



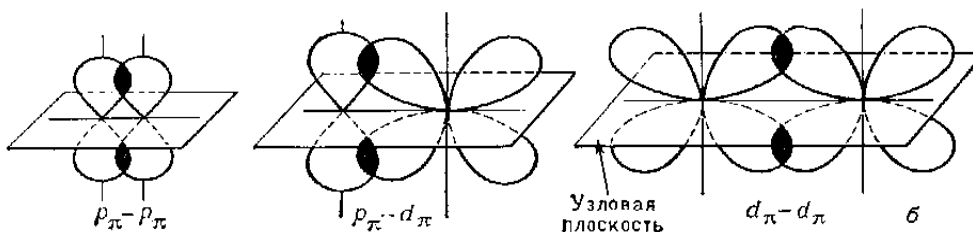
По способу перекрывания атомных орбиталей различают:

а) σ -связь – ковалентная связь, при образовании которой область перекрывания атомных орбиталей находится на линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов:



Между каждой парой атомов может быть только одна σ -связь. Ординарная связь – **всегда** σ -связь;

б) π -связь – ковалентная связь, при образовании которой области перекрывания атомных орбиталей располагаются по линии, перпендикулярной линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов (линии σ -связи):



π -связь может только дополнять σ -связь в двойной или тройной связи.

Важнейшими характеристиками ковалентной связи является ее **насыщаемость и валентность**. **Насыщаемость** ковалентной связи обусловлена способностью атома образовывать **определенное** число ковалентных связей.

Валентность элемента – число ковалентных связей, образуемых его атомом с другими атомами в молекуле.

Гибридизация – процесс смешения различного типа, но близких по энергии атомных орбиталей данного атома с возникновением того же числа новых (гибридных) орби-

талей, одинаковых по энергии и форме. Гибридизация атомных орбиталей происходит при возникновении ковалентной связи.

Различают следующие типы гибридизации:

Атомные орбитали, участвующие в гибридизации	Тип гибридизации	Пространственная форма и валентный угол	Примеры соединений
s, p	sp	Линейная, 180°	$\text{BeCl}_2, \text{C}_2\text{H}_2, [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
s, p, p	sp^2	Плоский треугольник, 120°	$\text{BF}_3, \text{C}_2\text{H}_4, \text{NO}_3^-$
s, p, p, p	sp^3	Тетраэдрическая, 109°	$\text{CH}_4, \text{PO}_4^{3-}, [\text{BF}_4]^-$
s, p, p, d	sp^2d	Плоский квадрат	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
s, p, p, p, d, d	sp^3d^2	Октаэдр	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$

2. Ионная связь

Вещества могут быть с **ионным видом** связи, например хлорид натрия. Ионная связь возникает между атомами, резко отличающимися электроотрицательностью, при этом общая пара электронов практически полностью смещена к более электроотрицательному атому, превращая его в отрицательный ион, а другой атом превращается в положительный ион. Между ними действует электростатическое притяжение.

3. Металлическая связь

Для металлов характерна **металлическая связь**, возникающая между атомами и ионами металлов в узлах кристаллической решетки и относительно свободными электронами – «электронным газом».

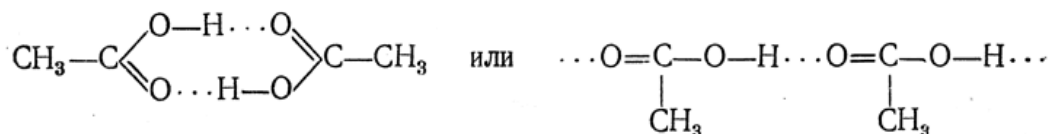
4. Водородная связь

Водородная связь возникает между атомом водорода, который несет частичный положительный заряд, и сильно электроотрицательным атомом, имеющим неподеленную электронную пару. Водородная связь обусловлена специфическими особенностями поляризованного атома водорода, который способен соединяться одновременно с двумя другими атомами, входящими или в состав разных молекул (межмолекулярная водородная связь), или внутри одной молекулы (внутримолекулярная водородная связь).

Механизм образования водородной связи имеет двойную природу.

С одной стороны, он состоит в электростатическом притяжении атома водорода, имеющего частично положительный заряд, и атома кислорода (фтора или азота), имеющего частично отрицательный заряд. С другой стороны, в образование водородной связи вносит свой вклад и донорно-акцепторное взаимодействие между почти свободной орбиталью атома водорода и неподеленной электронной парой атома кислорода (фтора или азота).

При возникновении межмолекулярных водородных связей образуются димеры, тримеры или полимерные структуры, например $(\text{HF})_n, (\text{H}_2\text{O})_n$.



Димер уксусной кислоты

Внутримолекулярная водородная связь возникает в белках и играет важнейшую биологическую роль, так как определяют спиральную структуру полимерных молекул белков. В белках – это связи $\text{N}-\text{H} \cdots \text{O}$ между аминокислотными остатками. Прочность водородных связей находится в пределах 10–40 кДж/моль.

Строение вещества обусловлено видом, числом, размером частиц, а также типом химической связи между атомами, молекулами, ионами, что определяет пространственное

расположение частиц. Строение веществ меняется в зависимости от агрегатного состояния.

При достаточно низкой температуре практически все вещества находятся в твердом состоянии. В этом состоянии расстояния между частицами вещества сопоставимы с размерами самих частиц, движение которых ограничено только незначительными колебаниями и вращениями относительно занимаемого положения. Поступательное движение частиц отсутствует. Это приводит к внутренней упорядоченности в расположении частиц. В зависимости от степени упорядоченности частиц твердые вещества разделяются на **кристаллические** и **аморфные**.

Аморфные вещества не имеют кристаллической структуры, определенной точки плавления, при нагревании они постепенно размягчаются, растекаются и в итоге становятся жидкими. При охлаждении такие вещества постепенно затвердевают. К аморфным веществам относятся: силикатное стекло, природные и искусственные смолы, клеи и др.

Кристаллическая структура характеризуется правильным (регулярным) расположением частиц в строго определенных местах в кристалле. При мысленном соединении этих точек линиями получается пространственный каркас, который называют *кристаллической решеткой*.

В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах кристаллической решетки, она бывает *атомной, молекулярной, ионной, металлической*.

Задачи с решением

1. Установите соответствие между частицей и ее электронной конфигурацией:

Частица

- 1) Cl^-
- 2) Mg^{2+}
- 3) Fe^{3+}
- 4) Mn^{2+}

Электронная конфигурация

- A) $\dots 3d^3 4s^2$
- Б) $\dots 3s^2 3p^5$
- В) $\dots 3d^5 4s^0$
- Г) $\dots 3s^2 3p^6$
- Д) $\dots 2s^2 2p^6$
- Е) $\dots 3s^2 3p^2$

Решение

У аниона число электронов больше, чем у соответствующего атома на число отрицательных зарядов ($\Xi^0 + n\bar{e} = \Xi^{n-}$).

У атома Cl на внешнем электронном уровне 7 электронов ($\dots 3s^2 3p^5$). Ион Cl^- содержит на один электрон больше, следовательно, электронная конфигурация его внешнего слоя: $\dots 3s^2 3p^6$ (ответ Г).

Катионы образуются вследствие отрыва электронов от атома ($\Xi^0 - n\bar{e} = \Xi^{n+}$). У элементов главных подгруппы (*s*- и *p*-элементов) электроны отрываются с внешнего электронного слоя, у элементов побочных подгрупп (*d*-элементов) электроны отрываются сначала с внешнего *s*-подуровня, а затем с *d*-подуровня предвнешнего слоя.

Ион Mg^{2+} содержит на 2 электрона меньше, чем атом ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$), т. е. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$, а следовательно, внешними будут $\dots 2s^2 2p^6$ -электроны (ответ Д).

Ион Fe^{3+} содержит на 3 электрона меньше, чем атом Fe^0 ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$), следовательно, электронная конфигурация иона будет выглядеть как $\dots 3d^5 4s^0$ (ответ В).

Ион Mn^{2+} содержит на 2 электрона меньше, чем атом Mn^0 ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$), следовательно, электронная конфигурация внешнего и предвнешнего уровней будет выглядеть как $\dots 3d^5 4s^0$ (ответ В).

2. Химическому элементу соответствует высший оксид состава RO_3 . Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома этого элемента:

- 1) $ns^2 np^4$;
- 2) $ns^2 np^3$;
- 3) $ns^2 np^2$;
- 4) $ns^2 np^6$.

Решение

Необходимо определить к какой группе ПСЭ относится элемент, образующий высший оксид состава RO_3 . Поскольку в оксидах кислород проявляет постоянную валентность равную II, то высшая валентность элемента в оксиде $\overset{\text{VI}}{\text{R}} \overset{\text{II}}{\text{O}_3}$ равна шести.

Из вышесказанного следует, что это элемент VI группы ПСЭ и имеет 6 валентных электронов. Этому требованию соответствует элемент с электронной формулой ns^2np^4 .

3. Установите соответствие между веществом и типом его кристаллической решетки:

Вещество	Типы кристаллической решетки
1) CO_2 ;	А) атомная;
2) SiO_2 ;	Б) ионная;
3) Na_2O ;	В) металлическая;
4) KNO_3 ;	Г) молекулярная.
5) Na .	

Решение

1. Кристаллические решетки различаются по видам химических частиц, находящихся в узлах решетки. В узлах молекулярной кристаллической решетки находятся молекулы. Поскольку энергия межмолекулярных сил невелика, то вещества с молекулярной решеткой летучи, легкоплавки. Молекулярную решетку имеет CO_2 (ответ Г).

2. В узлах атомной решетки находятся атомы, связанные ковалентной связью. Атомная решетка может быть построена атомами одного элемента (простое вещество) или чередующимися атомами различных элементов (сложное вещество). Вещества с атомной решеткой твердые, тугоплавкие, практически нерастворимы в воде. Примером вещества с атомной решеткой является оксид кремния (IV) SiO_2 (ответ А).

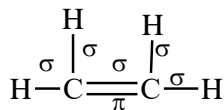
3. Ионная решетка состоит из ионов противоположного знака, которые связаны между собой силами электростатического взаимодействия. Ионы могут быть простыми (кристалл Na_2O) и сложными (кристалл KNO_3) (ответ Б).

4. Металлическая решетка состоит из атомов и положительно заряженных ионов металлов (Na) (ответ В).

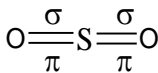
4. Сколько σ -связей в следующих соединениях: C_2H_4 ; SO_2 ; COCl_2 ?

Решение

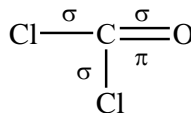
Одинарные связи всегда являются σ -связями. Если связь между двумя атомами образована двумя общими электронными парами, то такая связь называется двойной связью. Любая двойная связь состоит из одной σ - и одной π -связи.



5 σ -связей



2 σ -связи



3 σ -связи

Задачи для самостоятельного решения

1. Чему равен порядковый номер элемента, массовое число одного из изотопов которого 31, а число нейтронов 16?

2. Приведите полные электронные и электронографические формулы и укажите положение в Периодической системе следующих элементов: а) с тремя неспаренными p -электронами на $3p$ -подуровне; б) имеющего электронную конфигурацию $\dots 3d^5 4s^2$. К каким семействам относятся эти элементы? Как изменяются их валентные возможности?

3. Изобразите схематично образование следующих частиц: F_2 , H_2S , KI , $(\text{H}_2\text{O})_3$, N_2 , H_3O^+ . Укажите типы связей в этих частицах.

4. Расположите соединения в порядке увеличения их основных свойств: KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_4SiO_4 .

5. Чему равно число σ - и π - связей в молекуле дихромовой кислоты?

6. Выберите s -, p -, d -элементы из ряда: Ba , Cu , Al , S , Cr , Na , As , Fe , Cl . Ответ обоснуйте.

7. Расположите перечисленные соединения: 1) оксид углерода (IV); 2) этен; 3) пероксид водорода; 4) сульфат калия; 5) этаналь – в порядке увеличения числа σ -связей.

8. Составьте электронные формулы молекул CO_2 , N_2 . Сколько σ - и π -связей в каждой молекуле?

9. С точки зрения электронного строения объясните, какой из двух ионов: Fe^{2+} или Fe^{3+} более устойчив и почему?

10. С точки зрения электронного строения предложите возможные валентности для атомов фтора и брома. Чем объясняется различие свойств этих элементов?

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Укажите порядковый номер элемента, строение внешнего уровня атома которого $\dots 3s^2 3p^5$.

- 1) 12; 2) 14; 3) 19; 4) 17; 5) 21.

2. Какой атом наиболее сильный окислитель:

- 1) $\dots 2s^2 2p^5$; 2) $\dots 3s^2 3p^5$; 3) $\dots 3d^{10} 4s^2 4p^5$; 4) $\dots 4d^{10} 5s^2 5p^5$.

3. В какой молекуле полярность связи выше?

- 1) HBr ; 2) HCl ; 3) HF ; 4) HI .

4. Какого типа связь возникает между элементами с порядковыми номерами в ПСЭ 3 и 9?

- 1) ковалентная; 2) ионная; 3) металлическая; 4) водородная.

5. Укажите тип кристаллической решетки вещества, которое хорошо проводит электрический ток, пластичное, непрозрачное:

- 1) атомная; 2) металлическая; 3) молекулярная; 4) ионная.

6. Если на внешнем уровне атома элемента находится 2 электрона, а на предвнешнем – 18 электронов, то элемент может находиться в:

- 1) IV периоде, II группе, побочной подгруппе;
2) V периоде, III группе, побочной подгруппе;
3) IV периоде, II группе, главной подгруппе;
4) VI периоде, I группе, побочной подгруппе.

7. Молекулы какого соединения могут образовывать между собой водородную связь:

- 1) NaNH_2 ; 2) CH_4 ; 3) HF ; 4) H_2Se .

8. Установите соответствие между веществом и типом его кристаллической решетки:

<i>Вещество</i>	<i>Тип кристаллической решетки</i>
1) C(алмаз);	А) атомная;
2) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;	Б) ионная;
3) CaO ;	В) металлическая;
4) K_2SO_4 ;	Г) молекулярная.
5) Fe.	

9. Установите соответствие между веществом и типом химической связи:

<i>Вещество</i>	<i>Тип химической связи</i>
1) NH_3 ;	А) ионная;
2) N_2 ;	Б) ковалентная полярная;
3) NaCl ;	В) ковалентная неполярная;
4) $(\text{H}_2\text{O})_n$;	Г) водородная;
5) Fe.	Д) металлическая.

10. Установите соответствие между углеводородом и типом гибридизации атома углерода в нем:

<i>Вещество</i>	<i>Тип гибридизации</i>
1) C_2H_2 ;	А) sp ;
2) CH_4 ;	Б) sp^2 ;
3) C_2H_4 ;	В) sp^3 ;
4) C_6H_6 .	Г) sp^2d .

Тема 1.3. Классы неорганических веществ

Студент должен

знать: классификацию неорганических веществ, номенклатуру; химические свойства кислот, оснований, основных, кислотных, амфотерных оксидов и гидроксидов; генетическую связь между классами неорганических веществ;

уметь: давать определение классам веществ, по формуле определять класс соединения, составлять уравнения реакций на основании знания основных химических законов, методов получения и химических свойств классов неорганических веществ, устанавливать связь между классами неорганических соединений.

владеть навыками: работы с учебной литературой, ведения информационного поиска.

Учебно-целевые вопросы

1. Какова классификация неорганических соединений?
2. Принципы номенклатуры кислот, оснований, солей.
3. Химические свойства кислот и оснований.
4. Химические свойства оксидов и гидроксидов.
5. Какова связь между классами неорганических соединений?

Информационный блок

Неорганическая химия – это химия элементов и их соединений, за исключением большинства соединений углерода, которые изучает органическая химия.

Неорганические соединения на основании важнейших химических свойств можно подразделить на следующие классы:

- 1) оксиды (солеобразующие – основные, кислотные, амфотерные и несолеобразующие); оксиды – это соединения химического элемента с кислородом, в котором атом кислорода имеет степень окисления -2 ;
- 2) пероксиды, супероксиды (H_2O_2 , Na_2O_2 , KO_2);
- 3) гидроксиды (основные, кислотные, амфотерные);
- 4) соли (средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные, кристаллогидраты);
- 5) бинарные соединения (водородные: бескислородные кислоты (HCl , H_2S) и другие соединения неметаллов с водородом (H_2O , PH_3 , NH_3), гидриды (NaH); галогениды неметаллов (PCl_5 , PCl_3)).

На схемах 1–5 представлены классификации неорганических соединений и генетическая связь между классами (схемы из пособия: Дерябина Н. Е. Химия. Основные классы неорганических веществ. – М., 2005. – 60 с.).

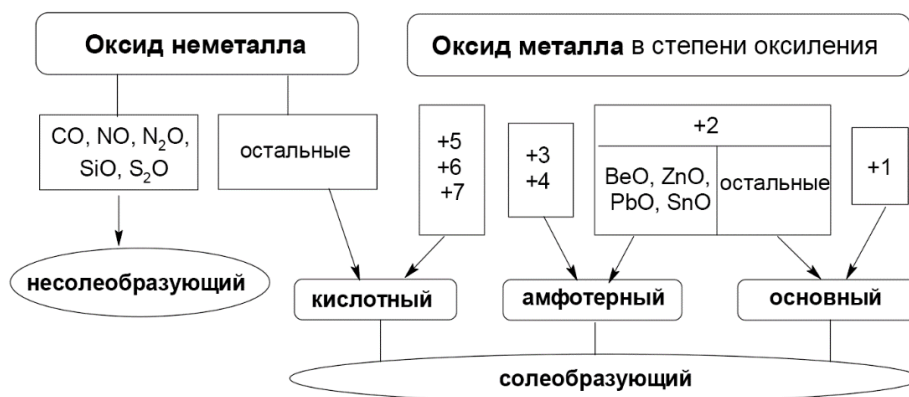


Схема 1. Классификация оксидов

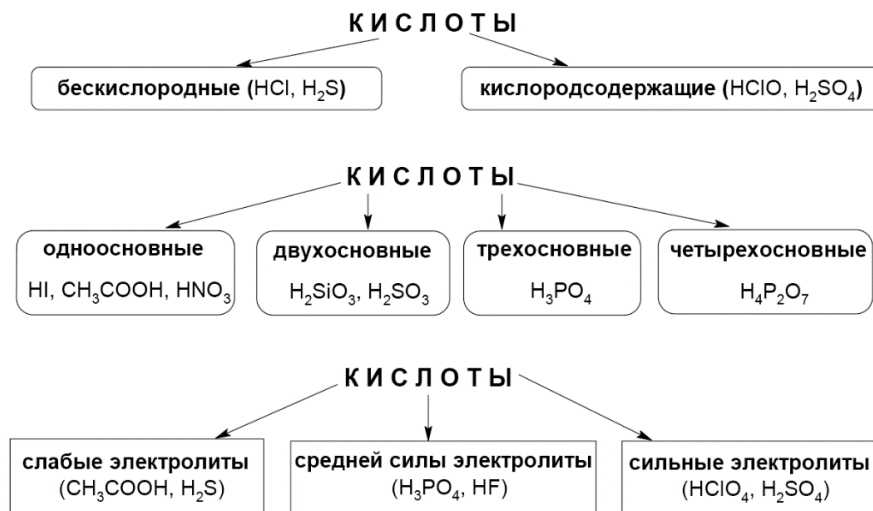
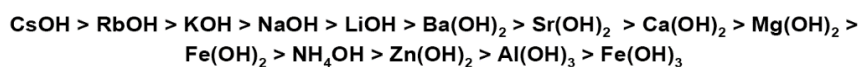


Схема 2. Классификация кислот



Сила оснований убывает в ряду:



Большинство слабых оснований нерастворимо, исключение - NH_4OH

Схема 3. Классификация оснований

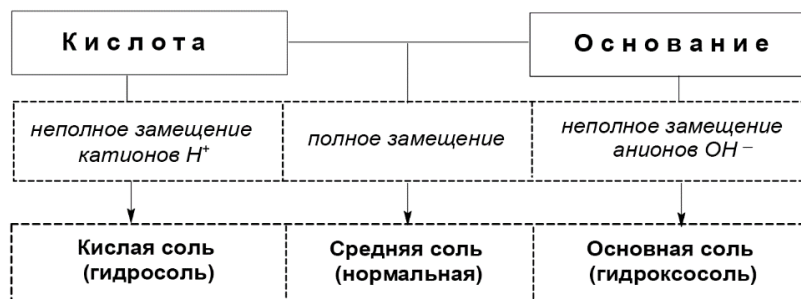
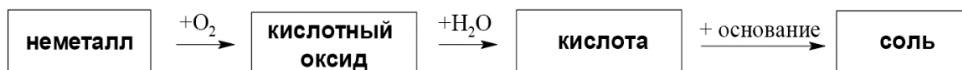


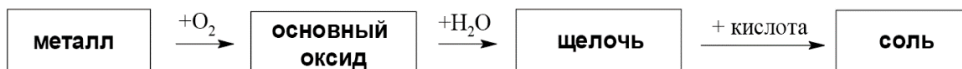
Схема 4. Получение солей

Основной генетический ряд соединений неметаллов



Основные генетические ряды соединений металлов

а) щелочных / щелочноземельных:



б) остальных:

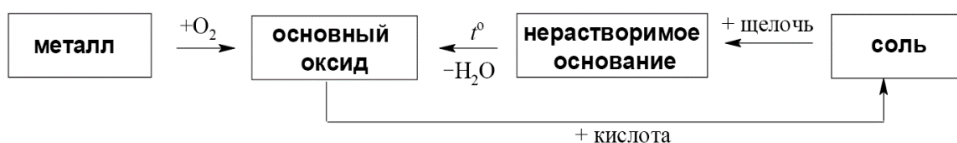
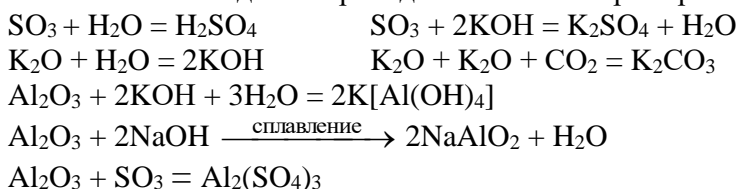


Схема 5. Генетическая связь между классами неорганических соединений

Химические свойства оксидов

К химическим свойствам оксидов относятся: реакции с водой, кислотных оксидов с основаниями, основных – с кислотами, амфотерных – с кислотами и основаниями (в растворе и расплаве); кислотных и основных оксидов между собой, амфотерных оксидов с кислотными и основными оксидами. Приведем несколько примеров:

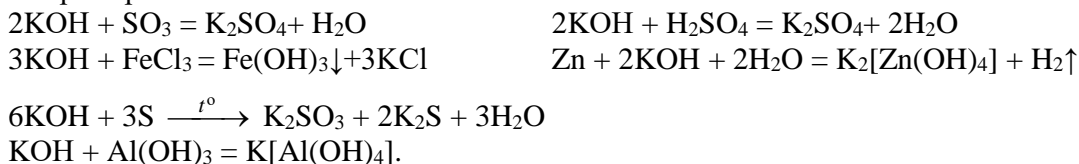


SO_3 – кислотный оксид, K_2O – основной оксид; Al_2O_3 – амфотерный оксид.

Химические свойства оснований

Для оснований характерны следующие химические свойства: реакции с кислотами, кислотными оксидами, разложения; взаимодействие щелочей с амфотерными оксидами, солями, неметаллами (кремний, хлор, сера) и металлами (цинк и алюминий).

Например:



Химические свойства кислот

Химические свойства кислот обусловлены наличием в их растворах иона H^+ – протона, образующегося при электролитической диссоциации кислот в водных растворах: $\text{H}_x\text{An} \rightleftharpoons x\text{H}^+ + \text{An}^{x-}$. Кислоты взаимодействуют с основаниями, основными оксидами, солями и металлами. Например:

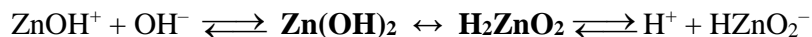


$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ (металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, из разбавленных кислот (кроме азотной) вытесняют водород)

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ (реакция возможна, если образуется нерастворимая соль или более слабая кислота).

Химические свойства амфотерных гидроксидов

Вещества, проявляющие одновременно и кислотные, и основные свойства, называют амфотерными, или амфолитами. Амфотерные гидроксиды образованы элементами с амфотерными свойствами. Например: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и др. Они представляют собой малорастворимые в воде вещества, которые диссоциированы и по кислотному, и по основному типу. Например:



Диссоциация по кислотному типу усиливается в щелочной среде, а по основному типу – в кислой среде.

Амфотерные гидроксиды представляют собой твердые, нерастворимые в воде вещества.

Особенность химических свойств амфотерных гидроксидов состоит в том, что они взаимодействуют и с кислотами, и с основаниями с образованием солей, но амфотерный металл может входить и в состав катиона, и в состав аниона в зависимости от природы реагента.

1. При взаимодействии с кислотами амфотерный гидроксид проявляет основные свойства, амфотерный металл образует катион:

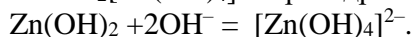
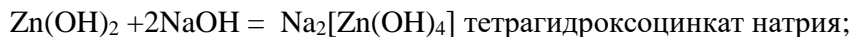


2. При взаимодействии со щелочами амфотерный гидроксид проявляет кислотные свойства. Амфотерный металл входит в состав аниона образующейся соли:

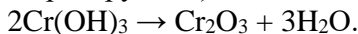


цинкат натрия

или



3. Как и нерастворимые основания амфотерные гидроксиды при нагревании разлагаются с отщеплением воды (дегидратируются):

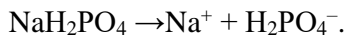


Химические свойства солей

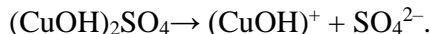
Растворимые соли в водных растворах подвергаются полной диссоциации, так как соли имеют ионную кристаллическую решетку. При этом в их растворах образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков, например:



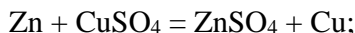
Кислые соли диссоциируют на катионы металла и сложные анионы, например:



Основные соли диссоциируют на сложные катионы и анионы кислотных остатков, например:



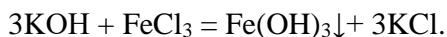
Более активные металлы вытесняют из солей менее активные металлы:



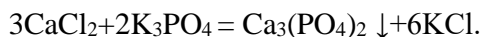
с кислотами реакция идет в направлении образования более слабой или более летучей кислоты, чем кислота, образующая соль:



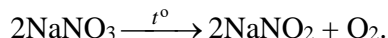
со щелочами реакция идет в направлении образования нерастворимых оснований или соли:



Две растворимые соли взаимодействуют, если в результате реакции образуется нерастворимая соль:



Многие соли при нагревании подвергаются разложению:



Соли, образованные слабыми кислотами или основаниями, подвергаются гидролизу:



Задачи с решением

1. Определите степень окисления элементов в соединениях, составьте графические формулы и назовите следующие оксиды: Al_2O_3 , Mn_2O_7 .

Решение

1. Степень окисления (СО) – это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентные полярные) состоят из ионов.

2. СО положительная «+» и отрицательная «-» ставится над знаками элементов перед цифрами, в том числе и единицей.

3. Правила определения СО.

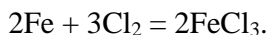
- Степень окисления свободных атомов и простых веществ равна 0.
- Степень окисления водорода в соединениях с неметаллами равна +1, а с металлами равна -1. Степень окисления фтора в соединениях всегда равна -1.
- Степень окисления кислорода в соединениях равна -2, а в пероксидах -1.
- Степень окисления металлов в соединениях всегда положительная, у металлов I-A, II-A, III-A соответственно равна +1, +2, +3.
- Суммарная степень окисления всех атомов в молекуле равна 0.
- Высшая степень окисления элемента равна (+№ группы).
- Элементы в высшей степени окисления могут только принимать электроны, элементы в низшей степени окисления могут только отдавать электроны.
- Элементы в промежуточной степени окисления могут и принимать, и отдавать электроны.

$+7 \quad -2$ $\text{Mn}_2\text{O}_7 (+7 \cdot 2 + -2 \cdot 7 = 0)$ – оксид марганца (VII)	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} = \text{Mn} - \text{O} - \text{Mn} = \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \end{array}$
$+3 \quad -2$ $\text{Al}_2\text{O}_3 (+3 \cdot 2 + -2 \cdot 3 = 0)$ – оксид алюминия (III)	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} = \text{Al} - \text{O} - \text{Al} = \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \end{array}$

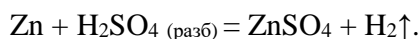
2. Предложите 4 способа получения солей с участием металлов.

Решение

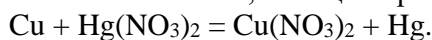
1. Взаимодействие металла с неметаллом:



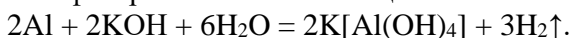
2. Взаимодействие металлов с кислотами:



3. Взаимодействие металлов с солями. Металл, стоящий в электрохимическом ряду напряжений левее, вытесняет из солей металлы, стоящие правее:



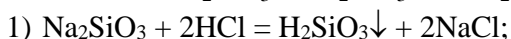
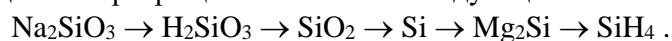
4. Взаимодействие амфотерных металлов со щелочами:



3. Осуществите превращение силиката натрия в силан. Напишите соответствующие уравнения реакций, укажите условия их протекания.

Решение.

Осуществить данное превращение можно по следующей схеме:

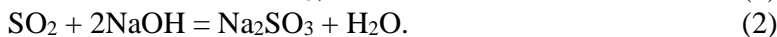


- 2) $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Si} + 2\text{MgO}$;
- 4) $\text{Si} + 2\text{Mg(изб.)} \xrightarrow{t} \text{Mg}_2\text{Si}$;
- 5) $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl} = \text{SiH}_4\uparrow + 2\text{MgCl}_2$.

4. Через 500 мл 1 М раствора едкого натра пропущено 11,2 л оксида серы (IV) при н.у. Какая соль и в каком количестве образовалась?

Решение

1. При взаимодействии SO_2 и гидроксида натрия может образоваться две соли: средняя и кислая:



2. Чтобы установить формулу соли, необходимо знать количественное соотношение оксида и щелочи.

Рассчитываем количества исходных веществ:

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{раствора}) = 1 \cdot 0,5 = 0,5 \text{ моль};$$

$$n(\text{SO}_2) = \frac{V(\text{SO}_2)}{V_m} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ моль}.$$

3. Так как $\frac{n(\text{SO}_2)}{n(\text{NaOH})} = \frac{0,5}{0,5} = 1$, следовательно, образовалась кислая соль NaHSO_3 .

4. Рассчитаем количество соли:

$$n(\text{NaHSO}_3) = n(\text{SO}_2) = n(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль}.$$

Ответ: 0,5 моль NaHSO_3 .

Задачи для самостоятельного решения

1. С какими из оксидов: Na_2O , SO_3 , CO_2 , ZnO могут взаимодействовать:

а) азотная кислота; б) гидроксид калия.

Составьте уравнения реакций, назовите вещества.

2. Определите степень окисления кислотообразующего элемента, составьте графические формулы и назовите следующие кислоты: H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HMnO_4 , HClO_2 , HClO_4 .

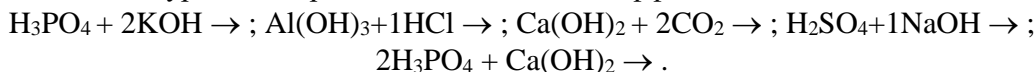
3. Какие из перечисленных веществ будут реагировать с гидроксидом калия: Na_2HPO_4 , ZnO , MgO , Ag , SO_2 , Zn(OH)_2 , CuSO_4 , KCl ? Напишите уравнения возможных реакций.

4. И карбонат натрия, и гидроксид кальция способны реагировать с: 1) соляной кислотой; 2) оксидом натрия; 3) водой; 4) сульфатом калия; 5) серной кислотой; 6) оксидом углерода (IV).

5. Осуществите следующие превращения:



6. Составьте уравнения реакций, не изменяя коэффициенты к исходным веществам:



Назовите полученные продукты.

7. Осуществите следующие превращения:



Назовите вещества, классы соединений.

8. Напишите формулы всех теоретически возможных солей, отвечающих взаимодействию: а) гидроксида кальция и ортофосфорной кислоты (4 соли); б) гидроксида железа (III) и серной кислоты (4 соли).

9. К 20 г раствора хлорида алюминия с массовой долей соли 15% прилили 20 г раствора гидроксида натрия с массовой долей щелочи 20%. Образуется ли осадок?

10. Приведите три примера реакций между оксидами элементов 2-го периода и оксидами элементов 4-го периода.

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Кислотным и основным оксидом являются соответственно:
1) SO_2 и MgO ; 2) CO_2 и Al_2O_3 ; 3) Na_2O и FeO ; 4) ZnO и SO_3 .
2. Укажите формулу оксида с наиболее выраженными кислотными свойствами:
1) Al_2O_3 ; 2) SiO_2 ; 3) SO_3 ; 4) Cl_2O_7 .
3. Химическая реакция возможна между растворами гидроксида натрия и
1) KNO_3 ; 2) K_3PO_4 ; 3) BaCl_2 ; 4) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. Оксид кальция взаимодействует с каждым из двух веществ:
1) H_2O и MgO ; 2) HCl и KOH ; 3) H_2O и CO_2 ; 4) CO_2 и NaOH .
5. С соляной кислотой не реагируют:
1) Na_2SO_3 ; 2) Na_2S ; 3) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$; 4) CaCO_3 .
6. Оксид алюминия реагирует с обоими веществами пары:
1) железо и серная кислота; 3) оксид кремния и оксид натрия;
2) гидроксид натрия и кислород; 4) вода и хлорид натрия.
7. Как гидроксид натрия, так и гидроксид меди (II):
1) разлагаются при нагревании; 3) взаимодействуют с оксидом углерода (IV);
2) растворяются в серной кислоте; 4) изменяют окраску фенолфталеина.
8. В цепочке превращений $\text{Cu} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{CuSO}_4$ веществом Y является:
1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; 2) CuCl_2 ; 3) CuCl ; 4) CuO .
9. Напишите уравнения следующих превращений:
$$\text{S} \xrightarrow{\text{Al}} \text{A} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{B} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{B} \xrightarrow{\text{NaOH(изб.)}} \text{Г.}$$
 Укажите молярную массу вещества Г.
1) 104; 2) 142; 3) 126; 4) 120.
10. Установите соответствие между формулами веществ и классом неорганических соединений, к которому оно принадлежит.

Вещество	Класс неорганических соединений
А) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$;	1) амфотерные гидроксиды;
Б) $\text{Cr}(\text{OH})_3$;	2) кислоты;
В) HMnO_4 ;	3) основные соли;
Г) $\text{Fe}(\text{OH})_2$.	4) кислые соли;
	5) основания;
	6) комплексные соли.

Тема 1.4. Комплексные соединения

Студент должен

знать: определение, структуру комплексных соединений, их классификацию, номенклатуру, способы получения комплексных соединений, природу химической связи в комплексных соединениях; важнейшие биоконплексы; комплексные соединения, использующиеся как лекарственные препараты;

уметь: определять координационное число и степень окисления центрального атома, заряд внутренней и внешней сферы, характеризовать прочность комплекса по константе нестойкости;

владеть навыками: работы с учебной литературой, ведения информационного поиска.

Учебно-целевые вопросы

1. Какие соединения называют комплексными? Приведите примеры.
2. Какова структура комплексных соединений? Что такое комплексообразователь, лиганд? Примеры.
3. Какие связи характерны для комплексных соединений?

4. Каковы принципы номенклатуры комплексных соединений?
5. С помощью каких реакций можно получить комплексные соединения?
6. Какие важнейшие биоконплексы вы знаете? Приведите примеры.
7. Какие комплексные соединения применяются в качестве лекарственных препаратов? Приведите примеры.

Информационный блок

Основные понятия

Комплексные соединения (К.С.) – соединения высшего порядка, в состав которых входят сложные образования, состоящие из центральных атомов и лигандов, которые способны самостоятельно существовать как в кристаллах, так и в растворе.

Комплексные соединения – это устойчивые сложные вещества, в которых обязательно имеются σ -связи между комплексообразователем и лигандами, образованные по донорно-акцепторному механизму.

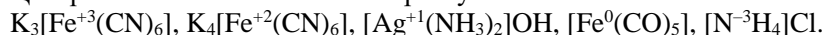
Комплексообразователь (К.О.) – центральный атом (ион), вокруг которого координированы (сгруппированы) другие ионы или атомы (лиганды или адденды).

Различают 2 группы комплексообразователей:

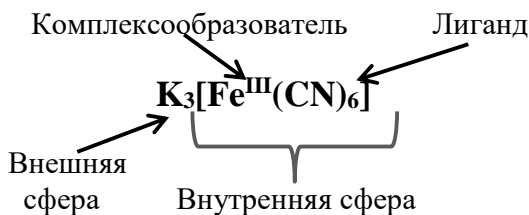
1. Катионы d - и f -элементов (Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Co^{3+} , Ni^{2+} , La^{3+} , Nd^{3+} и др.); некоторые p -элементы в положительной степени окисления (P^{5+} , S^{6+} , N^{5+} , Cl^{7+} и др., $[\text{PF}_6]^-$, $[\text{BF}_4]^-$), а также s -элементы (Na^+ , K^+ , Be^{2+} и др., $[\text{Be}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$).
2. Нейтральные атомы d -элементов (Fe , Co , Ni , Cr и т. д.), а также элементы благородных газов, например $[\text{Co}(\text{CO})_4]^0$; $[\text{Xe}(\text{H}_2\text{O})_6]^0$.

Наибольшей комплексообразующей способностью обладают d - и f -элементы (в виде ионов или атомов). Наименьшей комплексообразующей способностью обладают s -элементы.

Центральный атом может иметь разную степень окисления:



Лиганды – координированные вокруг комплексообразователя ионы или молекулы.



Лигандами могут быть:

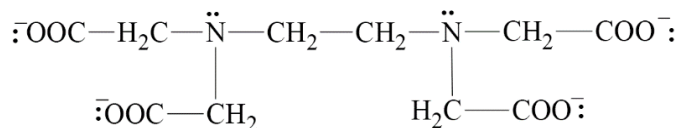
1. Анионы (Cl^- , OH^- , F^- , CN^- , NO_2^- , NCS^- и др.).
2. Полярные молекулы (H_2O , NH_3 , CO , NO и др.).
3. Неполярные, но хорошо поляризующиеся молекулы органических соединений ($\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ – этилендиамин, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ – мочеви́на и др.).
4. Неполярные, но плохо поляризующиеся молекулы органических соединений (бензол).

Лиганды могут занимать в координационной сфере одно или несколько мест, т. е. соединяться с комплексообразователем посредством одного, двух или нескольких атомов.

Дентатность лиганда определяется числом донорных центров лигандов, участвующих в координации. По этому признаку лиганды делятся на моно-, ди-, ..., полидентатные:

- 1) **монодентатные:** CN^- , $:\text{OH}^-$, $:\text{Cl}^-$, H_2O : и др. (цианид- и галогенид-ионы могут быть бидентатными лигандами, например, в мостиковых комплексах);
- 2) **бидентатные:** $\text{H}_2 \ddot{\text{N}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\ddot{\text{N}} \text{H}_2$, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, CO_3^{2-} , SO_4^{2-} ; $:\text{NH}_2-\text{CH}-\text{CH}-\text{O}^-$;

3) полидентатные, например этилендиаминтетраацетат (ЭДТА):



Внутренняя сфера комплексного соединения – совокупность центрального атома и лигандов. Она может быть заряжена положительно (например, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$) или отрицательно (например, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$), а может быть электронейтральна (например, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$).

Внешняя сфера – ионы, не входящие во внутреннюю сферу и связанные с комплексным ионом ионной связью.

Соединения, имеющие внутреннюю и внешнюю сферы, относят к **электролитам**.

Соединения, не имеющие внешней сферы, – к **неэлектролитам**. Например, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – электролит, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – неэлектролит.

Комплексное соединение всегда *электронейтрально*, поэтому суммарный заряд ионов внешней сферы равен по значению и противоположен по знаку заряду внутренней сферы.

Координационное число – число, показывающее, сколько σ -связей образуют лиганды с комплексообразователем.

Координационное число комплексообразователя для монодентатных лигандов совпадает с их количеством, для прочих – равно сумме произведений числа лигандов на их дентатность для каждого вида лигандов.

Например, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – к.ч. = 6, число лигандов тоже шесть;

$[\text{Co}(\text{CH}_2)_2-(\text{NH}_2)_2]_3\text{Cl}_3$ – к.ч. = 6, а лигандов только три (к.ч. = $3 \cdot 2 = 6$).

Примеры получения комплексных соединений

Как правило, комплексные соединения получают при взаимодействии солей с кислотами, основаниями, другими солями, амфотерных гидроксидов со щелочами.

$\text{CuCl}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2[\text{CuCl}_4]$ – тетрахлорокупрат (II) водорода;

$\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамминмеди (II);

$\text{CuSO}_4 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{SO}_4$ – тетрагидроксокупрат (II) натрия;

$\text{CoCl}_2 + 4\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Co}(\text{NO}_2)_4] + 2\text{NaCl}$ – тетранитрокобальтат (II) натрия;

$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксоцинкат (II) натрия.

Комплексные соединения алюминия можно получить разными способами:

$2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$;

$\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH}_{(\text{изб.})} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$ – тетрагидроксоалюминат натрия;

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}_{(\text{раствор})} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

Классификация комплексных соединений

1. По принадлежности к определенному классу соединений:

комплексные кислоты – $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$, $\text{H}[\text{AuCl}_4]$;

комплексные основания – $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$;

комплексные соли – $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.

2. По природе лигандов:

аквакомплексы – $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$;

аммиакаты – $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;

оксалатные, карбонатные, галогенидные $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, цианидные и др.;

гидроксокомплексы – $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$;

гидридные (получают только в неводных средах) – $\text{Li}[\text{AlH}_4]$, $\text{Na}[\text{BH}_4]$;

смешанные (разные лиганды), например $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{CO}_3]\text{NO}_3$.

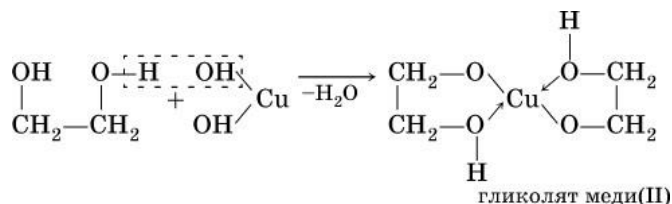
3. По знаку заряда комплексного иона:

катионные – $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$;

анионные – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$;

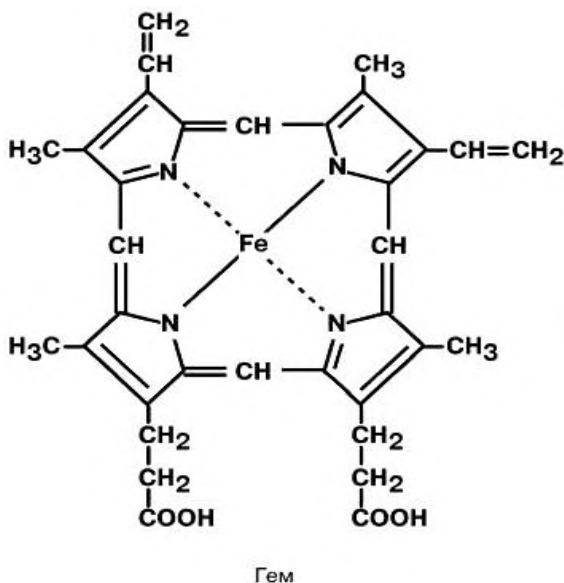
нейтральные – $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

4. *Хелатные соединения (внутрикомплексные)*, в состав которых входят, би- и полидентатные лиганды, образующие не менее двух связей с центральным атомом. Отличительная особенность хелатных соединений – наличие циклических группировок атомов, включающих атом металла. Классический пример внутрикомплексного соединения – гликолят меди:



Важнейшие для организма вещества – гемоглобин, цитохромы, хлорофилл и др. – представляют собой координационные металлоорганические хелатные соединения.

Гемоглобин – хелат железа (гем), связанный с белком (глобином), хлорофилл – хелат магния. Оба хелата содержат 4 кольца пиррола, координированных к центральному иону металла и связанных между собой мостиковыми группами $-\text{CH}=\text{}$. В результате образуется так называемая порфириновая структура.



К.ч. катиона Fe^{2+} в этой молекуле равно 6 (sp^3d^2 -гибридизация атомных орбиталей иона железа), но лишь 4 положения заняты атомами азота порфиринового лиганда, образуя гем, пятое положение занято азотом гистидина в глобине, а шестое – молекулой H_2O , которая связана с комплексообразователем лабильно.

При оксигенации молекула O_2 занимает шестое вакантное место в координационной сфере Fe^{2+} . Связывание происходит обратимо, без изменения степени окисления Fe^{2+} с образованием стабильного оксигенированного комплекса HbO_2 . В процессе оксигенации Hb проявляет «кооперативный» эффект: одновременно кислород транспортирует 4 гема, связанные с 4 молекулами глобина (2 α и 2 β

полипептидные цепи). Таким образом одномоментно переносится 4 молекулы O_2 .

Некоторые газы (CO , H_2S) реагируют с гемоглобином с образованием более устойчивых веществ, чем продукт его реакции с O_2 . Токсичное действие угарного газа объясняется образованием более устойчивого комплекса CO с гемоглобином, что нарушает важную функцию гемоглобина – переносчика O_2 в организме и может привести к летальному исходу.

Номенклатура комплексных соединений

В химии под номенклатурой понимают систему правил составления названий соединений. Правила номенклатуры разрабатываются Международным союзом чистой и прикладной химии (IUPAC).

Для составления названия комплексного соединения указывают в следующем порядке: число лигандов (моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- и т. д.), название лиганда (если их несколько, то сначала – анионные, потом – нейтральные, перечисление производят в алфавитном порядке) и в последнюю очередь – центральный атом. Комплексные катионы и нейтральные комплексы (молекулы) не имеют отличительных суффиксов, комплексные анионы имеют суффикс *-ам*, который добавляют к латинскому названию атома комплексообразователя. После названия комплексообразователя указывают в скобках степень его окисления.

Названия анионных лигандов оканчиваются на «о»: сульфато-; тиосульфато-; фосфато-; нитрато-.

В некоторых случаях в названии лиганда отражается способ его присоединения к центральному атому. При координации через серу лиганд SCN^- имеет название – тиоцианато-; через азот (NCS^-) – изотиоцианато-.

Аналогично лиганд NO_2^- называют нитро- (координация через азот), а лиганд ONO^- (координация через кислород) – нитрито-.

Для нейтральных лигандов используются немодифицированные названия (например, мочевины, пиридин, этилендиамин и др.). Исключения составляют: вода – «аква» и аммиак – «аммин».

Группы NO и CO, если они связаны непосредственно с ионом металла, называются -нитрозил- и -карбонил-. *Примеры:* $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ – хлорид хлоротриамминплатины (II); $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$ – тетрахлородицианоплатинат (IV) аммония;

Если комплексное соединение является неэлектролитом т. е. не содержит ионов во внешней сфере, то степень окисления центрального атома *не указывается*, так как она однозначно определяется из условия электронейтральности комплекса. Например: $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{H}_2\text{O})_3]$ – тринитротриаквакобальт, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – дихлородиамминплатина.

Химическая связь в комплексных соединениях

Между внутренней и внешней сферами – связь **ионная**.

Комплексные ионы образуются в основном вследствие ковалентной связи, образованной по донорно-акцепторному механизму (координационная связь). Наличие одной или нескольких координационных связей является характерной особенностью комплексов.

В комплексных соединениях координационная связь образуется вследствие перекрывания валентных вакантных атомных орбиталей комплексообразователей с заполненными валентными орбиталями лиганда. Согласно донорно-акцепторному механизму ковалентной связи: комплексообразователь – акцептор электронной пары, лиганд – донор электронной пары.

Исходные атомные орбитали подвергаются гибридизации. Пространственное расположение гибридизованных орбиталей определяет геометрическое строение комплексного соединения.

Типы гибридизации и конфигураций комплексов:

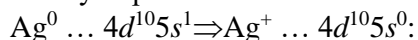
К.Ч.	Тип гибридизации	Геометрия комплекса	Примеры
2	sp	линейная	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
4	sp^3	Тетраэдр	$[\text{Ni}(\text{Cl})_4]^{2-}$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$
4	dsp^2	Квадрат	$[\text{Pt}(\text{Cl})_4]^{2-}$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$
5	dsp^3	Тригональная бипирамида	$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$; $[\text{SiF}_5]^-$
6	d^2sp^3 , sp^3d^2	Октаэдр Тригонально-призматическая	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$

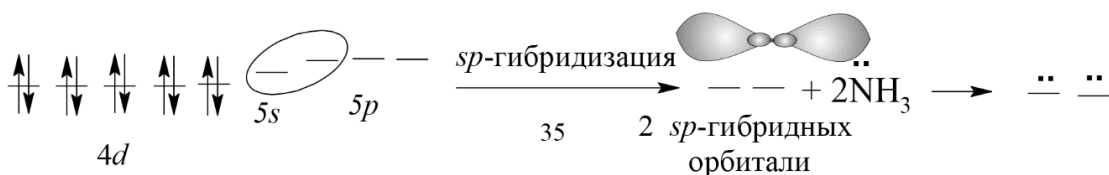
Рассмотрим несколько примеров построения диаграмм комплексных ионов.

1) Координационное число равно 2:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, Ag^+ – комплексообразователь, акцептор электронной пары; $:\text{NH}_3$ – лиганд, донор электронной пары. Координационное число равно двум, так как ион Ag^+ предоставляет две вакантные гибридных sp -орбитали для образования связи.

Схему образования комплексного иона можно представить следующим образом:





структура комплекса – линейная.

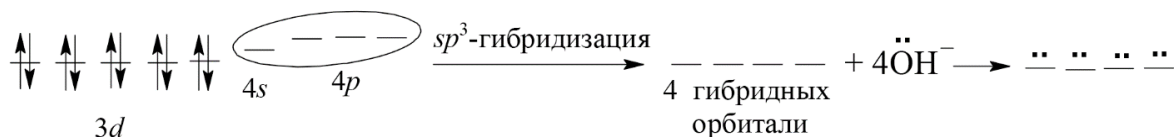
2) Координационное число равно 4:

а) $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$:

Zn^{2+} – комплексообразователь, акцептор электронной пары;

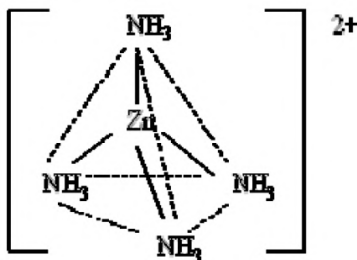
:OH^- – лиганд, донор электронной пары.

$\text{Zn}^{2+} \dots 3d^{10}4s^0$



структура комплекса – тетраэдр.

Если лигандом будет аммиак, то каждая молекула аммиака имеет неподеленную пару электронов у атома азота. Орбитали атомов азота, содержащие неподеленные пары электронов, перекрываются с sp^3 -гибридными орбиталями цинка (II), образуя тетраэдрический комплексный катион тетраамминцинка (II) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$:

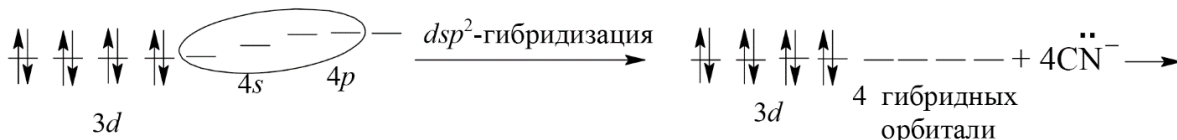


б) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$:

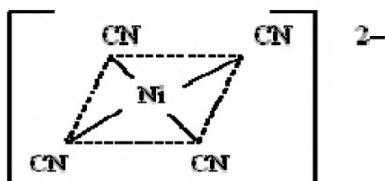
Ni^{2+} – комплексообразователь, акцептор электронной пары;

CN^- – лиганд, донор электронной пары.

$\text{Ni}^{2+} \dots 3d^8 4s^0$:



структура комплекса – квадрат:



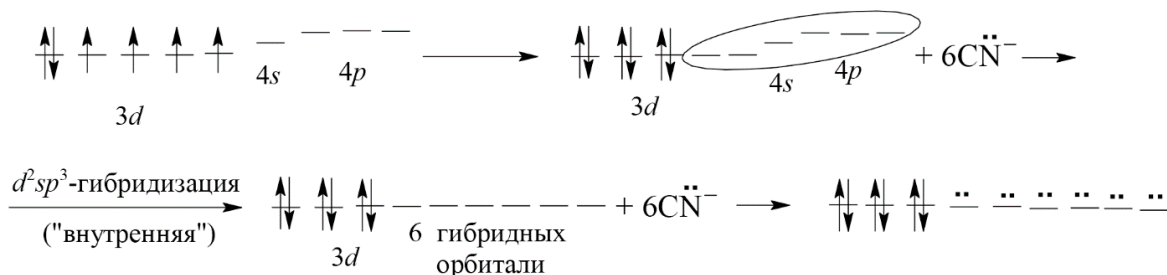
3) координационное число равно 6:

а) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$:

Fe^{2+} – комплексообразователь, акцептор электронной пары;

CN^- – лиганд, донор электронной пары;

$\text{Fe}^{2+} \dots 3d^6 4s^0$



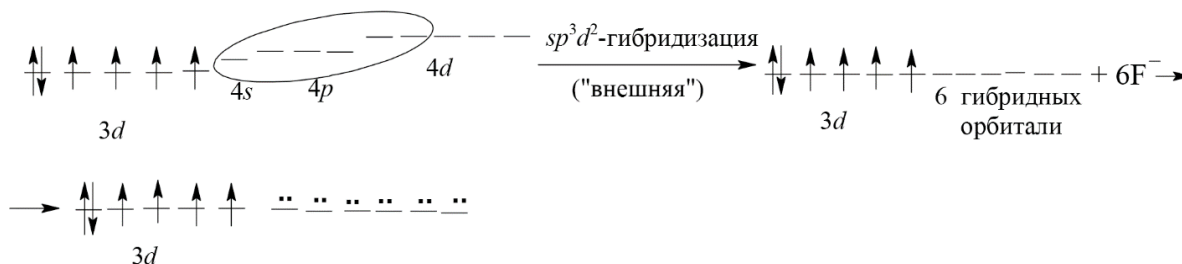
структура комплекса – октаэдр.

б) $[\text{FeF}_6]^{4-}$:

Fe^{2+} – комплексообразователь, акцептор электронной пары;

F^- – лиганд, донор электронной пары;

$\text{Fe}^{2+} \dots 3d^6 4s^0$:



структура комплекса – октаэдр.

Связи, образованные с участием гибридных $(n-1)d^2nsnp^3$ -орбиталей («внутренние») прочнее, чем с участием гибридных $nsnp^3nd^2$ -орбиталей («внешние»).

Тип гибридизации sp^3d^2 («внешняя») характерен для иона железа (II) в составе гема – простетической группы гемоглобина.

Диссоциация комплексных соединений в растворе

В растворе комплексные соединения диссоциируют на внутреннюю и внешнюю сферу. Диссоциация протекает практически нацело, по типу диссоциации сильных электролитов и называется *первичной*: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3 \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + 3\text{Cl}^-$.

Лиганды связаны с центральным атомом, значительно прочнее и отщепляются в незначительной степени. Этот процесс называется *вторичной диссоциацией*, протекает по типу слабых электролитов, т. е. обратимо, характеризуется наличием равновесия между комплексным ионом, комплексообразователем и лигандами, следовательно, подчиняется закону действующих масс. Например, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \rightleftharpoons \text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3$.

Количественно диссоциация комплексного иона характеризуется константой равновесия обратимой реакции, которая называется константой нестойкости комплексов $K_{\text{н}}$:

$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Co}^{3+}] \cdot [\text{NH}_3]^6}{[\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}]}$$

Константа нестойкости может служить мерой устойчивости (прочности) комплекса:

чем меньше константа нестойкости, тем прочнее, устойчивее комплексный ион.

Для характеристики устойчивости комплексных соединений часто пользуются величиной, обратной константе нестойкости, называемой константой устойчивости $K_y = \frac{1}{K_n}$.

Например, для иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ константа устойчивости равна:

$$K_y = \frac{1}{K_n} = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]_2}.$$

В этом случае: **чем больше K_y , тем более устойчив комплекс.**

Важнейшие биоконплексы

Практически все ионы d -элементов в условиях организма находятся в связанном состоянии, так как образуют комплексные соединения с различными биолигандами, в состав которых входят донорные атомы кислорода, азота, серы.

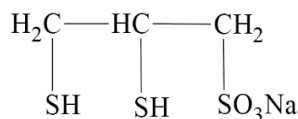
Важнейшие биоконплексы:

<i>Биоконплексообразователи</i>	<i>Биолиганды</i>
Fe(II) в составе миоглобина, гемоглобина, ферментов	Кислород
Fe(III) в составе цитохромов, цитохромоксидазы	Оксид углерода (II)
Co(III) в витамине B ₁₂	Азот
Cu(I), Cu(II), Zn(II), Cr(III), Mo(VI), Mn(II) в составе ферментов	Аминокислоты
Mg(II) в хлорофилле	Пептиды
K(I), Na(I), Ca(II), Mg(II) в составе ионофоров	Нуклеотиды
	Углеводы
	Лекарства
	Метаболиты

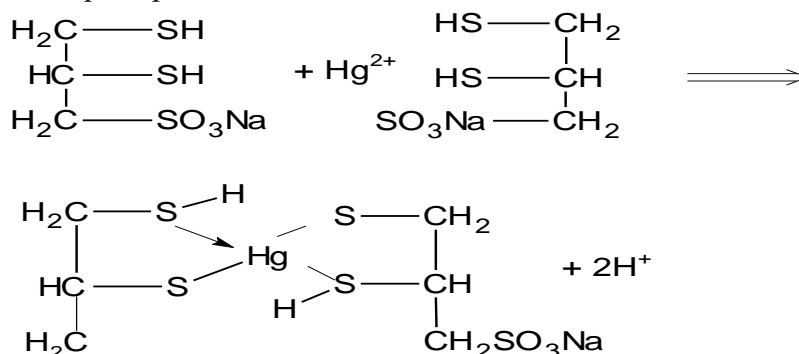
Биоконплексные соединения значительно различаются по своей устойчивости. Одни из них настолько прочны, что постоянно находятся в организме и выполняют определенную функцию. Роль металла в таких комплексах высокоспецифична; замена его даже на близкий по физико-химическим параметрам элемент приводит к значительной или полной утрате физиологической активности.

Для выведения ионов тяжелых металлов из организма в медицине используют лиганды, способные образовывать с тяжелыми металлами прочные хелатные комплексы. Такие лиганды называют хелатирующими реагентами, а метод лечения – **хелатотерапией**.

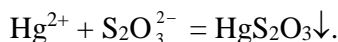
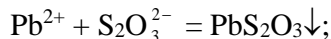
В настоящее время в России применяется унитиол (2,3-димеркаптопропансульфонат натрия):



Этот препарат эффективно выводит из организма мышьяк, ртуть, хром, висмут; менее эффективен он при отравлениях свинцом:



С катионами металлов-токсикантов: Cd(II), Cu(I), Hg(II), Pb(II), Ag(I) **тиосульфат натрия** образует прочные комплексы, поэтому используется при отравлении свинцом, ртутью. С ионами Pb^{+2} , Hg^{+2} он может образовывать не только комплексы, но и малорастворимые нетоксичные осадки:



Для выведения свинца используются препараты на основе ЭДТА. Поскольку ЭДТА образует прочные комплексы почти со всеми ионами, введение его в организм в больших дозах опасно, так как он начнет связывать ионы кальция, что может привести к очень серьезным расстройствам многих функций. Для детоксикации организма при отравлении свинцом используют препарат тетацин-кальций (кальций динатриевая соль ЭДТА). Препарат применяют также для выведения кадмия, ртути, урана, иттрия, церия и других редкоземельных металлов, избыточного кобальта. Наряду с тетацином кальция применяется близкий ему по структуре пентацин (кальций-тринатриевая соль диэтиленetriаминопентауксусной кислоты). Его назначают при острых и хронических отравлениях плутонием, радиоактивными иттрием, церием, цинком, свинцом и для выявления носительства этих радионуклеидов.

Задачи с решением

1. Укажите координационное число и степень окисления центрального атома металла в следующих координационных соединениях: а) $K_3[Fe(CN)_6]$; б) $Na_3[Cr(C_2O_4)_3]$; в) $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$.

Решение

Исходя из определения, что координационное число (к.ч.) – это число связей комплексообразователя с лигандами, а суммарный заряд комплексного соединения равен 0, устанавливаем:

а) к.ч. = 6, так как CN^- – монодентатный лиганд; Fe^{+3} , так как заряд внешней сферы +3, а суммарный заряд лигандов – 6;

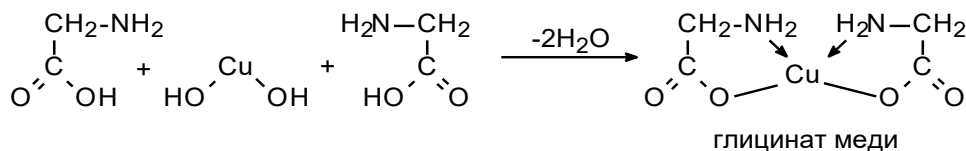
б) к.ч. = 6, так как $C_2O_4^{2-}$ – бидентатный лиганд; Cr^{+3} , так как заряд внешней сферы +3, а суммарный заряд лигандов – 6;

в) к.ч. = 6, так как NH_3 и Cl^- – монодентатные лиганды; Pt^{+4} , $[Pt^{+4}(NH_3^0)_4Cl_2^{-2}]^{+2}(Cl_2)^-$.

2. Приведите уравнение реакции получения глицината меди. Ответ поясните. К какой группе комплексных соединений относится глицинат меди?

Решение

Глицин – аминокислота, бидентатный лиганд за счет азота аминогруппы и кислорода карбоксильной группы:



Это хелатное соединение.

3. Дать названия следующим комплексным соединениям: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Cr(CO)_6]$, $[Co(NH_3)_4(H_2O)Cl]Cl_2$.

Решение

$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – так как сульфат ион внешней сферы имеет заряд иона 2-, SO_4^{2-} , то комплексный ион имеет заряд 2+, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, а само комплексное соединение относится к катионным комплексам. Раз комплекс катионный, следовательно, его название начинается с иона внешней сферы: сульфат. Теперь называем комплексный катион: лиганды – 4 молекулы аммиака, молекула аммиака имеет название «аммин», 4 молекулы будут назы-

ваться тетрааммин $(\text{NH}_3)_4$. Комплексообразователь в катионном комплексе называется в родительном падеже с указанием степени окисления: меди (II).

Итак: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетрааммин меди (II).

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – это анионный комплекс, так как заряд комплексного иона имеет знак минус: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$. Начинаем называть комплексный анион: лиганды – ионы CN^- , их название – циано, всего лигандов 6, следовательно, получим гексациано $(\text{CN})_6$. Затем к названию комплексообразователя прибавляем суффикс «ат» и указываем его степень окисления. В данном комплексном ионе железо имеет степень окисления +2 Fe^{+2} , следовательно, название будет звучать как феррат (II). Наконец, называем катионы внешней сферы в родительном падеже – калия. Итак: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (II) калия.

$[\text{Cr}(\text{CO})_6]$ – это нейтральный комплекс, следовательно, название начинаем с перечисления лигандов и их количества: CO – карбонил, 6 лигандов – гексакарбонил. Называем комплексообразователь: хром (0). Так как степень окисления хрома равна 0, то ее не указывают. Итак: $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$ – гексакарбонил хрома.

Поняв принципы номенклатуры, называем $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]\text{Cl}_2$ – хлорид хлороакватетрааммин кобальта (III).

4. Приведите схемы диссоциации и выражения констант нестойкости следующих комплексных ионов: а) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; б) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})]^+$; в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

Определите степень окисления указанных комплексообразователей.

Решение.

Обозначим степень окисления центрального атома через x :

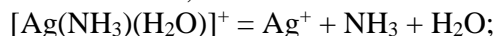
а) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$;

$$x + 6(-1) = -4; x = +2$$

$$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-; K_{\text{н}} = \frac{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{CN}^-]^6}{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}};$$

б) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})]^+$;

$$x + 0 + 0 = +1; x = +1$$



$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Ag}] \cdot [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})]^+};$$

в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$;

$$x + 6(0) = +3; x = +3;$$

$$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} = \text{Cr}^{3+} + 6\text{H}_2\text{O}; K_{\text{н}} = \frac{[\text{Cr}^{3+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}}.$$

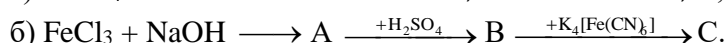
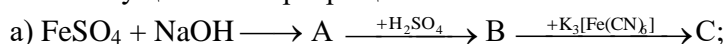
Задачи для самостоятельного решения

1. Основные понятия: комплексные соединения, комплексообразователь, лиганд, дентатность, координационное число.

2. Комплексообразующая способность s -, p -, d -элементов.

3. Для указанных комплексных соединений определите: а) заряд внутренней сферы; б) степень окисления центрального атома; в) координационное число центрального атома; г) заряд лигандов и их дентатность; д) дайте названия: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$; $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$; $[\text{Cu}(\text{ГЛИ})_2]^{2+}$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$.

4. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, с помощью которых можно осуществить превращения:



5. Какова роль центрального атома в образовании донорно-акцепторной связи? Объясните на примере $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

6. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей центральных атомов в комплексных соединениях и геометрическую конфигурацию комплексных ионов: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; изобразите схематично образование связей между комплексообразователем и лигандами.

7. Напишите уравнения диссоциации комплексных соединений: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ и укажите, какой из комплексных ионов является наиболее прочным, если их K_n соответственно равны: $4 \cdot 10^{-10}$, $4 \cdot 10^{-41}$, $8 \cdot 10^{-6}$.

8. Подготовьте сообщение и презентацию о биокомплексах, применении комплексных соединений в качестве лекарственных препаратов.

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Определите заряд лиганда в комплексном соединении $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$:

- 1) -1 ; 2) 0 ; 3) -2 ; 4) -3 .

2. Выпишите справочные данные K_n и расположите комплексные ионы в порядке увеличения их прочности: 1. $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; 2. $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; 3. $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; 4. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

- 1) 1–2–3–4; 2) 4–3–2–1; 3) 3–2–1–4; 4) 2–1–4–3.

3. Связь между комплексообразователем и лигандом:

- а) ионная; в) по донорно-акцепторному механизму;
б) ковалентная; г) по обменному механизму.

- 1) а; 2) б, в; 3) б, г; 4) а, в.

4. Определите степень окисления центрального атома в комплексном соединении $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$:

- 1) $+2$; 2) 0 ; 3) $+6$; 4) $+3$.

5. Определите в соединении $\text{K}_2[\text{NiCl}_4]$ степень окисления и тип гибридизации центрального атома:

- 1) $+2$, sp^3 ; 2) $+1$, sp^2d ; 3) $+1$, sp^3d^2 ; 4) $+3$, sp^3 .

6. Лиганды – это:

- 1) молекулы, доноры электронных пар;
2) ионы, акцепторы электронных пар;
3) молекулы и ионы – акцепторы электронных пар;
4) молекулы и ионы – доноры электронных пар.

7. Комплексонами являются:

- 1) хелатообразующие би- и полидентатные лиганды – доноры электронных пар;
2) органические соединения, способные к образованию комплексных соединений;
3) полидентатные лиганды – акцепторы электронных пар;
4) моно- и бидентатные лиганды.

8. Установите соответствие между формулой комплексного иона и степенью окисления комплексообразователя:

Формула комплексного иона

Степень окисления комплексообразователя

- | | |
|---|-----------|
| 1) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$; | А) $+1$; |
| 2) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$; | Б) $+4$; |
| 3) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$; | В) $+3$; |
| 4) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+}$. | Г) $+2$. |

9. Сравнивая величины константы нестойкости комплексных ионов, выберите наиболее прочный:

- 1) $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$; 2) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$; 3) $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$; 4) $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$.

10. Сравнивая величины константы нестойкости комплексных ионов, выберите наименее прочный:

- 1) $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$; 2) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$; 3) $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$; 4) $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$.

Тема 1.5. Растворы

Студент должен

знать: классификацию растворов, количественную характеристику растворов, способы выражения концентрации вещества в растворе: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента;

иметь представление: о дисперсных системах, их биологической роли, применении в фармации, медицине;

уметь: выражать концентрацию вещества в растворе разными способами, делать расчеты для количественной характеристики растворов;

владеть: навыками работы с учебной литературой, основными математическими действиями.

Учебно-целевые вопросы

1. Понятие о дисперсных системах. Примеры.
2. Растворы, определение, классификация.
3. Биологическая роль растворов, применение в фармации, медицине.
4. Способы выражения концентрации вещества в растворе: массовая доля, молярная концентрация.
5. Эквивалент, молярная масса эквивалента, фактор эквивалентности, молярная концентрация эквивалента.

Информационный блок

Понятие о дисперсных системах

Дисперсная система – это гетерогенная система, в которой дисперсная фаза раздроблена и распределена в дисперсионной среде (рис. 2).

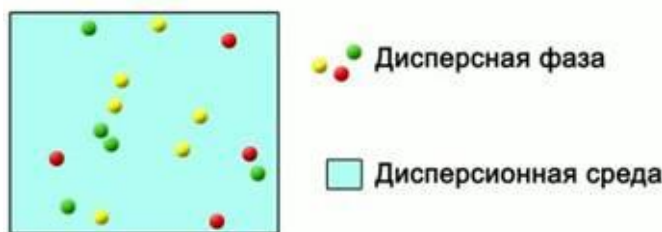


Рис. 2. Дисперсная система

(https://himi4ok.ucoz.ru/publ/11_klass/rastvory_i_ikh_koncentracija_dispersnye_sistemy_)

В научной и учебной литературе используются разные классификации дисперсных систем, например по степени дисперсности (раздробленности), причем и само понятие раздробленности неоднозначно.

Дисперсность (степень дисперсности) вещества **D** обратно пропорциональна размеру частиц **a** ($D \sim 1/a$) и определяется **удельной поверхностью S_{sp}** , равной отношению общей поверхности частиц к единице объема (или иногда массы) дисперсной фазы, где под размером **a** подразумевается: диаметр сферических и волокнистых частиц цилиндрической формы, длина ребра кубических частиц, ширина волокнистых частиц прямоугольной формы или толщина пленок. Дисперсность (степень дисперсности) численно равна количеству частиц, которые можно плотно уложить в ряд или в стопку (для пленок) на одном сантиметре. Для одной частицы удельная поверхность $S_{sp} = S/V$, где **S** и **V** – соответственно площадь поверхности и объем частицы, поэтому $S_{sp} = 6/d$ для частиц сферической формы с диаметром **d** и $S_{sp} = 6/l$ для частиц кубической формы с длиной ребра **l**.

Для пористых веществ (систем, тел), например адсорбентов и катализаторов, понятие дисперсности заменяется равнозначным понятием пористости, т. е. характеристикой размеров каналов пор, пронизывающих эти тела.

В таблице 1 представлена классификация дисперсных систем по размеру частиц.

Классификация дисперсных систем по размеру частиц

Система	Вид системы. Размер частиц, r , м	Примеры	Способы обнаружения частиц
Истинный раствор	Ионная или молекулярно-дисперсная $< 1 \cdot 10^{-9}$	Поваренная соль в воде	Ионы и молекулы нельзя обнаружить оптическими методами. Они проходят через бумажный фильтр
Коллоидная	Коллоидно-дисперсная $1 \cdot 10^{-9} - 5 \cdot 10^{-7}$	Мыло в воде	Коллоидные частицы можно обнаружить с помощью ультрамикроскопа. Они проходят через бумажный фильтр
Грубо-дисперсная	Суспензия	Глина в воде	Частицы можно обнаружить визуально. Они задерживаются бумажным фильтром
	Эмульсия	Жир в воде	
	Аэрозоли $> 5 \cdot 10^{-7}$	Мыльная пена	

(<https://present5.com/geterogennye-dispersnye-sistemy-klassifikaciya-dispersnyx-sistem-po/>)

В зависимости от агрегатного состояния фазы и среды различают 8 типов дисперсных систем (табл. 2). Смесь газов (например, воздух) не относится к дисперсным системам, так как является гомогенной.

Таблица 2

Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды

Дисперсная фаза	Дисперсионная среда	Условное обозначение системы	Примеры дисперсных систем
Жидкость	Газ	ж/г	Туман, облака, аэрозоли жидких лекарств
Твердое тело	Газ	т/г	Дым, пыль, порошки, аэрозоли твердых лекарств
Газ	Жидкость	г/ж	Пены, газовые эмульсии (мыльная, кислородная пена)
Жидкость	Жидкость	ж/ж	Эмульсии (молоко, лекарственные эмульсии)
Твердое тело	Жидкость	т/ж	Суспензии, золи, взвеси, лекарственные препараты
Газ	Твердое тело	г/т	Твердые пены, хлеб, пемза, силикагель, активированные угли сорбенты
Жидкость	Твердое тело	ж/т	Жемчуг, минералы, капиллярные системы, гели
Твердое тело	Твердое тело	т/т	Цветные стекла, минералы, сплавы, самоцветы

К микрогетерогенным системам относятся аэрозоли и порошки (дисперсионная среда – газ), суспензии, эмульсии, пены (дисперсионная среда – жидкость).

Аэрозоли – дисперсные системы, в которых дисперсионной средой является газ (воздух), а дисперсная фаза представлена твердыми или жидкими частицами с размером $10^{-7} - 10^{-4}$ м.

Аэрозоли с жидкой дисперсной фазой называются туманами, а с твердой дисперсной фазой – дымами (размер частиц 10^{-7} – 10^{-6} м) или пылями (10^{-6} – 10^{-4} м).

Аэрозоли активно применяются в медицине и фармации, например для стерилизации операционного поля, ран и ожогов. Ингаляционные аэрозоли, содержащие антибиотики и другие лекарственные вещества, применяют для лечения дыхательных путей; аэрозоли локального применения используют вместо перевязочных средств; аэрозоли, которые при застывании дают пленку в виде клея, применяют в хирургической практике для склеивания ран, кожи, бронхов, сосудов.

Порошки – свободнодисперсные системы с газообразной дисперсионной средой и твердой дисперсной фазой, которая состоит из частиц размером 10^{-8} – 10^{-4} м. Многие лекарственные формы представляют собой гранулы – промежуточные продукты, из которых путем прессования получают таблетки. Для фармацевтических порошков наиболее тонкий помол соответствует размерам частиц 10–20 мкм.

Суспензии – микрогетерогенные дисперсные системы, в которых дисперсионной средой является жидкость, а дисперсная фаза представлена твердыми частицами с размером 10^{-6} – 10^{-4} м.

В медицинской практике при лечении ряда кожных заболеваний используют суспензии, содержащие кальциевые, магниевые, цинковые и другие препараты, а также пасты – предельно концентрированные суспензии.

Эмульсии – микрогетерогенные системы из несмешивающихся жидкостей, состоящие из мельчайших капелек одной жидкости, размерами 10^{-6} – 10^{-4} м (дисперсная среда), распределенных в объеме другой жидкости (дисперсионной среды).

Эмульсии образуются из двух несмешивающихся жидкостей, сильно различающихся по полярности.

В зависимости от того, какая жидкость является дисперсионной средой (непрерывной фазой), а какая – дисперсной фазой (отдельные капельки жидкости), эмульсии делят на два типа: *прямые* – «масло в воде» (м/в) и *обратные* «вода в масле» (в/м) (рис. 3).

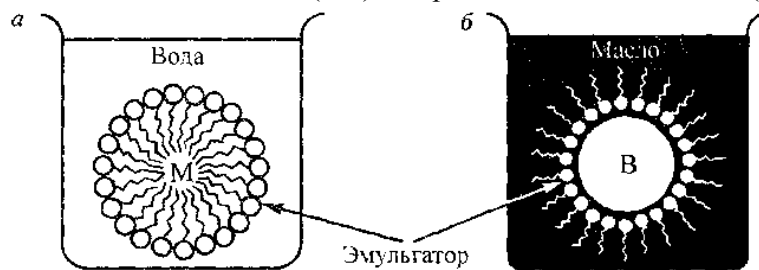


Рис. 3. Типы эмульсий:

а – прямая эмульсия (м/в); *б* – обратная (в/м).

Многие лекарства готовят в виде эмульсий. Как правило, внутрь принимают эмульсии типа «масло в воде» (м/в), а наружные лекарственные препараты представляют собой эмульсии типа «вода в масле» (в/м).

Пены – высококонцентрированные гетерогенные системы, в которых дисперсная фаза состоит из пузырьков газа, а дисперсионная среда (жидкая или твердая) образует тонкие пленки между пузырьками газа.

В медицине пенные аэрозоли используют в качестве кровоостанавливающих средств. Широко используется кислородная пена при сердечно-сосудистых заболеваниях, поражениях ЖКТ и др.

Растворы

Растворы – это гомогенные (однофазные) системы переменного состава, состоящие из двух или более веществ (компонентов).

По характеру агрегатного состояния растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми. Обычно компонент, который в данных условиях находится в том же аг-

регатном состоянии, что и образующийся раствор, считают растворителем, остальные составляющие раствора – растворенными веществами. В случае одинакового агрегатного состояния компонентов растворителем считают тот компонент, который преобладает в растворе.

В зависимости от размеров частиц растворы делятся на истинные и коллоидные. В истинных растворах (часто называемых просто растворами) растворенное вещество диспергировано до атомного или молекулярного уровня, частицы растворенного вещества не видимы ни визуально, ни под микроскопом, свободно передвигаются в среде растворителя. Истинные растворы – термодинамически устойчивые системы, неограниченно стабильные во времени.

|| **Раствор** – гомогенная система переменного состава, состоящая из двух и более независимых компонентов и продуктов их взаимодействия.

|| **Истинным раствором** называется устойчивая гомогенная система переменного количественного состава, состоящая из двух и более компонентов, между которыми существуют достаточно сильные взаимодействия.

В истинных растворах вещества распадаются на частицы, равные размерам молекул или ионов (10^{-7} – 10^{-8} см).

|| **Растворитель** – компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора. При одинаковых агрегатных состояниях компонентов растворителем считают то вещество, содержание которого в растворе больше.

|| **Растворенное вещество** – компонент, молекулы или ионы которого равномерно распределены в объеме растворителя.

В растворах электролитов вне зависимости от соотношения компонентов растворенным веществом считается электролит.

Важной характеристикой любого раствора является **концентрация**, которая показывает, в каком соотношении (массовом или объемном) взяты растворитель и растворенное вещество.

|| **Концентрация вещества** (компонента раствора) – физическая величина, размерная или безразмерная, измеряемая количеством (массой) растворенного вещества, содержащегося в определенной массе, объеме раствора или массе растворителя.

Существуют различные способы выражения концентрации вещества в растворе.

Массовая доля растворенного вещества, $\omega(X)$ – величина, равная отношению массы растворенного вещества $m(X)$ к массе раствора $m_{\text{раствора}}$:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% \quad \text{или} \quad \omega(X) = \frac{m(X)}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%, \quad \text{так как } m_{\text{раствора}} = V_{\text{раствора}} \cdot \rho_{\text{раствора}}.$$

Массовая доля вещества в растворе – величина безразмерная, но обычно выражается в процентах.

Массовая доля, выраженная в процентах, показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора.

Например: запись: «0,89%-ный раствор NaCl» ($\omega(\text{NaCl}) = 0,89\%$) означает, что в 100 г такого раствора содержится 0,89 г вещества NaCl и 99,11 г вещества воды.

В медицинской и технической литературе до настоящего времени было принято выражать массовую долю в грамм-процентах, г% (равнозначно процентам по терминологии, принятой в СИ), в промилле, т. е. тысячной доле единицы, обозначенной ‰; миллиграмм-процентах, мг%, т. е. 10^{-3} г%; в миллионных долях, млн⁻¹, т. е. 10^{-6} г%. Все пе-

речисленные способы выражения массовой доли вещества связаны следующими соотношениями:

$$1\% = 1 \text{ г}\% = 10\text{‰} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ мг}\% = 1 \cdot 10^{-4} \text{ млн}^{-1} = 1 \cdot 10^6 \text{ мкг}\%.$$

Например, массовая доля хлорида натрия в физиологическом растворе, полученном смешиванием 0,9 г NaCl и 99,1 г H₂O, равна:

$$\begin{aligned} \omega(\text{NaCl}) &= \frac{0,9}{99,1 + 0,9} = 0,009 = 0,9\% = 0,9 \text{ г}\% = 9\text{‰} = 900 \text{ мг}\% = 9000 \text{ млн}^{-1} = \\ &= 900\,000 \text{ мкг}\%. \end{aligned}$$

Единицы г%, мг% и мкг% являются внесистемными и не позволяют сравнивать концентрацию различных растворенных веществ, поэтому целесообразнее результаты клинического анализа по содержанию веществ в биологических жидкостях выражать в единицах молярной концентрации этих веществ. Для этого при пересчете используют следующие соотношения:

$$\text{если } \omega(X) \text{ в мг}\%, \text{ то } c(X) = \frac{\omega(X) \cdot \rho}{M(X)} \cdot 10^{-2} \text{ моль/л};$$

$$\text{если } \omega(X) \text{ в мкг}\%, \text{ то } c(X) = \frac{\omega(X) \cdot \rho}{M(X)} \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}.$$

Массовая доля используется для характеристики растворов лекарственных препаратов, физиологических и других растворов (5%-ный раствор йода; 0,9%-ный раствор хлорида натрия и др.).

Молярная концентрация вещества в растворе, $c(X)$ – величина, равная отношению количества растворенного вещества $n(X)$ к объему раствора $V_{\text{раствора}}$:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{ра}} (\text{л})} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{ра}} (\text{л})} = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot V_{\text{ра}} (\text{мл})}.$$

В международной системе единиц (СИ) основной единицей молярной концентрации является моль/м³. Однако на практике используется единица – моль/дм³, что соответствует внесистемной единице – моль/л. Таким образом, молярная концентрация вещества в растворе показывает, какое количество растворенного вещества содержится в 1 л раствора. Широко распространена сокращенная форма записи молярной концентрации буквой М. Запись «0,2 М NaOH» означает, что молярная концентрация вещества NaOH в растворе равна 0,2 моль/л, т. е. в 1 л раствора содержится 0,2 моль вещества NaOH. Поскольку термин «молярная концентрация» относится к растворенному веществу, а не к раствору, то неверно сказать «молярная концентрация раствора гидроксида натрия равна 0,2 моль/л». Следует говорить «молярная концентрация гидроксида натрия в растворе равна 0,2 моль/л».

Молярная концентрация (моль/л, ммоль/л) применяется для выражения концентрации различных веществ в биологических жидкостях.

Молярная концентрация эквивалента вещества X, $c(\frac{1}{z} X)$ – величина, равная отношению количества вещества эквивалентов $n(\frac{1}{z} X)$ к объему раствора:

$$c(\frac{1}{z} X) = \frac{n(\frac{1}{z} X)}{V_{\text{ра}} (\text{л})} = \frac{m(X)}{M(\frac{1}{z} X) \cdot V_{\text{ра}} (\text{л})},$$

где $n(\frac{1}{z}X)$ – количество вещества эквивалента, т. е. это количество вещества X , в котором условными единицами являются моль-эквиваленты; $M(\frac{1}{z}X)$ – молярная масса эквивалента вещества X , г/моль.

Для упрощения возможно использовать запись $c_{\text{экв.}}(X)$.

Единица молярной концентрации эквивалента вещества X в СИ – моль/м³. Допускается – моль/л.

Этот способ выражения концентрации вещества в растворе применяется в титриметрическом анализе.

При использовании данного способа выражения концентрации вещества в растворе необходимо разобраться в следующих понятиях.

Эквивалент – реальная или условная **частица вещества (X)**, которая в данной кислотно-основной реакции может присоединять, отдавать или быть каким-либо другим образом эквивалентна одному иону водорода или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

Фактор эквивалентности, $f_{\text{экв}}(X)$ – число, показывающее, какая доля реальной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

Численное значение фактора эквивалентности рассчитывают по формуле

$$f_{\text{экв}}(X) = \frac{1}{z},$$

где z – основность кислоты или кислотность основания в данной кислотно-основной реакции, а также число электронов, присоединяемых окислителем или теряемых восстановителем в данной окислительно-восстановительной реакции.

Значение фактора эквивалентности определяется природой реагирующих веществ и характером рассматриваемой реакции. Фактор эквивалентности может быть равен единице или меньше единицы.

Фактор эквивалентности одноосновных кислот (HCl, CH₃COOH и др.), одноосновных оснований (NaOH, NH₃·H₂O (NH₄OH) и др.) и солей, образованных одновременно этими кислотами и основаниями, **всегда равен единице**.

Для солей K_tnA_nm значение фактора эквивалентности определяется по катиону:

$$f(K_t n A_m) = \frac{1}{n \cdot q},$$

где n – число катионов в формуле соли; q – заряд катиона.

Например: для соли Na₃PO₄ значение фактора эквивалентности будет равно $\frac{1}{3}$, так как число ионов натрия равно 3, а заряд катиона равен 1 (знак заряда не указывается).

Количество вещества эквивалента ($n(1/zX)$) – количество вещества, условной структурной единицей которого является эквивалент (моль).

Молярная масса эквивалента вещества X – это масса одного моль эквивалента вещества X , численно равная произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества X .

$$M_{\text{экв}}(X) \equiv M(\frac{1}{z}X) = M(X) \cdot \frac{1}{z}.$$

Например, для вещества H₂SO₄ в реакциях:

NaOH + H₂SO₄ = NaHSO₄ + H₂O, $f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$, так как в реакции участвуют не два, а один ион водорода, и значение молярной массы эквивалента вещества H₂SO₄ равно молярной массе вещества 98 г/моль;

$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, $f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$ так как в реакции участвуют два иона водорода, и значение молярной массы эквивалента вещества H_2SO_4 равно $\frac{1}{2}M(\text{H}_2\text{SO}_4)$, т. е. $(M(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \cdot \frac{1}{2} = 49 \text{ г/моль})$.

Устаревшее название данного способа выражения концентрации вещества в растворе – «**нормальная концентрация** – c_n », поэтому сокращенно единицы молярной концентрации эквивалента вещества X обозначают «н.». Запись «0,1 н. H_2SO_4 » означает, что молярная концентрация эквивалента вещества H_2SO_4 равна 0,1 моль/л, т. е. в 1 л раствора содержится 0,1 моль эквивалента вещества H_2SO_4 .

Между молярной концентрацией $c(X)$ и молярной концентрацией эквивалента $c(\frac{1}{z}X)$ существует следующее соотношение: $c(X) = \frac{1}{z} \cdot c(\frac{1}{z}X)$.

Если фактор эквивалентности для реагента (X) равен единице, то молярная концентрация вещества (X) и молярная концентрация эквивалента вещества (X) имеют одно и то же значение.

Задачи с решением

1. В медицинской практике применяют водные растворы перманганата калия разной концентрации. Рассчитайте массу KMnO_4 и объем воды, необходимые для приготовления 100 г 3%-ного раствора перманганата калия.

Решение

$$\omega(\text{KMnO}_4) = \frac{m(\text{KMnO}_4)}{m_{\text{р-ра}}}.$$

1. $m(\text{KMnO}_4) = \omega \cdot m_{\text{раствора}}$; $m(\text{KMnO}_4) = 0,03 \cdot 100 = 3 \text{ г}$;
2. $m_{\text{раствора}} = m(\text{KMnO}_4) + m(\text{H}_2\text{O})$;
3. $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{раствора}} - m(\text{KMnO}_4)$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 3 = 97 \text{ г}$;
4. $V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O}) = 97 \text{ г} / 1 \text{ г/см}^3 = 97 \text{ см}^3 (\text{мл}) = 0,097 \text{ л}$.

Ответ: $m(\text{KMnO}_4) = 3 \text{ г}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 0,097 \text{ л}$.

2. В 250 мл дистиллированной воды растворено 50 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Определите массовую долю кристаллогидрата и безводного сульфата железа (II) в растворе.

Решение

1. Масса полученного раствора: $250 \text{ г} + 50 \text{ г} = 300 \text{ г}$.
2. Массовая доля кристаллогидрата:

$$\omega = \frac{m(X) \cdot 100\%}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{50 \cdot 100}{300} = 16,7\%.$$

3. Масса безводной соли в 50 г кристаллогидрата: $50 \cdot 152 / 278 = 27,4 \text{ г}$.
4. Массовая доля безводной соли в 300 г раствора рассчитывается по формуле

$$\omega(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{FeSO}_4) \cdot 100\%}{M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) \cdot m_{\text{р-ра}}};$$

$$\omega(\text{FeSO}_4) = \frac{50 \text{ г} \cdot 152 \text{ г/моль} \cdot 100\%}{278 \text{ г/моль} \cdot 300 \text{ г}} = 9,1\%.$$

Ответ: $\omega(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 16,7\%$, $\omega(\text{FeSO}_4) = 9,1\%$.

3. В дистиллированной воде растворили 2,52 г кристаллической щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Вычислите молярную концентрацию полученного раствора, если его объем равен 200 мл.

Решение

$$c(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V(\text{л})} = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot V(\text{мл})};$$

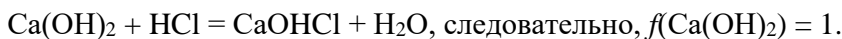
$$c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{2,52 \text{ г} \cdot 1000}{126 \text{ г/моль} \cdot 200 \text{ мл}} = \frac{2,52 \text{ г}}{126 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Ответ: $c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль/л.}$

4. Рассчитайте молярную массу эквивалентов вещества гидроксида кальция в реакции неполного обмена гидроксид-ионов.

Решение

1. По условию задачи $\text{Ca}(\text{OH})_2$ участвует в реакции неполного обмена OH^- -ионов:



2. Молярная масса эквивалентов вещества рассчитывается по формуле

$$M_{\text{экв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1 \cdot 74 \text{ г/моль} = 74 \text{ г/моль.}$$

Ответ: $M_{\text{экв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ г/моль.}$

5. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента алюмокалиевых квасцов ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$), 8,55 г которых содержится в 1,5 л раствора, если $f(\text{квасцов}) = \frac{1}{3}$.

Решение

$$c\left(\frac{1}{3} \text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}\right) = \frac{8,55}{474 \cdot \frac{1}{3} \cdot 1,5} = 0,036 \text{ моль/л.}$$

Ответ: $c\left(\frac{1}{3} \text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}\right) = 0,036 \text{ моль/л.}$

6. В медицинской практике часто пользуются 0,9%-ным раствором NaCl ($\rho = 1 \text{ г/мл}$). Вычислите: а) молярную концентрацию этого раствора; б) массу соли, введенную в организм при вливании 400 мл этого раствора.

Решение

$$c(X) = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M(X)}; \quad c(\text{NaCl}) = \frac{0,9 \cdot 1 \cdot 10}{58,5} = 0,154 \text{ моль/л;}$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,00900 \text{ г/мл} \cdot 400 \text{ мл} = 3,6 \text{ г.}$$

Ответ: $c(\text{NaCl}) = 0,154 \text{ моль/л; } m(\text{NaCl}) = 3,6 \text{ г.}$

Задачи для самостоятельного решения

1. Дайте краткую характеристику дисперсным системам.
2. Приведите примеры лекарственных препаратов, используемых в виде суспензий, эмульсий, аэрозолей.
3. Определите фактор эквивалентности вещества, указанного в уравнениях и схеме реакции первым:
 - а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{KOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$;
 - в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 = 3\text{BaSO}_4 + 2\text{AlCl}_3$.
4. Сколько граммов растворенного вещества содержится в заданном объеме раствора с указанной молярной концентрацией: а) 200 мл 0,3 М раствора глюкозы; б) 400 мл 0,15 М раствора NaCl ?
5. Какой объем воды необходимо взять, чтобы из 45 г сульфата натрия приготовить 20%-ный раствор соли?
6. Рассчитайте молярную концентрацию соляной кислоты в растворе с массовой долей HCl 38% ($\rho = 1,19 \text{ г/мл}$).

7. Уместится ли в мерной колбе объемом 250 мл 16%-ный раствор гидроксида натрия ($\rho = 1,175$ г/мл), содержащий 62 г NaOH?
8. В аналитической практике широко используются растворы NaOH, KMnO_4 . Рассчитайте, сколько граммов NaOH(тв.) необходимо для приготовления 1 л 0,1 М раствора; сколько граммов KMnO_4 надо взять, чтобы приготовить 5 л 0,02 н. раствора?
9. Хлорид цинка используется в качестве вяжущего и асептического средства. Определите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, массовую долю ZnCl_2 в растворе, содержащего 5 г ZnCl_2 в 100 г раствора ($\rho = 1$ г/мл).
10. Определите, сколько граммов каждого из веществ нужно взять фармацевту для приготовления 500 г 5%-ного спиртового раствора йода. Для смягчения действия этот раствор также должен содержать 1% глицерина.

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Концентрация вещества (компонента раствора) – физическая величина, измеряемая количеством (массой) растворенного вещества, содержащегося в:
- а) массе раствора;
 - б) объеме раствора;
 - в) объеме растворителя;
 - г) массе растворителя;
 - д) количестве растворителя.
- 1) а, б, г; 2) а, б, в, г; 3) в, д; 4) а, г, в.
2. Растворенное вещество – это компонент, агрегатное состояние которого при образовании раствора:
- а) может не изменяться;
 - б) обязательно изменяется;
 - в) концентрация которого в растворе больше;
 - г) концентрация которого в растворе меньше.
- 1) а, в; 2) б, в; 3) а, г; 4) б, г.
3. Эквивалент вещества – это:
- 1) реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному иону водорода;
 - 2) реальная или условная частица вещества, которая в данной ОВР эквивалентна одному электрону;
 - 3) только реальная частица вещества, которая эквивалентна одному иону водорода или одному электрону;
 - 4) только условная частица вещества, которая эквивалентна одному иону водорода или одному электрону
4. Запись «0,25 н. раствор H_2SO_4 » означает, что:
- 1) в 1 л раствора содержится 0,25 моль эквивалента H_2SO_4 ;
 - 2) в 1 кг раствора содержится 0,25 моль эквивалента H_2SO_4 ;
 - 3) в 1 л растворителя содержится 0,25 моль H_2SO_4 ;
 - 4) в 1 л раствора содержится 0,25 моль H_2SO_4 ;
5. Определите фактор эквивалентности фосфорной кислоты в реакции $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \dots$:
- 1) 1/2; 2) 1/3; 3) 1; 4) 2.
6. При растворении в 36 г воды медного купороса массой 5 г получается раствор сульфата меди с массовой долей (%):
- 1) 8,7; 2) 7,8; 3) 9,8; 4) 6,8.
7. Рассчитайте массовую долю бромиды калия в растворе с молярной концентрацией вещества 1,3 моль/л ($\rho = 1,11$ г/мл):
- 1) 27,88%; 2) 13,94%; 3) 15,47%; 4) 17,17%.

8. Число моль КОН в 250 мл 0,2 М раствора равно:

- 1) 0,05; 2) 0,25; 3) 0,5; 4) 0,025.

9. Определите массу 10%-ного раствора NaCl, который необходимо добавить к 100 г 30%-ного раствора NaCl, чтобы образовался 26%-ный раствор:

- 1) 25; 2) 30; 3) 15; 4) 20.

10. Рассчитайте массу карбоната натрия в 200 мл 0,5 н. раствора:

- 1) 5,3; 2) 10,6; 3) 3,5; 4) 15,9.

Тема 1.6. Теория электролитической диссоциации

Студент должен

знать: основные положения теории электролитической диссоциации; диссоциацию кислот, оснований, солей; суть понятий сильных и слабых электролитов; признаки течения реакций до конца; гидролиз солей, его типы, факторы, влияющие на степень гидролиза;

иметь представление: о pH растворов, индикаторах;

уметь: записывать молекулярные, полные и краткие ионные уравнения химических реакций между электролитами; характеризовать воду как слабый электролит;

владеть: навыками безопасной работы с химической посудой, реактивами, навыками работы с учебной литературой, информационным поиском.

Учебно-целевые вопросы

1. Какие вещества являются электролитами?
2. Каковы основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса?
3. Как протекает диссоциация кислот, оснований, солей?
4. Какова суть понятий сильного и слабого электролита, степени и константы диссоциации?
5. Как протекают реакции в растворах электролитов? Каковы признаки течения реакций до конца?
6. В чем суть гидролиза солей? Типы гидролиза солей.
7. Что такое ионное произведение воды, pH растворов?
8. Какие вещества применяются в качестве индикаторов?
9. Каковы правила записи ионных уравнений химических реакций?

Информационный блок

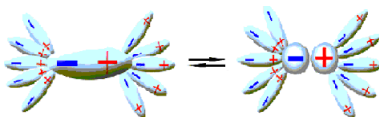
Растворяемые в воде вещества могут распадаться на молекулы или ионы, а могут находиться в растворе в виде молекул.

Вещества, содержащие ковалентные неполярные или малополярные связи, не распадаются на ионы. Водные растворы и расплавы таких веществ не содержат заряженные частицы – ионы, поэтому не проводят электрический ток и называются – **неэлектролиты**.

Электрический ток не проводят газы, твердые вещества (неметаллы), органические соединения (сахароза, бензин, спирт).

Процесс распада вещества на ионы называется **электролитической диссоциацией**, а вещества, которые в водных растворах или расплавах диссоциируют на ионы, называются **электролитами**.

Электролиты – это вещества с ионным типом связи, а также ковалентные соединения с полярными связями. Если между веществами с ионным типом связи в водном растворе происходят ион-дипольные взаимодействия, то между веществами с полярной ковалентной связью происходят диполь-дипольные взаимодействия. Например, при растворении газа хлороводорода, молекулы которого полярны (диполи), эти диполи распадаются на гидратированные ионы H^+ и Cl^- :



Впервые предположение о распаде веществ-электролитов на ионы в водных растворах высказал еще в 1884 г. шведский ученый С. Аррениус (шведский физико-химик, лауреат Нобелевской премии). В 1887 г. С. Аррениусом и В. Оствальдом (немецкий ученый, лауреат Нобелевской премии) была предложена теория электролитической диссоциации (ТЭД) для объяснения особенностей процессов, протекающих в водных растворах электролитов. В дальнейшем ТЭД получила дальнейшее развитие в работах русских ученых В. А. Кистяковского (1865–1952) и И. А. Каблукова (1857–1942).

Основные положения теории электролитической диссоциации.

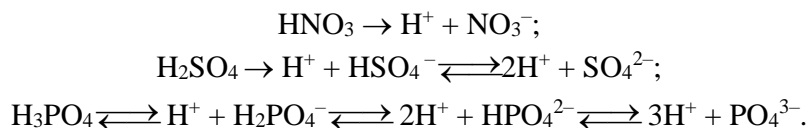
1. Все электролиты под действием растворителя распадаются на положительно и отрицательно заряженные частицы – ионы.
2. Если через раствор пропускать постоянный электрический ток, то положительно заряженные ионы (катионы) будут двигаться к отрицательному полюсу – катоду, а отрицательно заряженные ионы (анионы) будут перемещаться к положительному полюсу – аноду. Общий заряд катионов в растворе равен общему заряду анионов, поэтому раствор всегда бывает электронеутральным.
3. Ионы и атомы одних и тех же элементов отличаются друг от друга по свойствам.

Однако эта теория не учитывала всей сложности явлений в растворах, не предусматривала деление электролитов на сильные и слабые, она рассматривала ионы как свободные, независимые от молекул растворителя частицы.

Электролитическая диссоциация – распад вещества на ионы при растворении, происходящий вследствие взаимодействия вещества с растворителем.

В соответствии с ТЭД:

кислотами называют электролиты, которые при диссоциации образуют *катионы только H^+* , например:



Следует отметить, что катионы H^+ в водных растворах не существуют: они присутствуют в форме гидратированных ионов гидроксония H_3O^+ .

Одноосновные кислоты диссоциируют в одну стадию, а многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.

Двухосновные и трехосновные кислоты наряду с нормальными (средними) солями образуют *кислые соли*, например $KHSO_4$ – гидросульфат калия, KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия, K_2HPO_4 – гидрофосфат калия и другие.

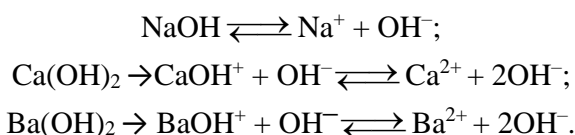
Кислоты окрашивают все *индикаторы в красный цвет* разных оттенков.

Общим для всех **растворов оснований** является присутствие в водных растворах гидроксид-ионов – носителей основных свойств:

- способность взаимодействовать с кислотами с образованием солей;
- способность изменять цвет индикаторов иначе, чем кислоты;
- своеобразный «мыльный» вкус.

С точки зрения ТЭД:

основаниями называют электролиты, которые при диссоциации образуют *анионы только OH^-* :



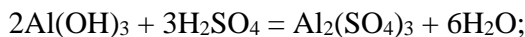
Однокислотные основания диссоциируют в одну стадию, а многокислотные – ступенчато.

Многокислотные основания наряду с нормальными (средними) солями образуют *основные соли*, например $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$ – гидроксохлорид кальция; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид алюминия.

Растворимые основания (щелочи) окрашивают бесцветный *фенолфталеин* в *малиновый цвет*, а лакмус и универсальный индикатор – в синий.

Некоторые основания (гидроксиды) способны вступать во взаимодействие и образовывать соли не только с кислотами, но и с основаниями. Такие гидроксиды называются **амфотерными**.

Амфотерными гидроксидами являются гидроксиды алюминия, цинка, бериллия и др.



Явление амфотерности объясняется тем, что в таких соединениях прочность связи $\text{Me}-\text{O}$ практически такая же, как прочность связи $\text{O}-\text{H}$. Диссоциация происходит по местам обеих связей:



В растворе амфотерного электролита существует сложное равновесие между продуктами диссоциации по типу кислоты и по типу основания.

Явление амфотерности характерно для некоторых органических соединений, например типичными амфолитами являются аминокислоты.

Солями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы *металла* (или аммония NH_4^+) и анионы *кислотного остатка*:



Кислые соли могут при диссоциации образовать кроме названных ионов еще и катионы водорода H^+ :



При диссоциации основных солей образуются анионы кислоты и сложные катионы, состоящие из катиона металла и гидроксо-группы, причем сложные катионы также могут диссоциировать. Например, $\text{MgOHCl} \rightarrow \text{MgOH}^+ + \text{Cl}^-$; $\text{MgOH}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$.

В современной теории растворов электролитов количественной характеристикой электролитов являются **степень и константа** электролитической диссоциации (ионизации).

Степенью диссоциации (α) называется отношение числа молекул (реальных или условных для ионных соединений), распавшихся на ионы (n), к общему числу растворенных молекул (N):

$$\alpha = \frac{n}{N}, \quad 0 < \alpha < 1.$$

Из этой формулы видно, что α может изменяться от 0 (диссоциации нет) до 1 (полная диссоциация). Степень диссоциации часто выражают в процентах. Степень диссоциации электролита может быть определена только экспериментальным путем, например по измерению температуры замерзания раствора, по электропроводности раствора.

Величина α возрастает при:

- увеличении полярности и поляризуемости связи, так как возрастает энергия ион-дипольного взаимодействия между ионами электролита и диполями воды;
- увеличении диэлектрической проницаемости среды, так как возрастает полярность молекул растворителя и, соответственно, энергия ион-дипольного взаимодействия;
- уменьшении концентрации электролита, так как уменьшается энергия межионного взаимодействия за счет увеличения расстояния между ними;

г) повышении температуры, так как диссоциация процесс эндотермический и согласно принципу Ле Шателье равновесие будет смещаться в сторону процесса диссоциации;

д) отсутствии одноименных ионов, так как их наличие согласно принципу Ле Шателье приводит к смещению равновесия в сторону процесса ассоциации;

е) связывании образующихся при диссоциации ионов в слабые электролиты, так как в этом случае согласно принципу Ле Шателье равновесие будет смещаться в сторону процесса диссоциации.

По степени диссоциации электролиты подразделяют на **сильные** и **слабые**:

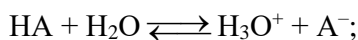
Сильные	Слабые
Степень диссоциации близка к 100% (> 90%) и почти не зависит от концентрации <u>Диссоциируют необратимо, полностью, в одну ступень</u>	Степень диссоциации << 100% <u>Диссоциируют обратимо</u> (обратная реакция называется моляризацией), <u>неполностью, ступенчато</u>
Соли	
Большинство солей. Практически все соли с однозарядными катионами	Галогениды некоторых металлов (Cd, Hg(II), Bi). Соли многоосновных органических кислот (например, цитрат кальция)
Кислоты	
HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₃ , HClO ₄ , HMnO ₄	Остальные неорганические, например, H ₂ S, HCN, HClO; органические
Основания	
Гидроксиды элементов группы IA (Li–Fr) и IIA (Ca–Ra)	Остальные слабые
Амфотерные гидроксиды	
Нет	Все амфолиты (аминокислоты, вода и др.)
Комплексные соединения	
Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу	Комплексные соединения, не имеющие внешней сферы

Жидкие биологические растворы содержат сильные электролиты, такие как NaCl, KCl, KH₂PO₄, K₂HPO₄, NaHCO₃, слабые электролиты в виде жирных кислот, окси-, аминокислот, анионов ди- и гидрофосфатов и др. Биологические среды содержат также полиэлектролиты – высокомолекулярные соединения, содержащие функциональные группы, способные к ионизации. Полиэлектролиты относятся к группе слабых электролитов.

Диссоциация слабых электролитов – процесс обратимый, поэтому в растворе слабых электролитов устанавливается равновесие. величиной, характеризующей положение равновесия ионизации слабого электролита, является константа электролитической диссоциации (ионизации), которая определяется на основании закона действующих масс.

Константа электролитической диссоциации (ионизации) (K_a , K_e) – количественная характеристика электролитического равновесия в растворах слабых электролитов на основании закона действующих масс.

Для слабой кислоты:



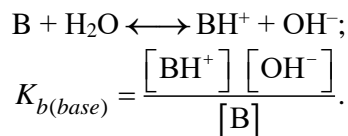
$$K_{\text{равн}} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}.$$

Так как вода в разбавленных растворах присутствует в большом количестве, то изменением ее концентрации можно пренебречь и считать, что $[H_2O] = \text{const}$. Объединив две постоянные величины, получим новую константу – константу кислотности K_a (a – acid).

$$K_a = K_{\text{равн}}[H_2O], \text{ соответственно,}$$

$$K_{a(\text{acid})} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}; \text{ или упрощенно } K_{a(\text{acid})} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}.$$

Аналогично рассуждая, получаем выражение константы диссоциации слабого основания:



Величина константы электролитической диссоциации зависит от тех же факторов, что и степень электролитической диссоциации, кроме концентрации вещества в растворе.

По величине константы электролитической диссоциации электролиты условно классифицируются следующим образом:

$K_d > 10^{-2}$ – сильные электролиты;

$K_d = 10^{-2} - 10^{-4}$ – умеренно слабые электролиты;

$K_d = 10^{-5} - 10^{-9}$ – слабые электролиты;

$K_d < 10^{-9}$ – очень слабые электролиты.

Ввиду очень маленькой величины K_a удобнее пользоваться величиной pK_a , равной отрицательному десятичному логарифму K_a : $pK_a = -\lg K_a$; $pK_a = -\lg K_a$.

Вода является очень слабым амфотерным электролитом. При комнатной температуре только одна молекула из $5,6 \cdot 10^8$ молекул воды распадается на ионы.

Электролитическая диссоциация воды выражается равновесием:

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$, можно записать упрощенно $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$, хотя следует иметь ввиду, что ионы водорода H^+ в водных растворах *не существуют*, они присутствуют в виде гидратированных ионов гидроксония H_3O^+ , $H_5O_2^+$ и др.

По закону действия масс константа данного равновесия при 25°C равна:

$$K_d = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ или } [H^+][OH^-] = K_d \cdot [H_2O].$$

Концентрация недиссоциированных молекул воды равна:

$$[H_2O] = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 55,56 \text{ моль},$$

следовательно, $[H^+][OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ при } 25^\circ\text{C}$

Ионное произведение воды K_{H_2O} (K_w) – величина постоянная при данной температуре для воды и любых водных растворов, равная произведению концентраций ионов водорода $[H^+]$ и гидроксид-ионов $[OH^-]$.

Постоянство ионного произведения воды означает, что в любом водном растворе – нейтральном, кислом или щелочном – имеются и водородные ионы, и гидроксид-ионы, но произведение концентраций этих ионов всегда равно K_w при данной температуре. Следовательно, можно рассчитать концентрацию ионов H^+ и OH^- в любых водных растворах,

используя уравнения: $[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$ или $[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$.

Значение K_w зависит от температуры:

$t, ^\circ\text{C}$	$K_w \cdot 10^{14}$	$t, ^\circ\text{C}$	$K_w \cdot 10^{14}$	$t, ^\circ\text{C}$	$K_w \cdot 10^{14}$
0	0,11	30	1,48	60	9,55
5	0,17	35	2,09	70	15,8
10	0,30	37	2,4	80	25,8
15	0,46	40	2,95	90	38,8
20	0,69	50	5,50	100	55,0
25	1,0				

Характер водной среды определяется тем ионом, концентрация которого преобладает. Для характеристики кислотности водных растворов используют величину молярной концентрации ионов водорода (моль/л).

В нейтральной среде $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/л.

Поскольку $K_w \neq 0$, не может быть водного раствора, в котором $[H^+]$ или $[OH^-]$ равнялись бы нулю. Следовательно, в любом водном растворе всегда присутствуют и ионы водорода, и ионы OH^- .

Для удобства оценки характера водной среды используют безразмерную величину – **водородный показатель pH** (power of Hydrogen), введенный в 1909 г. датским физико-химиком Сёренсеном (1868–1939).

Водородный показатель – количественная характеристика кислотности среды и равен отрицательному десятичному логарифму концентрации свободных ионов водорода в растворе: $pH = -\lg[H^+]$.

Например, если $[H^+] = 10^{-5}$ моль/л, то $pH = 5$.

Иногда кроме pH используют гидроксидный показатель pOH, который равен:

$pOH = -\lg[OH^-]$. Логарифмируя ионное произведение воды, получим:

$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14$ или $pH + pOH = 14$ (при 25°C).

В нейтральной среде концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов, а pH равен 7.

В кислой среде концентрация ионов водорода больше, чем концентрация гидроксид-ионов, а pH меньше 7.

В щелочной среде концентрация ионов водорода меньше, чем концентрация гидроксид-ионов, а pH больше 7.

Водородный показатель pH широко используется для характеристики кислотно-основных свойств различных биологических сред, жидких лекарственных препаратов.

В норме pH некоторых биологических жидкостей меняется в определенных диапазонах (табл. 3).

Таблица 3

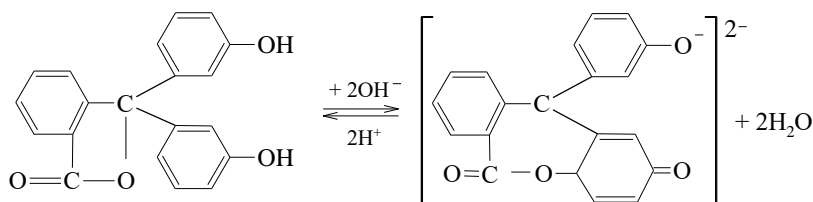
Диапазон изменения pH биологических жидкостей

Название биологической жидкости	Диапазон изменения pH
Межклеточная жидкость (кровь, плазма, ликвор)	7,36–7,44
Внутриклеточная жидкость	4,5–8,5
Моча	4,8–7,5
Желудочный сок	1,5–2
Слюна	6,5–7,5
Спинномозговая жидкость	7,35–7,45
Желчь в пузыре	5,4–6,9
Сок поджелудочной железы	7,5–8,0

Для определения pH растворов используют потенциометрический метод (точный) и колориметрический метод, основанный на использовании индикаторов.

Индикаторы – вещества, меняющие окраску в зависимости от pH раствора.

Одноцветные индикаторы – это индикаторы, изменяющие свою окраску с появлением или исчезновением цветнесущих групп (хромофоров). Например, молекулы фенолфталеина при $pH < 8$ не содержат хиноидной группировки и поэтому бесцветны. При действии же щелочи на фенолфталеин ($pH = 8–10$) получается двухзамещенная соль, анион которой включает хиноидную группировку и окрашен в малиновый цвет:



Двухцветные индикаторы – это индикаторы, изменяющие свою окраску в результате превращения одних хромофоров в другие. Например, метиловый оранжевый в водном растворе имеет оранжевый цвет, при $\text{pH} < 3,1$ приобретает красную, а при $\text{pH} > 4,4$ – желтую окраску.

Универсальный индикатор – смесь кислотно-основных индикаторов, интервалы перехода окраски которых создают сплошную шкалу от 1 до 10.

Колориметрический (индикаторный) метод определения pH – это сопоставление цвета pH -индикаторной бумаги после смачивания (обработки) исследуемым раствором с колориметрической (цветной) шкалой pH . Метод простой, доступный, быстрый, но недостаточно точный.

Реакции обмена *между растворами или расплавами электролитов* называют **ионообменными или ионными реакциями**. В таких реакциях не происходит изменения степени окисления атомов в реагирующих частицах.

Протекание таких реакций обнаруживается легко, если в результате образовался осадок (\downarrow), выделился газ (\uparrow) или образовался слабый электролит, например вода. В таком случае говорят, что *реакция протекает до конца*.

Для описания процессов, протекающих в водных растворах с участием электролитов, кроме обычных химических уравнений используют ионные или ионно-молекулярные уравнения, отражающие взаимодействия ионов и молекул электролитов в растворе. Таким образом, уравнения ионных реакций записывают подробно в трех видах – молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном.

Для составления ионно-молекулярного уравнения удобно воспользоваться следующим **алгоритмом**.

1. Написать химическое уравнение реакции и расставить в нем коэффициенты.
2. Нерастворимые вещества отметить стрелками, направленными вниз \downarrow , газообразные вещества – стрелками, направленными вверх \uparrow , слабые электролиты подчеркнуть, например H_2O .
3. Нерастворимые, газообразные вещества, слабые и средней силы электролиты записать в молекулярной форме, а сильные растворимые электролиты – в виде ионов с учетом индексов и коэффициентов.
4. Одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения можно сократить и записать сокращенное ионно-молекулярное уравнение.

Например: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ – молекулярное уравнение;

$\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ – полное ионное уравнение;

$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ – сокращенное ионное уравнение.

Возможность протекания ионообменной реакции и полнота превращения исходных веществ в продукты реакции зависит от силы электролитов и их растворимости.

Практически **необратимо** ионообменные реакции идут, если происходит связывание ионов в осадок малорастворимого электролита, в молекулы слабодиссоциирующих или газообразных веществ.

Ионообменные реакции **обратимы**, если и среди исходных веществ, и среди продуктов реакции есть малорастворимые вещества или слабые электролиты. Например, $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Реакция между электролитами в растворе **не происходит**, если среди продуктов ионного обмена нет малорастворимых веществ или слабых электролитов.

Например: $\text{KNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{NaNO}_3$;

$\text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$ (в растворе набор ионов).

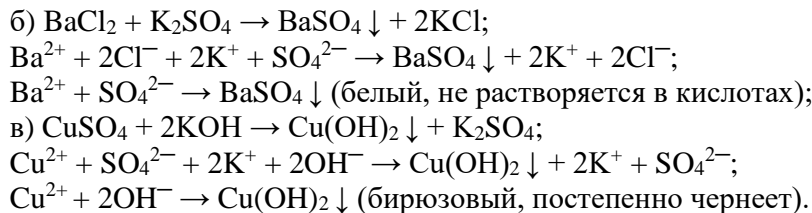
Рассмотрим:

1) уравнения реакций с образованием осадка. При написании уравнений необходимо использовать «Таблицу растворимости» (см. Приложение 6):

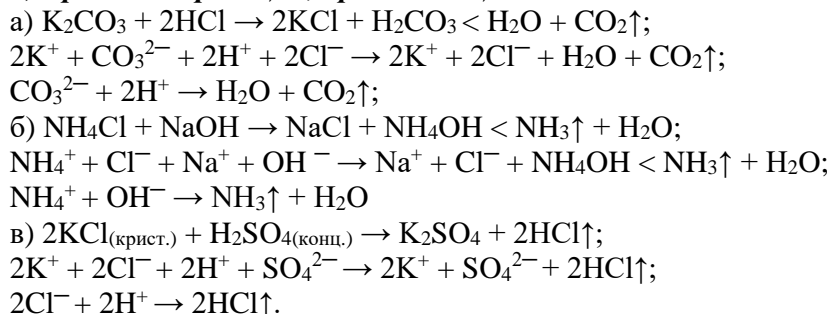
а) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$;

$\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$;

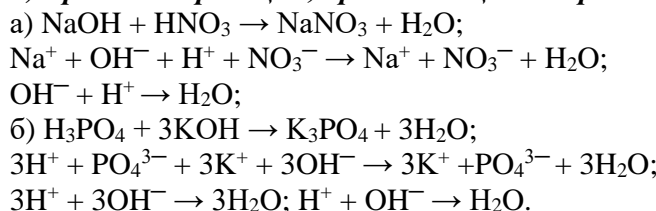
$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$ (белый творожистый, синее на свету);



2) Уравнения реакций, протекающих с выделением газа:



3) Уравнения реакций, протекающих с образованием воды (нейтрализация):



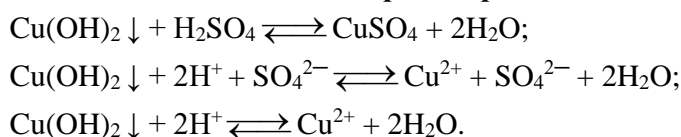
Реакция нейтрализации – это взаимодействие между кислотой и основанием, в результате чего образуется соль и вода.

Как мы уже неоднократно отмечали, вода – очень слабый электролит, поэтому одновременное присутствие в водном растворе ионов водорода и гидроксид-ионов в эквивалентных количествах обязательно приведет к их связыванию с образованием молекул воды.

Реакция нейтрализации – частный случай реакций обмена. Реакция нейтрализации – протолитическая реакция переноса протона от кислоты к основанию.

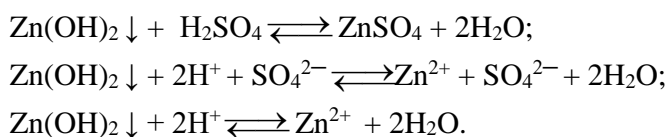
Рассмотрим и другие варианты реакций нейтрализации.

Взаимодействие слабого нерастворимого основания и сильной кислоты:



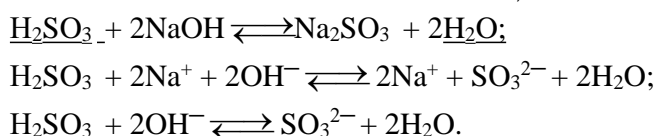
В этой реакции ионы водорода кислоты взаимодействуют с гидроксид-ионами основания, связывают их в более прочное соединение воду.

Взаимодействие амфотерных гидроксидов (они все малорастворимы) и сильной кислоты:



В этой реакции происходит диссоциация амфотерного гидроксида по типу основания, отщепляющиеся гидроксид-ионы связываются ионами водорода с образованием молекул воды.

Взаимодействие слабых кислот со щелочами:



В данном случае гидроксид-ионы отрывают ионы водорода от молекул кислоты и образуют молекулы воды.

Подобно слабым кислотам ведут себя амфотерные гидроксиды при взаимодействии с растворами щелочей:

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}(\text{раствор}) \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксоалюминат натрия;

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавливание}} \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ – образуется метаалюминат натрия.

Диссоциация амфотерного гидроксида происходит по типу кислоты, поэтому ионы водорода отщепляются от гидроксида и связываются с гидроксид-ионами в воду.

Реакции нейтрализации между кислотами и основаниями **являются кислотно-основными взаимодействиями**. К этому типу взаимодействий относятся реакции с участием кислотных, основных, амфотерных оксидов и кислотами и основаниями:

$\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ (P_2O_5 – кислотный оксид);

$\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{OH}^- \rightarrow 2\text{PO}_4^{3-} + 3\text{H}_2\text{O}$;

$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (CuO – основной оксид);

$\text{CuO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH}(\text{раствор}) + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$

(Al_2O_3 – амфотерный оксид);

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{OH}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$;

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавливание}} 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$.

Внимание! Кислотно-основные взаимодействия играют важную роль в природе, биологических процессах, в организме человека, при действии или взаимодействии лекарственных препаратов.

Например, магнезия жженая (также магнезия оксид, MgO) является одним из основных представителей антацидных средств, применяемых для снижения повышенной кислотности желудочного сока (при гиперацидных гастритах, язвенной болезни желудка и двенадцатиперстной кишки). При введении в желудок магнезия оксид не всасывается, нейтрализует соляную кислоту содержимого желудка с образованием магнезия хлорида:

$\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Выделения углекислоты не происходит, поэтому антацидное действие препарата не сопровождается вторичной гиперсекрецией. Переходя в кишечник, магнезия хлорид оказывает послабляющий эффект.

Вода не только хорошо растворяет многие вещества, но и вступает с ними в химические реакции. К числу таких реакций относится **гидролиз** – разложение веществ водой. Гидролизу подвергаются белки, жиры, углеводы в желудочно-кишечном тракте, гидролиз АТФ является источником энергии в организме и др.

Гидролиз соли – процесс ионообменного взаимодействия ионов соли с молекулами воды, в результате которого образуются слабо диссоциирующие молекулы или ионы.

Способность солей подвергаться гидролизу и глубина протекания этого процесса зависят от природы ионов, образующих соль, а также от растворимости соли в воде.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием. В зависимости от силы исходной кислоты и исходного основания **соли можно разделить на 4 типа**:

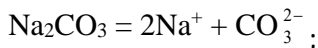
- образованные сильным основанием и слабой кислотой (например, NaCN);
- образованные сильной кислотой и слабым основанием (например, CuCl_2);
- образованные слабым основанием и слабой кислотой (например, NH_4CN);
- образованные сильной кислотой и сильным основанием (например, NaCl).

Гидролиз солей наблюдается только в тех случаях, когда ионы соли могут при взаимодействии с молекулами воды образовать слабо диссоциирующие кислоты или основания. Поэтому гидролизу подвергаются соли, образованные:

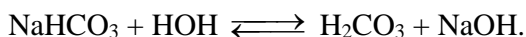
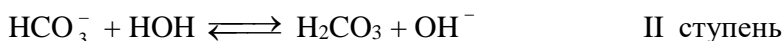
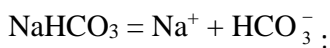
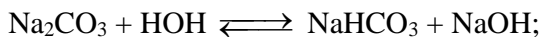
1. Анионами слабых кислот и катионами сильных оснований – гидролиз по аниону соли, например:

Na_2CO_3 – соль, растворимая в воде, образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, подвергается гидролизу.

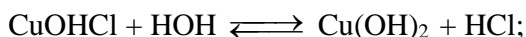
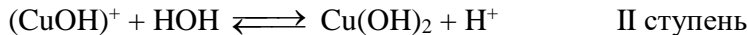
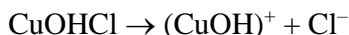
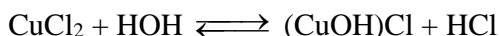
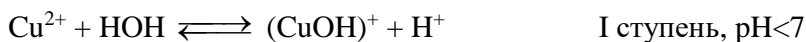
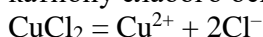
Гидролиз протекает по аниону слабой кислоты:



При обычных условиях гидролиз протекает только по I ступени.



2. Катионами слабых оснований и анионами сильных кислот – гидролиз по катиону соли, например CuCl_2 – соль, растворимая в воде, образована катионом слабого основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и анионом сильной кислоты HCl , подвергается гидролизу. Гидролиз протекает по катиону слабого основания:

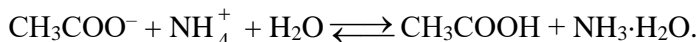
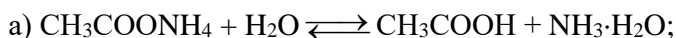


3. Катионами слабых оснований и анионами слабых кислот – гидролиз и по катиону, и по аниону соли. Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной. При гидролизе таких солей характер среды можно определить, сравнивая константы кислот и оснований или их $\text{pK} = -\lg K$.

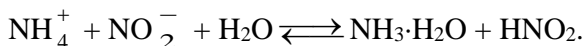
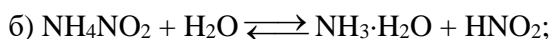
Напомним:

чем меньше $K_{\text{дисс}}$, тем больше ее pK , тем слабее электролит!

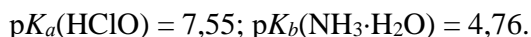
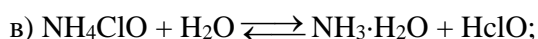
Например:



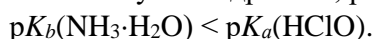
Реакция среды соли ацетата аммония – нейтральная ($\text{pH} = 7$), так как $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$, а следовательно, $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = \text{pK}_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 4,76$.



В данном случае $\text{pK}_a(\text{HNO}_2) = 3,29$; $\text{pK}_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 4,76$ (справочные данные). Так как $\text{pK}_a(\text{HNO}_2) < \text{pK}_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$, то реакция среды раствора слабокислая.



В этом случае гидролиза, реакция среды соли – слабощелочная, так как

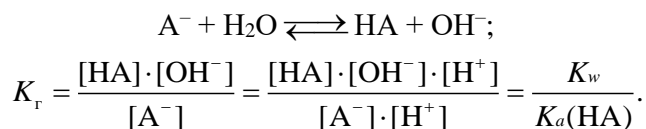


Гидролиз выше приведенных солей является процессом **обратимым**, так как вода – слабый электролит и в результате гидролиза образуется слабый электролит. Вследствие обратимости гидролиза этот процесс не приводит к полному разложению соли. Гидролиз **преимущественно** происходит по **первой** ступени.

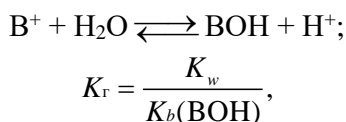
Обратимый гидролиз характеризуется **константой гидролиза**.

Константа гидролиза (K_r) характеризует состояние равновесия при гидролизе солей.

Гидролиз по аниону:



Гидролиз по катиону:



где K_w – ионное произведение воды; K_a – константа диссоциации слабой кислоты; K_b – константа диссоциации слабого основания (справочные данные).

Степень гидролиза (h) – это отношение числа частиц, подвергшихся гидролизу, к их числу до начала гидролиза:

$$h = \frac{c(H^+)}{c_0}; \quad h = \frac{c(OH^-)}{c_0}; \quad h = \sqrt{\frac{K_r}{c_0}},$$

где c_0 – исходная концентрация соли в растворе.

Факторы, влияющие на степень гидролиза.

Поскольку гидролиз – обратимая реакция, то на состояние равновесия гидролиза влияют температура, концентрации участников реакции, добавки посторонних веществ. Если в реакции не участвуют газообразные вещества, давление практически не влияет.

Температура. Поскольку реакция гидролиза эндотермическая, то повышение температуры смещает равновесие в систему вправо, степень гидролиза возрастает.

Концентрация продуктов гидролиза. В соответствии с принципом Ле Шателье повышение концентрации ионов водорода или гидроксид-ионов приведет к смещению равновесия влево. Степень гидролиза будет уменьшаться.

Концентрация соли. Рассмотрение этого фактора приводит к парадоксальному выводу: равновесие в системе смещается вправо, в соответствии с принципом Ле Шателье, но степень гидролиза уменьшается. Понять это помогает константа равновесия, ее значение должно быть неизменным.

Разбавление. Этот фактор означает одновременное уменьшение концентрации всех частиц в растворе (не считая воды). В соответствии с принципом Ле Шателье такое воздействие приводит к смещению равновесия в сторону реакции, идущей с увеличением числа частиц. Реакция гидролиза протекает (без учета воды!) с увеличением числа частиц. Следовательно, при разбавлении равновесие смещается в сторону протекания этой реакции, вправо, степень гидролиза возрастает.

Добавки посторонних веществ могут влиять на положение равновесия в том случае, когда эти вещества реагируют с одним из участников реакции. Так, при добавлении к раствору сульфата меди раствора гидроксида натрия содержащиеся в нем гидроксид-ионы будут взаимодействовать с ионами водорода. В результате их концентрация уменьшится, и, по принципу Ле Шателье, равновесие в системе сместится вправо, степень гидролиза возрастет. А если к тому же раствору добавить раствор сульфида натрия, то равновесие сместится не вправо, как можно было бы ожидать (взаимное усиление гидролиза), а наоборот, влево, из-за связывания ионов меди в практически нерастворимый сульфид меди.

Некоторые соли, гидролизующиеся по катиону и по аниону, например сульфиды, сульфиты и карбонаты Al^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , гидролизуются *полностью и необратимо*, так как при взаимодействии их ионов с водой образуются малорастворимые основания и неустойчивые или летучие кислоты. Такие соли не существуют в водных растворах и не могут быть получены по ионообменным реакциям в водных растворах, так как вместо них образуются продукты их полного гидролиза. Приведем пример полного (необратимого) гидролиза. Cr_2S_3 , Al_2S_3 – соли, образованные слабым нерастворимым в воде основанием и слабой, летучей кислотой. В водном растворе такие соли не существуют, так как подвергается **полному гидролизу**:



В результате обменных реакций между водными растворами некоторых солей не всегда образуются две новые соли. Встречаются случаи **совместного гидролиза**.

Задачи с решением

1. В водном растворе молярная концентрация ионов водорода H^+ равна $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л при 25°C . Определите молярную концентрацию ионов OH^- в этом растворе.

Решение

Исходя из ионного произведения воды $K(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$, находим

$$[\text{OH}^-] = \frac{K(\text{H}_2\text{O})}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 1 \cdot 10^{-11} \text{ (моль/л)}.$$

2. Вычислите pH водного раствора с молярной концентрацией KOH 0,01 моль/л ($\alpha \approx 1$). Какова окраска фенолфталеина в этом растворе?

Решение

1. Находим концентрацию OH^- -ионов в 0,01 М растворе KOH :

$[\text{OH}^-] = c(\text{KOH}) = 0,01$ моль/л, так как $\alpha(\text{KOH})$ в водном растворе равна 1.

2. Определяем концентрацию ионов H^+ : $[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 1 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

3. Определяем водородный показатель: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-12} = 12$.

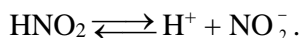
Ответ: среда раствора щелочная, так как $\text{pH} > 7$. Фенолфталеин в щелочной среде окрашивается в малиновый цвет.

3. 1 л 0,1 М раствора HNO_2 содержит $6,15 \cdot 10^{22}$ недиссоциированных молекул и образовавшихся ионов. Определите степень диссоциации азотистой кислоты.

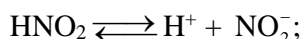
Решение

1. Определим количество недиссоциированных молекул и образовавшихся ионов:

$$n_{\text{(частиц)}} = \frac{N}{N_A} = \frac{6,12 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,10216 \text{ моль};$$



2. Пусть продиссоциировало x моль молекул HNO_2 . В соответствии с уравнением электролитической диссоциации:



$$n_{\text{дис.}}(\text{HNO}_2) = n(\text{H}^+) = n(\text{NO}_2^-) = x \text{ моль}.$$

3. Количество недиссоциированных молекул HNO_2 будет равно:

$$n_{\text{недис.}}(\text{HNO}_2) = n_{\text{общ.}}(\text{HNO}_2) - n_{\text{дис.}}(\text{HNO}_2) = (0,1 - x) \text{ моль}.$$

4. Общее число частиц в растворе складывается из числа образовавшихся ионов H^+ и NO_2^- , а также недиссоциированных молекул HNO_2 :

$$n_{\text{(частиц)}} = n(\text{H}^+) + n(\text{NO}_2^-) + n_{\text{недис.}}(\text{HNO}_2) = x + x + (0,1 - x) = 0,1 + x;$$

$$0,1 + x = 0,10216; x = 0,00216 \text{ моль}.$$

5. Рассчитаем степень диссоциации:

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}(\text{HNO}_2)}{n_{\text{общ}}(\text{HNO}_2)} = \frac{0,00216}{0,1} \cdot 100\% = 2,16\%.$$

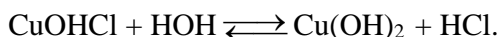
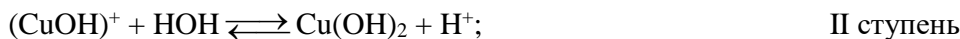
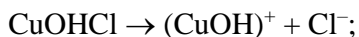
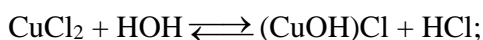
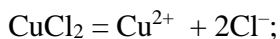
Ответ: 2,16%.

4. Для гидролизующихся веществ напишите уравнения реакций гидролиза:



Решение

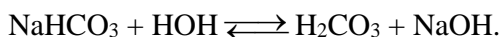
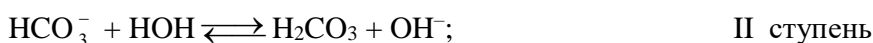
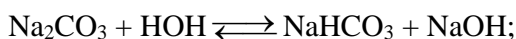
а) CuCl_2 – соль, растворимая в воде, образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, подвергается гидролизу. Гидролиз протекает по катиону слабого основания:



При обычных условиях гидролиз протекает *только по I ступени*.

б) Na_2CO_3 – соль, растворимая в воде, образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, подвергается гидролизу.

Гидролиз протекает по аниону слабой кислоты:



в) CrS – труднорастворимая соль, не гидролизуется из-за низкой концентрации ионов в водном растворе.

г) Cr_2S_3 – соль, образована слабым нерастворимым в воде основанием и слабой, летучей кислотой. В водном растворе соль не существует, так как подвергается **полному гидролизу**:



д) NaCl – соль растворимая в воде, образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты. Гидролизу не подвергается.

5. Установите соответствие между названием соли и реакцией среды в водном растворе.

Название соли

Реакция среды

1) Хлорид цинка;

А) Кислая;

2) хлорид калия;

Б) нейтральная;

3) силикат натрия;

В) щелочная.

4) нитрат калия.

Решение

Реакция среды в водном растворе соли зависит от того, подвергается ли данная соль гидролизу, если да, то по какому иону.

Гидролизу подвергаются соли, образованные:

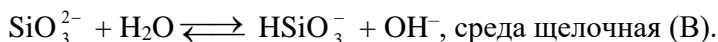
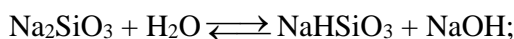
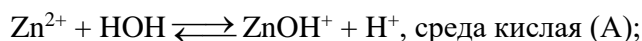
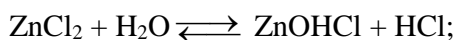
– катионами слабых оснований и анионами сильных кислот (в задании это хлорид цинка);

- катионами сильных оснований и анионами слабых кислот (в задании это силикат натрия);
- катионами слабых оснований и анионами слабых кислот (таких солей в задании нет).

Соли, образованные анионами сильных кислот и катионами сильных оснований, гидролизу не подвергаются и характер водной среды не меняют. Такими солями в задании являются **хлорид калия (2)** и **нитрат калия (4)**, следовательно, в водных растворах этих солей среда **нейтральная (Б)**.

Для определения реакции среды в растворах остальных солей необходимо написать уравнения процессов гидролиза.

Обратите внимание! Гидролиз – процесс обратимый (и в левой, и в правой частях уравнения гидролиза есть слабый электролит), гидролиз преимущественно протекает по первой ступени:



Ответ:

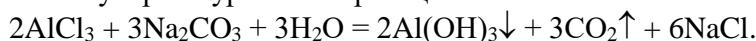
1	2	3	4
А	Б	В	Б

6. Что произойдет при сливании растворов хлорида алюминия и карбоната натрия? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения данной реакции.

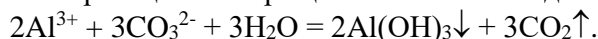
Решение

1. Соль AlCl_3 образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, а соль Na_2CO_3 образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. Казалось бы, в результате данной реакции должен образоваться карбонат алюминия, но такая соль в водном растворе не существует, вместо нее образуются продукты полного гидролиза.

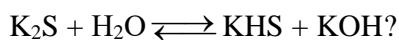
2. Запишем молекулярное уравнение реакции:



3. Запишем уравнение реакции в сокращенном ионном виде:



7. Как можно усилить протекание следующей реакции в растворе



Решение

Равновесия, которые устанавливаются в растворах гидролизующихся солей, могут смещаться в ту или иную сторону в соответствии с принципом Ле Шателье. На положение равновесия и глубину протекания гидролиза влияют: а) температура; б) концентрация соли и в) добавление в раствор соли небольших количеств сильных кислот или сильных оснований.

Рассмотрим влияние различных факторов на смещение равновесия гидролиза:

а) гидролиз является эндотермической реакцией, поэтому для усиления гидролиза раствор соли надо нагреть;

б) разбавление растворов солей смещает равновесие вправо, т. е. усиливает гидролиз;

в) добавление небольшого количества сильной кислоты (H^+) вызывает усиление гидролиза данной соли, так как введенные ионы водорода связывают гидроксид-ионы, образующиеся в результате гидролиза.

Ответ: усилить гидролиз данной соли возможно повышая температуру, разбавляя раствор и добавляя сильную кислоту.

Задачи для самостоятельного решения

1. Дайте определение электролитам и неэлектролитам. Приведите примеры.
2. Что называется электролитической диссоциацией? Как происходит диссоциация следующих веществ: NaHCO_3 , H_2SO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, приведите соответствующие уравнения.
3. Приведите основные отличия слабых электролитов от сильных. Приведите примеры сильных и слабых электролитов.
4. Что характеризуют и от каких факторов зависят степень и константа диссоциации?
5. Определите общее число частиц в растворе, содержащем 0,1 моль слабой одноосновной кислоты, если степень ее диссоциации равна 2%.
6. Что понимают под ионным произведением воды?
7. Какова зависимость среды от концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов?
8. Что такое pH и pOH? С помощью каких веществ можно определить pH раствора?
9. Определите молярную концентрацию ионов водорода: а) в растворе с pH = 9; б) в 0,001 М растворе NaOH ($\alpha = 1$); в) в 0,01 М растворе HCl.
10. Что такое гидролиз? Какие вы знаете типы гидролиза? Какова его биологическая роль?

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Выберите ряд, в котором все вещества являются **сильными** электролитами:
1) KCl, H_2CO_3 , HNO_3 , BaCl_2 ; 3) H_2O , HF, $\text{Al}(\text{OH})_3$, KNO_3 ;
2) HCl, HClO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KNO_3 ; 4) KCl, HF, HClO_4 , H_2S .
2. Какие вещества в ионном уравнении реакции $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + 2\text{HNO}_3$ записываются в виде молекул?
1) H_2S , CuS; 3) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, H_2S ;
2) H_2S , HNO_3 ; 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, CuS.
3. Укажите пары веществ, между которыми реакция в водном растворе **не протекает**. Ответ поясните.
1) KOH, FeCl_2 ; 3) KOH, Zn;
2) KOH, NaOH; 4) KOH, $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
4. В растворе объемом 1 л, содержащем 0,20 моль AlCl_3 , суммарное число моль ионов Al^{3+} и Cl^- равно:
1) 0,20; 2) 0,40; 3) 0,60; 4) 0,80.
5. С помощью какого вещества можно перевести основную соль $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ в среднюю соль? Приведите уравнение реакции.
1) NaOH; 2) NaNO_3 ; 3) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; 4) HNO_3 .
6. В растворе какой соли концентрация ионов водорода наибольшая? Ответ поясните.
1) Na_2SO_4 ; 2) ZnCl_2 ; 3) Na_2CO_3 ; 4) NaCl.
7. В 0,1 М растворе слабой одноосновной кислоты содержится 0,001 моль ионов водорода на 1 л. Чему равна степень диссоциации кислоты?
1) 0,01; 2) 0,1; 3) 0,001; 4) 0,02.
8. Установите соответствие между названиями солей и характером среды в анодном пространстве при электролизе водных растворов их с нерастворимым анодом.

Название соли	Характер среды
А) Хлорид натрия;	1) Кислая;
Б) нитрат калия;	2) щелочная;
В) фторид натрия;	3) нейтральная.
Г) хлорид железа (II).	

9. Установите соответствие между формулой соли и окраской индикатора в ее водном растворе.

Формула соли

- А) K_2S ;
- Б) $Al(NO_3)_3$;
- В) Na_3PO_4 ;
- Г) $NaCl$.

Окраска индикатора

- 1) Лакмус красный, фенолфталеин малиновый;
- 2) лакмус красный, фенолфталеин бесцветный;
- 3) лакмус синий, фенолфталеин малиновый;
- 4) лакмус синий, фенолфталеин бесцветный;
- 5) лакмус фиолетовый, фенолфталеин малиновый;
- 6) лакмус фиолетовый, фенолфталеин бесцветный.

10. Установите соответствие между формулой соли и молекулярно-ионным уравнением гидролиза этой соли.

Формула соли

- А) $CuSO_4$;
- Б) K_2CO_3 ;
- В) CH_3COONa ;
- Г) $(NH_4)_2SO_4$.

Уравнение гидролиза

- 1) $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$;
- 2) $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 \cdot H_2O + H^+$;
- 3) $Cu^{2+} + H_2O \rightleftharpoons Cu(OH)^+ + H^+$;
- 4) $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$;
- 5) $Cu^{2+} + 2H_2O \rightleftharpoons Cu(OH)_2 + 2H^+$.

Тема 1.7. Химические реакции

Студент должен

знать: суть понятий «степень окисления элементов», «окислительно-восстановительные реакции», «окислитель», «восстановитель», «окислительно-восстановительная двойственность»; классификацию окислительно-восстановительных реакций (ОВР);

уметь: составлять уравнения ОВР, расставлять коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакций, рассчитывать молярную массу эквивалента окислителей и восстановителей;

владеть навыками: безопасной работы с химическими реактивами, работы с учебной литературой, ведения информационного поиска.

Учебно-целевые вопросы

1. Окислительно-восстановительные реакции, их классификация: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования. Медико-биологическая роль ОВР.
2. Важнейшие окислители и восстановители.
3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.
4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций (электронно-ионного баланса).
5. Влияние среды на характер протекания ОВР.
6. Эквивалент, молярная масса эквивалента окислителя и восстановителя.

Информационный блок

Окислительно-восстановительные (редокс) процессы играют важную роль в жизнедеятельности организма, они являются механизмом действия некоторых лекарственных препаратов. Важнейшим признаком ОВР является изменение степени окисления атомов элементов.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ и реализующихся путем перераспределения электронов между атомом-окислителем и атомом-восстановителем.

Степень окисления (СО) – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что все связи между атомами ионные.

СО – это формальное понятие. Степень окисления по абсолютной величине может совпадать, а может и не совпадать со значением валентности. Например, в аммиаке NH_3 степень окисления азота -3 и валентность азота равна III, в азотной кислоте HNO_3 степень окисления азота $+5$, а валентность азота равна IV.

Правила вычисления степени окисления атомов элементов

1. Степень окисления атомов в простых веществах всегда равна нулю (H_2^0 , Cl_2^0 , Fe^0).
2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.
3. Постоянную степень окисления в соединениях имеют: щелочные металлы ($+1$), металлы II группы ПСЭ ($+2$), кроме ртути ($+1$ и $+2$), алюминий ($+3$), фтор (-1).
4. Степень окисления водорода в большинстве соединений равна $+1$, но в гидридах металлов (NaH , CaH_2) степень окисления водорода -1 .
5. Для кислорода характерна степень окисления -2 , однако в соединении со фтором степень окисления кислорода $+2$, а в пероксидах, содержащих группу $-\text{O}-\text{O}-$, степень окисления кислорода -1 .
6. Для атомов любых элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы Периодической системы Д. И. Менделеева, в которой находится данный элемент.

Например, в соединении $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ степень окисления хрома (x) равна:

$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot (x) + 7 \cdot (-2) = 0, x = +6.$$

В органических соединениях, также как и в неорганических, степени окисления атомов углерода вычисляют на основании предположения, что общая пара электронов, образующая ковалентную связь между двумя атомами, полностью смещена к атому более электроотрицательного элемента. Если ковалентная связь образована между атомами углерода, то общая пара электронов между этими атомами принадлежит им в одинаковой мере и поэтому не учитывается при определении степени окисления каждого из них. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы органического соединения, равна нулю, а в случае иона – заряду иона.

Примеры органических соединений с углеродом в разной степени окисления представлены в таблице 4.

Таблица 4

Степень окисления углерода в органических соединениях

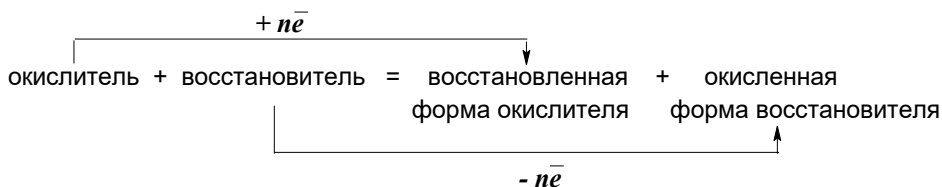
Степени окисления атома углерода	-4	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4
Примеры соединений	CH_4	C_2H_6	C_2H_4 CH_3Cl CH_3OH CH_3NH_2	C_2H_2 C_6H_6	CH_2Cl_2 , $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$, $\text{RC} \equiv \text{CR}$	RCOH R_3COH	CHCl_3 HCOOH $\text{R}_2\text{C}=\text{O}$	RCCl_3 RCOOH	CCl_4 CO_2 H_2CO_3

Изменение степеней окисления связано с перемещением электронов от одного атома к другому. Одни атомы отдают электроны, а другие их присоединяют.

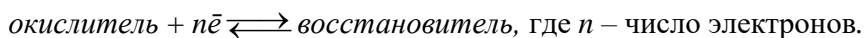
Процесс отдачи электронов называется **окислением**, при этом степень окисления элемента повышается.

Процесс присоединения электронов называется **восстановлением**, при этом степень окисления элемента понижается.

В ОВР одновременно протекают два процесса: **окисление и восстановление**, при этом **окислитель восстанавливается, а восстановитель – окисляется**:



Окислитель – вещество, в состав которого входят атомы, присоединяющие во время химической реакции электроны (окислитель – акцептор электронов):



Восстановитель – вещество, в состав которого входят атомы, отдающие электроны (восстановитель – донор электронов): $\text{восстановитель} - n\bar{e} \rightleftharpoons \text{окислитель}$.

Вещества, содержащие атомы элементов с **максимальной** степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов. Например, KMnO_4 за счет атомов Mn (Mn^{+7}) может быть только окислителем. Соединения, содержащие атомы элементов с **минимальной** степенью окисления, наоборот, могут быть только восстановителями за счет этих атомов. Например, NH_3 за счет азота (N^{-3}), H_2S за счет серы (S^{-2}). Соединения, содержащие атомы элементов с **промежуточной** степенью окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями в зависимости от реагента, с которым взаимодействуют, а также от условий проведения реакций. Например, SO_2 (S^{+4}), NO_2 (N^{+4}).

К типичным окислителям относятся:

- 1) свободные галогены, кислород, озон (F_2 , O_2 , O_3);
- 2) некоторые соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, например: H_2SO_4 , KMnO_4 , HNO_3 и др.;
- 3) катион водорода H^+ в растворах некоторых кислот.

Типичными восстановителями являются:

- 1) металлы в свободном состоянии;
- 2) свободный водород (H_2), углерод (C), оксид углерода (II) – (CO);
- 3) некоторые соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления, например: H_2S , KI, HBr, NH_3 .

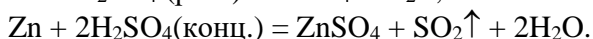
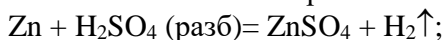
Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

- 1) межмолекулярные – характеризуются тем, что окислителем и восстановителем являются различные вещества. Например: $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$, магний – восстановитель, а хлороводород за счет ионов водорода – окислитель;
- 2) внутримолекулярные – характеризуются тем, что окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества, но представляют собой атомы разных элементов, например $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$, где в молекуле оксида ртути (II) происходит переход электронов от атома кислорода к атому ртути;
- 3) диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) – характеризуются тем, что окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента, входящие в одну молекулу, например $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

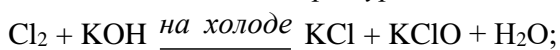
Факторы, влияющие на протекание ОВР.

1. Влияние концентрации реагента

Разбавленная серная кислота – окислитель за счет ионов водорода, концентрированная – за счет атомов серы в степени окисления +6:



2. Влияние температуры



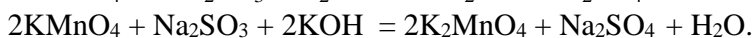
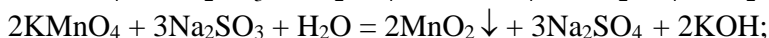
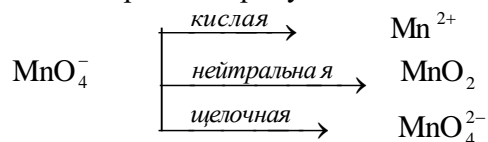
3. Влияние катализатора

$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (без катализатора);

$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ (с катализатором более глубокое окисление азота в аммиаке);

4. Влияние характера среды

Калий перманганат (KMnO_4) в ОВР в зависимости от характера среды (pH) восстанавливается в разные продукты:



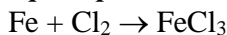
Из приведенных уравнений реакций видно, что один и тот же окислитель KMnO_4 наиболее глубоко восстанавливается в кислой среде, следовательно, именно в кислой среде он проявляет наиболее сильные окислительные свойства в сравнении с нейтральной и щелочной средами.

Для составления уравнений ОВР используют два метода.

а) Метод электронного баланса

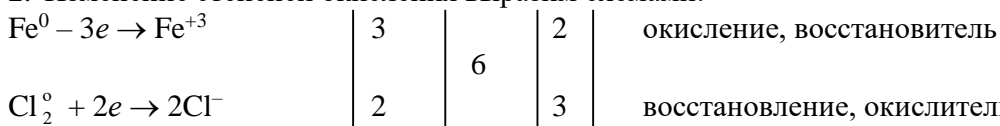
В этом методе сравнивают степени окисления атомов в исходных веществах и в продуктах реакции. Коэффициенты подбираются на основе правила электронного баланса: общее число электронов, отданное восстановителем, равно общему числу электронов, присоединяемых окислителем.

Пример:



1. Определим степени окисления железа и хлора в исходных веществах и в продуктах реакции $\text{Fe}^0 + \text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Fe}^{+3}\text{Cl}_3^{-1}$

2. Изменение степеней окисления выразим схемами:



Атом железа отдает 3 электрона (восстановитель), молекула хлора присоединяет 2 электрона (окислитель). Всего участвуют 6 электронов, поэтому для железа необходим коэффициент 2, а для хлора – 3.

3. Подобранные коэффициенты выставляем в уравнение $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$.

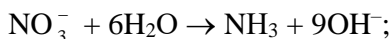
б) Метод полуреакций

В основе метода лежат следующие правила.

1. ОВР – совокупность двух полуреакций – окисления и восстановления.
2. Окислитель, восстановитель и продукты их превращения записываются в виде частиц (ионов или молекул), реально существующих в водном растворе с учетом характера среды.
3. В процессах окисления и восстановления могут принимать участие молекулы H_2O , ионы H^+ или OH^- в зависимости от характера среды. При этом надо учитывать:
 - а) если исходная молекула или ион содержит **больше** атомов кислорода, чем продукт его превращения, то каждый атом кислорода связывается: **в кислой среде** с 2H^+ , образуя молекулу H_2O , например:

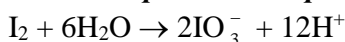


в нейтральной и щелочной средах с молекулой H_2O , образуя 2OH^- , например:

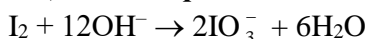


б) если исходная молекула или ион содержит *меньше* атомов кислорода, чем продукт его превращения, то недостаток каждого атома кислорода восполняется:

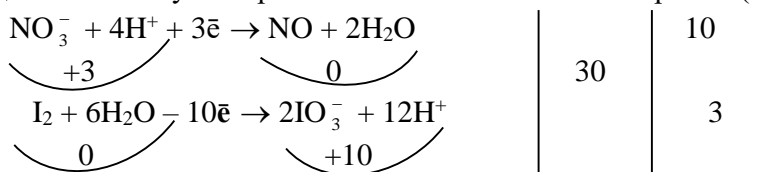
в кислой среде и нейтральной за счет молекулы H_2O с выделением 2H^+ :



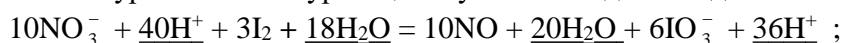
в щелочной среде за счет 2OH^- с образованием молекулы H_2O :



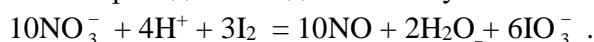
4. Суммарный заряд левой и правой части уравнения полуреакции должен быть одинаков, что достигается путем прибавления или отнятия электронов (\bar{e}), например:



5. Составляется общее ионно-молекулярное уравнение ОВР путем суммирования полученных уравнений полуреакций с учетом найденных для них коэффициентов:



После приведения подобных получаем:



6. Коэффициенты из ионно-молекулярного уравнения переносятся в полное уравнение реакции.

Необходимо убедиться, что число атомов каждого элемента одинаково в левой и правой части уравнения реакции.

При изучении темы 1.5. вы познакомились с понятием *эквивалент*. Применим эти знания для окислительно-восстановительных реакций.

Эквивалент окислителя – реальная или условная частица его, которая в процессе восстановления принимает $1\bar{e}$.

Эквивалент восстановителя – реальная или условная частица его, которая в процессе окисления отдает $1\bar{e}$.

Фактор эквивалентности ($f(X)$) – число, показывающее, какую долю реальной частицы (молекулы, атома, иона) окислителя или восстановителя составляет эквивалент.

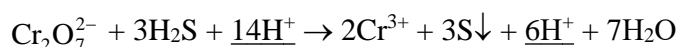
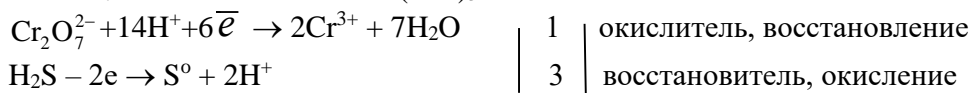
$$f_{\text{экв}}(X) = \frac{1}{z}, \text{ где } z - \text{число электронов, присоединяемых окислителем или отдаваемых восстановителем в данной окислительно-восстановительной реакции.}$$

Молярная масса эквивалентов окислителя и восстановителя численно равна произведению молярной массы окислителя или восстановителя на фактор эквивалентности этого окислителя или восстановителя в данной реакции.

$$M_{\text{экв}}(X) \equiv M\left(\frac{1}{z}X\right) = M(X) \cdot \frac{1}{z}.$$

Пример: рассчитайте молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Решение





$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6}; \quad M\left(\frac{1}{6} \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\right) = 292 \cdot \frac{1}{6} = 49 \text{ г/моль};$$

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{1}{2}; \quad M\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{S}\right) = 34 \cdot \frac{1}{2} = 17 \text{ г/моль}.$$

Ответ: $M_{\text{ЭКВ}}(\text{ок-ля}) = 49 \text{ г/моль}$; $M_{\text{ЭКВ}}(\text{в-ля}) = 17 \text{ г/моль}$

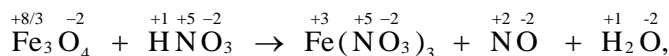
Задачи с решением

1. Чему равен коэффициент перед формулой продукта окисления в реакции, схема которой $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$?

Решение

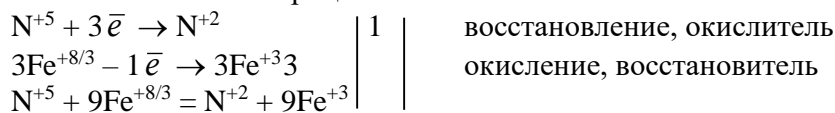
1. Fe_3O_4 – смешанный оксид $\overset{+2}{\text{Fe}}\text{O} \cdot \overset{+3}{\text{Fe}}_2\text{O}_3$, поэтому степень окисления железа равна $+8/3$.

2. Определяем степени окисления атомов всех элементов в схеме реакции:



из которой теперь видно, что продуктом окисления является $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

3. Составляем схемы процессов окисления и восстановления



4. Подставив найденные коэффициенты в схему реакции, получаем уравнение



из которого видно, что коэффициент перед продуктом окисления – 9.

Ответ: 9.

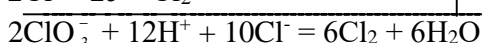
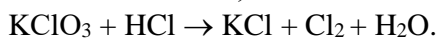
2. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте полные уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:



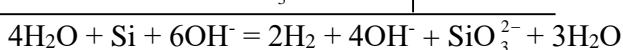
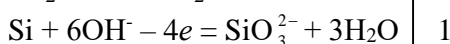
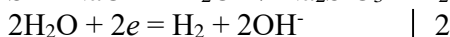
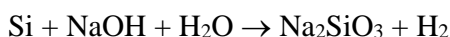
Решение

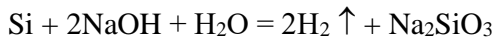
В методе электронно-ионного баланса рассматривают переход электронов от одних частиц к другим с обязательным учетом характера среды. При составлении уравнений процессов окисления и восстановления для уравнивания числа атомов водорода и кислорода вводят в кислой среде молекулы H_2O и ионы водорода, а в щелочной среде молекулы воды и гидроксид-ионы. При составлении уравнений ионно-электронного баланса записывают только те частицы, которые участвуют в ОВР. При этом в виде ионов записывают сильные электролиты, а нерастворимые, малодиссоциирующие и газообразные вещества пишут в молекулярной форме.

а) KClO_3 – окислитель, восстанавливается до Cl_2 ; Cl^- – восстановитель, окисляется до Cl_2 .



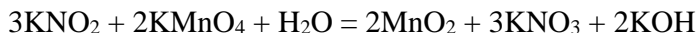
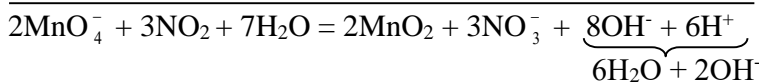
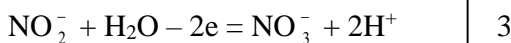
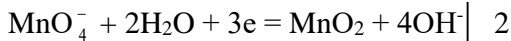
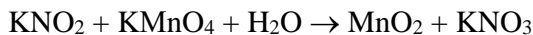
б) H_2O – окислитель, восстанавливается до H_2 ; Si – восстановитель, окисляется в щелочной среде до SiO_3^{2-} :



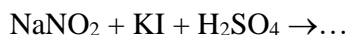


в) MnO_4^- – окислитель, восстанавливается в нейтральной среде до MnO_2 ;

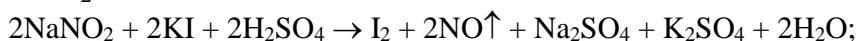
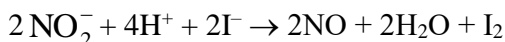
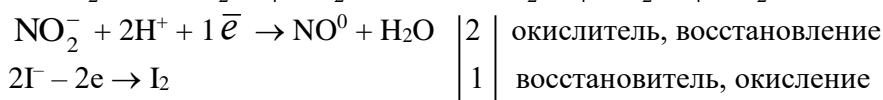
NO_2^- – восстановитель, окисляется до NO_3^- :



3. Закончите уравнение ОВР, подберите коэффициенты электронно-ионным методом, рассчитайте молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции



Решение



$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{NaNO}_2) = 1; M_{\text{ЭКВ}}(\text{NaNO}_2) = 69 \cdot 1 = 69 \text{ г/моль};$$

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{KI}) = 1; M_{\text{ЭКВ}}(\text{KI}) = 166 \cdot 1 = 166 \text{ г/моль}.$$

Ответ: $M_{\text{ЭКВ}}(\text{ок-ля}) = 69 \text{ г/моль}; M_{\text{ЭКВ}}(\text{в-ля}) = 166 \text{ г/моль}.$

Задачи для самостоятельного решения

1. Определите степень окисления атома хрома в следующих молекулах и ионах: Cr_2O_3 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$; CrO_4^{2-} ; $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$; CrO_3 .

2. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях могут выполнять а) H_2SO_4 и H_2S (за счет атомов серы); б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Cr и CrCl_3 (за счет атомов хрома)? Ответ поясните.

3. Закончите уравнения реакций и укажите, какие из них являются окислительно-восстановительными: $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow$; $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$; $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$.

4. Какую роль могут играть в окислительно-восстановительных реакциях NH_3 , NO_2 , HNO_3 ? Приведите уравнения соответствующих реакций.

5. Разделите вещества H_2SO_4 , NH_3 , HCl , KMnO_4 , FeSO_4 , Na , H_2 , HNO_2 , HClO_4 , H_2O_2 , F_2 на 3 группы: а) вещества, проявляющие только окислительные свойства; б) вещества, проявляющие только восстановительные свойства; в) вещества, проявляющие как окислительные, так и восстановительные свойства.

6. Укажите, какие из перечисленных веществ могут проявлять только окислительные свойства (свойства катионов не учитывать): $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2O_2 , KMnO_4 , $\text{HCl}(\text{конц.})$, $\text{HNO}_3(\text{разб.})$, Cl_2 , SO_2 , HBr .

7. Напишите уравнения реакций металлов с кислотами. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса: $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow$; $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$; $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$; $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$; $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow$.

8. Объясните, как зависят окислительно-восстановительные свойства соединений марганца от степени его окисления. Расположите соединения K_2MnO_4 , MnO_2 , MnCl_2 , Mn_2O_3 , Mn , KMnO_4 в порядке увеличения окислительных свойств. Напишите уравнения реакций, описывающие взаимодействие между перманганатом калия и сероводородом в кислой, щелочной и нейтральной средах.

9. Определите молярную массу эквивалента восстановителя (г/моль) в реакции: $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

10. Ионно-электронным методом подберите коэффициенты в схемах реакций, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления:



Укажите типы этих реакций. Рассчитайте молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя для каждой реакции.

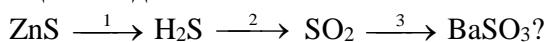
Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Закончите уравнение ОВР: $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ и определите коэффициент у воды.

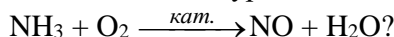
- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

2. На какой стадии превращений идет окислительно-восстановительный процесс:



- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) такого процесса нет.

3. Чему равен коэффициент у восстановителя в уравнении



- 1) 6; 2) 4; 3) 2; 4) 5.

4. Из указанных веществ укажите ряд, содержащий только вещества-окислители:

- 1) KI, PbO_2 , BaO_2 ; 2) Mn_2O_7 , PbO_2 , KMnO_4 ;
3) Mn_2O_7 , BaO_2 , SO_2 ; 4) KI, Na_2SO_3 , SO_2 .

5. Укажите реакцию межмолекулярного окисления-восстановления:

- 1) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$; 2) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
3) $\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$; 4) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

6. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции:



равна:

- 1) 4; 2) 8; 3) 17; 4) 18.

7. Установите соответствие между формулой вещества и степенью окисления хрома в нем.

Формула вещества

Степень окисления хрома

- | | |
|---|--------|
| А) $\text{Cr}(\text{OH})_2$; | 1) +2; |
| Б) KCrO_2 ; | 2) +3; |
| В) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; | 3) +5; |
| Г) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$. | 4) +6; |
| | 5) +7. |

8. Установите соответствие между схемой ОВР и веществом, которое является в ней восстановителем.

Схема реакции

Формула восстановителя

- | | |
|--|------------------------------|
| А) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$; | 1) Cl_2 ; |
| Б) $\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$; | 2) H_2O ; |
| В) $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$; | 3) H_2SO_3 ; |
| Г) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$. | 4) HCl ; |
| | 5) H_2S ; |
| | 6) SO_2 ; |
| | 7) NO . |

9. Установите соответствие между уравнением ОВР и изменением степени окисления азота.

<i>Уравнение реакции</i>	<i>Изменение степени окисления азота</i>
1) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$;	А) от 0 до -3 ;
2) $8\text{HNO}_{3(\text{разб})} + 3\text{Cu} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$;	Б) от -3 до $+2$;
3) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$;	В) от 0 до $+5$;
4) $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.	Г) от $+5$ до $+2$;
	Д) от -3 до 0.

10. Установите соответствие между формулами веществ и коэффициентами перед ними в уравнении реакции $\text{KClO}_3 + \text{P} \rightarrow \text{KCl} + \text{P}_2\text{O}_5$

<i>Формула вещества</i>	<i>Коэффициент в уравнении реакции</i>
1) KClO_3 ;	А) 2;
2) P ;	Б) 3;
3) KCl ;	В) 4;
4) P_2O_5 ;	Г) 5;
	Д) 6.

РАЗДЕЛ II. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Тема 2.1. Галогены. Водород

Студент должен:

знать: общую характеристику элементов VII группы главной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева, их биологическую роль; строение атомов водорода и галогенов; основные свойства водорода и галогенов; важнейшие соединения хлора: хлороводородная кислота, хлориды, кислородные соединения хлора и их свойства; качественные реакции на хлорид, бромид и иодид-ионы; применение соединений хлора, брома, иода в медицине; технику безопасности при работе с хлороводородной кислотой;

уметь: составлять электронные и электронографические формулы галогенов, водорода; уравнения реакции, характеризующих химические свойства молекулярного водорода, воды, пероксида водорода, галогенов и их соединений, решать задачи по данной теме;

владеть навыками: безопасной работы с химическими реактивами, работы с учебной литературой.

Учебно-целевые вопросы

1. Водород: положение в Периодической системе элементов, строение атома, молекулы, валентность и степени окисления.
2. Физические и химические свойства водорода: а) взаимодействие с неорганическими веществами (кислородом, серой, галогенами, щелочными, щелочноземельными металлами, оксидами металлов; б) взаимодействие с органическими веществами.
3. Биогенная роль водорода и области его применения.
4. Общая характеристика главной подгруппы VII группы (свойства атомов и молекул галогенов, галогенид-ионов, галогеноводородов и соединений галогенов с кислородом).
5. Хлор: положение в ПСЭ, строение атома, молекулы, валентность и степени окисления.
6. Физические и химические свойства хлора: а) взаимодействие с неорганическими веществами (простыми и сложными); б) взаимодействие с органическими веществами.
7. Сравнение химической активности галогенов.
8. Распространение галогенов в природе, их биогенная роль, применение соединений в медицине.

Информационный блок

Водород — это легкий бесцветный газ, без запаха, плотность при н.у. 0,09 г/л, в 14,5 раз легче воздуха. Водород плохо растворим в воде и органических растворителях, хорошо растворим в некоторых металлах: никеле, платине, палладии.

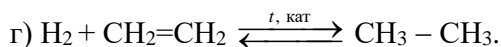
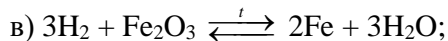
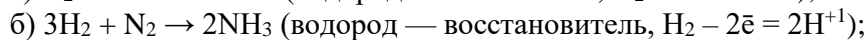
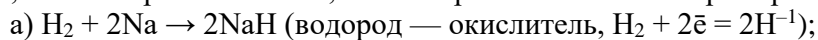
Электронная конфигурация атома водорода $1s^1$. Изотопный состав: ${}^1_1\text{H}$ — протий (99,985%), ${}^2_1\text{H}$ — дейтерий (0,015%), ${}^3_1\text{H}$ — тритий (радиоактивен).

Молекула водорода двухатомна H_2 , очень прочная (энергия связи $E_{\text{H-H}} = 436$ кДж/моль). В различных соединениях водород может образовывать ковалентные полярные (HCl), ковалентные неполярные (H_2), ионные (NaH) связи, а также межмолекулярные (HF , H_2O) и внутримолекулярные (ДНК) водородные связи.

Ион H^+ — это протон, размеры которого в 10^4 раз меньше размера атома, поэтому положительно поляризованный атом водорода обладает сильным поляризующим действием. H^+ — активный комплексообразователь, носитель кислотных свойств, атомы H сильнополярных связей O-H , N-H образуют водородные связи.

При обычных условиях водород проявляет сравнительно низкую реакционную способность (речь идет о молекулярном водороде), что объясняется высокой прочностью связи в молекуле. При нагревании водород вступает во взаимодействие с атомами практически всех элементов главных подгрупп (кроме благородных газов, B , Si , P , Al). В химиче-

ских реакциях водород может выступать как в роли восстановителя (чаще), так и в роли окислителя (реже). Водород взаимодействует как с простыми веществами, так и со сложными, как с неорганическими, так и с органическими. Например:



Водород как элемент доминирует во Вселенной. На его долю приходится около половины массы Солнца и других звезд, он присутствует в атмосфере ряда планет.

В организме человека содержание водорода составляет 9,7%, поэтому водород — макроэлемент. Так как водород входит в состав белков, жиров, углеводов, всех веществ из которых состоит организм, то он, наряду с углеродом, азотом, кислородом, фосфором и серой, относится к группе органогенных элементов.

Водород связан полярной ковалентной связью с другими биогенными элементами или присутствует в виде свободного H^+ в организме человека, входит в состав жизненно необходимого вещества — воды.

Седьмая группа Периодической системы элементов Д. И. Менделеева включает элементы, объединяемые под общим названием «галогены» (солероды), и элементы подгруппы марганца. Галогены составляют главную VII-A подгруппу, к ним относятся фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I, астат At. Они являются *p*-элементами, так как последним в их атомах заполняется *p*-подуровень. Внешняя электронная конфигурация атомов галогенов описывается формулой ns^2np^5 .

Так как до завершения внешнего энергетического уровня не хватает одного электрона, наиболее характерная степень окисления галогенов –1. Для фтора эта валентность единственная, так как у него нет вакантных *d*-орбиталей. Атомы остальных галогенов могут проявлять в соединениях степени окисления от –1 до +7. Химическая активность галогенов как неметаллов от фтора к йоду сверху вниз в группе ослабевает, что связано с увеличением радиусов атомов, уменьшением энергий ионизации и электроотрицательности атомов.

Элементы VII-A группы — сильные окислители, поэтому в природе встречаются только в виде галогенидов, из которых могут быть получены в свободном состоянии.

Все галогены в свободном состоянии существуют в виде двухатомных молекул, образованных ковалентной неполярной связью. Длина связи $\text{Hal}-\text{Hal}$ в молекулах увеличивается с ростом атомного радиуса галогена; прочность связи и энергия связи в ряду $\text{Cl}_2-\text{Br}_2-\text{I}_2$ уменьшается.

Все галогены обладают резким запахом, токсичны, очень летучи. При нагревании йода происходит его возгонка. Поскольку молекулы галогенов неполярны, они сравнительно малорастворимы в воде и хорошо растворяются в неполярных органических растворителях (бензоле, хлороформе, этиловом спирте и др.). Фтор — газ желто-зеленого цвета с резким запахом. Хлор — газ желто-зеленого цвета с удушающим запахом. Бром — жидкость красно-бурого цвета. Йод — твердое темно-фиолетового цвета кристаллическое вещество с металлическим блеском и острым запахом.

Окислительная способность в ряду $\text{F}_2-\text{Cl}_2-\text{Br}_2-\text{I}_2$ уменьшается от фтора к йоду.

Снижение окислительной активности галогенов по группе подтверждается их способностью вытеснять друг друга из растворов их солей. Так, хлор вытесняет бром и йод из растворов их солей: $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$.

По-разному галогены взаимодействуют с водой. Фтор разлагает воду со взрывом, вытесняя атомарный кислород: $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HF} + [\text{O}]$, продуктами реакции могут быть O_2 , O_3 , OF_2 , H_2O_2 . Поэтому фтор нельзя растворить в воде и получить *фторную воду*.

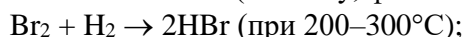
При взаимодействии хлора с водой происходит реакция диспропорционирования: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$; в 1 л воды растворяется 2,3 л хлора; раствор хлора в воде

называется *хлорной водой*. Хлорноватистая (гипохлористая) кислота неустойчива, легко распадается, особенно на свету, с образованием сильного окислителя – атомарного кислорода: $\text{HClO} \rightleftharpoons \text{HCl} + [\text{O}]$, поэтому хлорная вода обладает бактерицидным действием.

Внимание! Следует помнить, что при хлорировании воды хлорноватистая кислота как более сильный окислитель, чем хлор, вступает во взаимодействие с органическими веществами, присутствующими в воде, при этом могут образоваться хлорорганические токсические соединения.

Галогены легко окисляют многие металлы. Фтор окисляет все металлы кроме золота и платины, а также все неметаллы кроме азота и большинства инертных газов. Остальные галогены реагируют с металлами в основном при нагревании, при этом образуются соли, в которых металл проявляет наибольшее значение степени окисления.

В результате взаимодействия галогенов с водородом образуются галогеноводороды HF, HCl, HBr, HI:



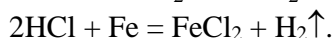
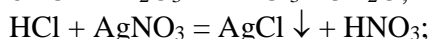
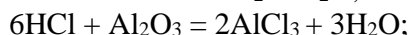
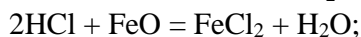
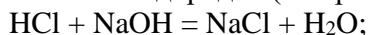
$\text{I}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HI}$ (при 300°C идет медленно и не до конца – степень диссоциации при этой температуре 19%).

В водородных соединениях галогены проявляют степень окисления –1.

Связь H–Hal ковалентная полярная. Галогеноводороды – это газы с резким запахом, хорошо растворимы в воде. Водные растворы их являются кислотами. Концентрированные растворы HF называют плавиковой кислотой, раствор HCl – соляной кислотой, раствор HBr и HI, соответственно, бром- и йодоводородной кислотами. Особое место в ряду галогеноводородных кислот занимает плавиковая кислота, которая имеет аномально высокие температуры плавления и кипения, так как молекулы объединяются в прочные ассоциаты $(\text{HF})_n$ за счет водородных связей.

Длина связи в ряду $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$ возрастает, а энергия и полярность связи уменьшается. Сила кислот возрастает. Восстановительная активность в ряду $\text{Cl}^- - \text{Br}^- - \text{I}^-$ увеличивается:

Химические свойства галогеноводородов (на примере HCl):



При работе с хлороводородной кислотой необходимо соблюдать правила техники безопасности (см. Приложение 1).

Хлор – типичный галоген, его электронная конфигурация: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^0$.

Наличие $3d$ -орбиталей атома хлора резко увеличивает валентные возможности положительных степеней окисления. При взаимодействии с атомами металлов и неметаллов хлор проявляет степени окисления –1, +1, +3, +4, +5, +6, +7.

Химические свойства хлора представлены в таблице 5.

Таблица 5

Химические свойства хлора

Реагенты	Уравнения реакций	Примечания
Окислительные свойства		
Металлы	$3\text{Cl}_2 + 2\text{Fe} = 2\text{FeCl}_3$ $\text{Cl}_2 + \text{Cu} = \text{CuCl}_2$ $3\text{Cl}_2 + 2\text{Cr} = 2\text{CrCl}_3$	Для реакций требуется нагревание или присутствие воды

Реагенты	Уравнения реакций	Примечания
Неметаллы	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$ $5\text{Cl}_2 + 2\text{P} = 2\text{PCl}_5$ $\text{Cl}_2 + \text{S} = \text{SCl}_2$ (или S_2Cl_2)	Непосредственно не взаимодействует с кислородом и азотом
Галогениды металлов	$\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$ $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} = 2\text{KCl} + \text{I}_2$	Реакция проходит в растворах солей
Восстановители	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{HCl} + \text{S}$ $\text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$	Cl^0 приобретает степень окисления -1
Восстановительные свойства		
Фтор	$\text{Cl}_2 + 3\text{F}_2 = 2\text{ClF}_3$	Восстановительные свойства хлор проявляет только в реакции со F_2
ОВР – диспропорционирование		
Вода	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$	Получение хлорной воды
Щелочи	1) $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	1 – при охлаждении ($t = 0^\circ\text{C}$) 2 – при нагревании ($t = 100^\circ\text{C}$)

Хлор взаимодействует с *органическими веществами*: алканами, алкенами, аренами, карбоновыми кислотами.

Известны следующие кислородные соединения хлора:

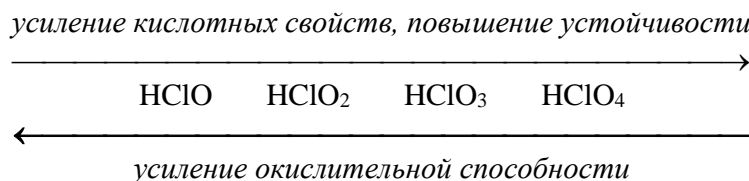
а) **оксиды**: Cl_2O , ClO_2 , ClO_3 , Cl_2O_7 ;

б) **кислоты**:

Формула кислоты	Название кислоты	Название соли
HClO	хлорноватистая	гипохлорит
HClO_2	хлористая	хлорит
HClO_3	хлорноватая	хлорат
HClO_4	хлорная	перхлорат

Кислородсодержащие кислоты хлора могут быть получены как продукты диспропорционирования хлора с водой и щелочами.

Изменение свойств в ряду кислородных кислот хлора можно выразить следующей схемой:

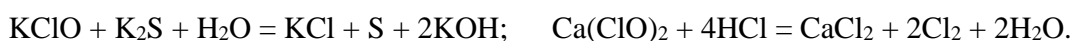


HClO – кислота очень слабая (слабее угольной), неустойчивая, существует только в водном растворе, может быть получена взаимодействием хлора с водой, на свету разлагается с выделением кислорода: $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + \text{O}$. Атомарный кислород очень активен, поэтому раствор хлорноватистой кислоты обладает сильным окислительным действием.

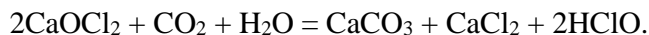
При нагревании раствора HClO происходит более глубокое диспропорционирование хлора с переходом в степени окисления -1 и $+5$:



Соли хлорноватистой кислоты – гипохлориты, образуются, например, при пропускании хлора через щелочной раствор на холоду; являются сильными окислителями:



Наибольшее значение из солей имеет хлорная (белильная) известь CaOCl_2 , представляющая собой смешанную соль соляной и хлорноватистой кислот. Во влажном воздухе хлорная известь реагирует с углекислым газом:



Хлорная известь применяется для дезинфекции и отбеливания.

Как активные окислители гипохлориты нашли применение в медицине. Они проявляют дезинфицирующее и антисептическое, противомикробное действие. Раствор NaClO с массовой долей 0,06% применяют для промывания ран при операциях на грудной клетке и брюшной полости.

HClO_2 – кислота слабая, неустойчивая; и кислота и ее соли являются сильными окислителями.

Хлорноватая кислота HClO_3 устойчивая и сильная, существует только в растворах, при повышении концентрации выше 40% наступает ее быстрое разложение. По свойствам хлорноватая кислота напоминает азотную: в смеси с соляной кислотой растворяет золото.

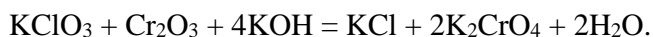
Под действием серной кислоты она диспропорционирует, образуя два новых кислотных соединений хлора:



Образующийся при этом оксид содержит хлор в нехарактерной для него степени окисления +4. Это неустойчивое взрывчатое соединение. В водном растворе ClO_2 диспропорционирует на две кислоты – хлорноватистую и хлористую:



Соли хлорноватой кислоты – хлораты, получают, например, пропуская хлор через горячий раствор щелочи. Хлораты в водных растворах проявляют окислительные свойства только в кислой среде; твердые соли при нагревании – сильные окислители:



Наибольшее применение из хлоратов находит KClO_3 (бертолетова соль). С различными горючими веществами (серой, углем, фосфором) KClO_3 образует смеси, взрывающиеся при ударе:



Хлорат калия используется в пиротехнике, в производстве спичек. Бертолетова соль при нагревании легко разлагается:

а) в присутствии катализатора диоксида марганца MnO_2 :



б) без катализатора:



HClO_4 – бесцветная, дымящая на воздухе жидкость; безводная кислота малоустойчива и иногда взрывается при хранении. Растворы хлорной кислоты устойчивы и не обнаруживают окислительных свойств за счет хлора в степени окисления +7, для них характерны типичные свойства кислот. Хлорная кислота – самая сильная из всех неорганических кислот.

Галогенид-ионы галогеноводородных кислот и солей можно распознавать (идентифицировать) с помощью **качественных реакций**. Под качественными понимают такие реакции, которые характеризуются каким-либо внешним признаком, так называемым аналитическим сигналом (выпадением осадка, изменением окраски, выделением газа), который позволяет сделать заключение о наличии или отсутствии определяемого иона.

Все галогениды металлов являются солями – тугоплавкими веществами с ионным типом связи. Галогениды металлов хорошо растворимы в воде, за исключением галогенидов серебра и свинца. Также исключением являются: AgF – растворим в воде, фториды Ca , Mg , Sr – нерастворимы. На различной растворимости и различной окраске галогенидов серебра основана идентификация различных галогенид-ионов в водных растворах.

AgNO₃ – групповой реактив для обнаружения ионов Hal⁻ в растворе:

Ионы	AgNO ₃	Наблюдение
F ⁻	AgF, осадок не образуется	Растворим в воде
Cl ⁻	AgCl↓, белый творожистый осадок	Не растворим в воде и кислотах, но растворим в аммиаке
Br ⁻	AgBr↓, желтовато-белый осадок	Не растворим в воде и кислотах, но растворим в избытке аммиака, быстро темнеет на свету
I ⁻	AgI↓, желтый осадок	Не растворим в воде, кислотах и аммиаке

Биологическая роль галогенов

С давних времен известно действие галогенов и их соединений на организм человека и животных. В больших дозах они являются ядами, в малых – лекарствами.

Фтор жизненно необходим для нормального роста и развития. Он участвует в процессах образования зубной эмали, дентина, костной ткани и в важнейших ферментативных биохимических реакциях. Соединения фтора входят в состав всех тканей человеческого тела, особенно много фтора, 99% всего его количества, приходится на кости и зубную эмаль. В организме человека (масса тела 70 кг) в среднем содержится 2,6 г фтора (микроэлемент). Суточная потребность организма во фторе – 2–3 мг.

При недостатке фтора в организме развивается поражение костей, кариес зубов. В этом случае следует проводить фторирование – обогащение пищи и воды соединениями фтора. Повышенное содержание фтора в питьевой воде (более 4 мг/л) приводит к патологическим изменениям, главным образом, в зубной и костной тканях.

В медицине фторсодержащие препараты служат для лечения гипопаратиреоза, выпускаются в виде таблеток, лечебных пленок, лаков для зубов, используются как наркотические средства, кровезаменители и т. д. Фтор находит широкое применение при синтезе различных медицинских препаратов. Фторорганические соединения успешно применяются для лечения болезней щитовидной железы, особенно базедовой болезни, хронических форм диабета, бронхиальных и ревматических заболеваний, глаукомы и рака. Они также пригодны для профилактики и лечения малярии и служат хорошим средством против стрептококковых и стафилококковых инфекций. Некоторые фторорганические препараты – надежные обезболивающие средства. Фторотан, флюорол – эффективные средства для ингаляционного наркоза. Фторпан, трифтортирозин, фторпиримидин, фторметасарколизин, фторурацил – вещества, обладающие высокой противоопухолевой активностью.

Биологическая роль хлора имеет большое значение для живых организмов. Перечислим наиболее важные:

- 1) ионы хлора участвуют в поддержании осмотического равновесия, так как хлорид-ион является основным внеклеточным анионом организма;
- 2) ионы хлора оказывают тормозящий эффект на нейроны путем снижения потенциала действия;
- 3) создают благоприятную среду для действия протеолитических ферментов желудочного сока;
- 4) активизируют ряд ферментов.

Ионы хлора входят в состав соляной кислоты, которая играет важную роль в пищеварении. В желудочном соке здорового человека содержится около 0,5% соляной кислоты. При различных заболеваниях желудка содержание HCl в желудочном соке меняется, поэтому ее определение в желудочном соке имеет важное диагностическое значение.

Человек потребляет 5–10 г NaCl в сутки, минимальная потребность в хлоре составляет около 800 мг в сутки. В клетках аккумулируется 10–15% всего хлора и около 85% хлора находится во внеклеточном пространстве.

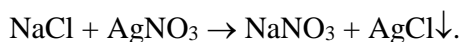
При пониженном содержании хлора в организме у человека отмечается возникновение алкалоза, анорексии, нарушение объема внеклеточной жидкости, расстройство кислотно-щелочного баланса и гомеостаза. При избыточном поступлении может наблюдаться угнетение роста.

Это интересно! В небольших дозах ядовитый хлор иногда может служить и противоядием. Так, пострадавшим от сероводорода дают понюхать хлорную известь. Взаимодействуя, два яда взаимно нейтрализуются.

В медицине широко используются бактерицидные свойства хлорсодержащих препаратов, хлор также входит в состав препаратов для лечения ряда желудочно-кишечных заболеваний. Бактерицидная активность ионов Cl^- обеспечивается способностью его атомов денатурировать белки при соединении с аминокислотами. Широко применяются следующие хлориды: NaCl , KCl , $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ZnCl_2 , HgCl_2 , $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и др.

Соляная кислота HCl применяется в виде разбавленных растворов при низкой кислотности желудочного сока.

NaCl применяется как противоядие при отравлениях солями лития, а также при передозировке нитратом серебра:



Биологическая роль брома еще мало изучена. Бром относят к условно-эссенциальным элементам. Установлено, что бромид натрия участвует в активации пепсина, активизирует некоторые ферменты, в частности липазы и амилазы поджелудочной железы, которые участвуют в переваривании жиров и углеводов. Ионы Br^- угнетают деятельность щитовидной железы, являясь антагонистами йодидов, и при хроническом воздействии замедляют их усвоение. Бромиды участвуют в регуляции ЦНС, усиливая процессы торможения, в биосинтезе половых гормонов (тестостерона) и регулируют функцию половых желез. В организме взрослого человека содержится около 260 мг брома. Суточное поступление этого биоэлемента в организм человека составляет 2–8 мг. Наиболее высока концентрация брома в почках, гипофизе, щитовидной железе.

При хронической интоксикации соединениями брома в условиях производства, при длительном приеме внутрь препаратов брома или их индивидуальной непереносимости могут развиваться симптомокомплексы, известные как бромизм и бромодерма (лекарственный дерматоз). При остром отравлении препаратами брома наблюдается «бромистое оглушение» с ослаблением внимания к внешним воздействиям, расстройством походки, затруднением речи.

Внимание! Жидкий бром при попадании на кожу вызывает болезненные ожоги. Если жидкий бром попал на руки, то во избежание ожогов и медленно заживающих язв его необходимо сразу же смыть большим количеством воды, а еще лучше – раствором соды. Затем пораженное место нужно смазать мазью, содержащей гидрокарбонат натрия (пищевую соду).

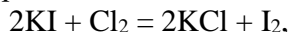
Йод является жизненно важным микроэлементом. В норме в организме человека содержится 15–25 мг йода, причем половина этого количества содержится в щитовидной железе в составе различных производных тирозина – гормона щитовидной железы. Йод выполняет важные функции в организме: участвует в регуляции скорости биохимических процессов, обмена энергии, температуры тела; регуляции белкового, жирового и водно-электролитного обменов; регуляции процессов дифференцировки тканей, процессах роста и развития организма. Снижение содержания йода в организме приводит к развитию заболеваний: эндемический зоб, гипотериоз, кретинизм, разнообразные функциональные нарушения. Для профилактики применяют йодирование поваренной соли, хлеба, питьевой воды солями NaI или KI . Простое вещество I_2 применяют наружно в качестве антисептического препарата – 5%-ный спиртовой раствор йода. Его также используют в составе комплексов с поливиниловым спиртом (йодиол).

Задачи с решением

1. 1 л смеси газов, состоящей из хлора, водорода и хлороводорода, пропустили через раствор йодида калия. При этом выделилось 2,54 г йода, а оставшийся объем газа составил 500 мл (н.у.). Определите объемные доли (%) веществ в исходной смеси.

Решение.

1. Уравнение происходящей реакции:



водород и хлороводород с йодидом калия взаимодействовать не будут, но так как хлороводород хорошо растворим в воде, он поглотится раствором йодида калия, и оставшийся объем газа 500 мл — это объем водорода, который в воде нерастворим.

2. Найдем количество вещества йода:

$$n(\text{I}_2) = m(\text{I}_2)/M(\text{I}_2) = 2,54\text{ г}/254\text{ г/моль} = 0,01\text{ моль}.$$

3. Найдем по уравнению реакции количество вещества хлора:

$$n(\text{Cl}_2) = n(\text{I}_2) = 0,01\text{ моль}.$$

4. Рассчитаем объем хлора:

$$V(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot V_m(\text{Cl}_2); V(\text{Cl}_2) = 0,01\text{ моль} \cdot 22,4\text{ л/моль} = 0,224\text{ л}.$$

5. Рассчитаем объемную долю каждого газа в смеси:

$$\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{смеси})} \cdot 100\%; \quad \varphi(\text{Cl}_2) = \frac{0,224\text{ л}}{1\text{ л}} \cdot 100\% = 22,4\%; \quad \varphi(\text{H}_2) = \frac{0,5\text{ л}}{1\text{ л}} \cdot 100\% = 50\%;$$

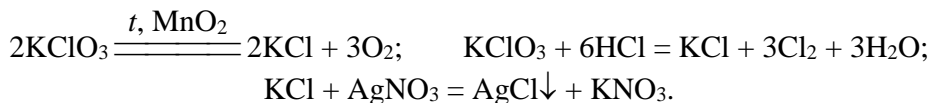
$$\varphi(\text{HCl}) = 100 - 22,4 - 50 = 27,6\%.$$

Ответ: $\varphi(\text{Cl}_2) = 22,4\%$, $\varphi(\text{H}_2) = 50\%$, $\varphi(\text{HCl}) = 27,6\%$.

2. При термическом разложении соли А в присутствии катализатора образовалась соль Б и газ Г, поддерживающий горение. При взаимодействии соли А с соляной кислотой выделяется желто-зеленый газ В и образуется соль Б. Газы В и Г между собой не взаимодействуют. При взаимодействии соли Б с раствором нитрата серебра выпадает белый осадок. Назовите неизвестные вещества, напишите уравнения всех упомянутых реакций.

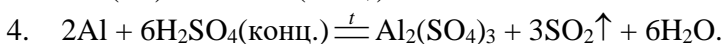
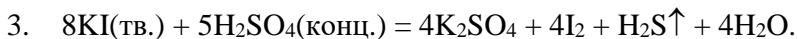
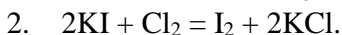
Решение.

Газом, поддерживающим горение, является кислород, следовательно Г — это O_2 . Желто-зеленым газом В может быть хлор, что удовлетворяет условию задачи: кислород с хлором не взаимодействуют. Выпадение белого осадка при взаимодействии с нитратом серебра указывает на то, что солью Б является растворимый хлорид, например хлорид калия KCl . Хлорид калия образуется вместе с кислородом при разложении хлората калия, следовательно, А — это KClO_3 .



3. Даны вещества: хлор, алюминий, йодид калия и концентрированная серная кислота. Напишите уравнения четырех возможных реакций между этими веществами.

Решение

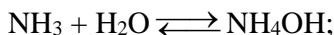


4. Могут ли реагировать между собой бинарные водородные соединения? Дайте обоснованный ответ. Приведите уравнения возможных реакций на примере элементов 2-го и 3-го периодов Периодической системы Д. И. Менделеева.

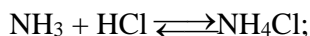
Решение

1. Бинарные водородные соединения элементов 2-го и 3-го периодов могут вступать во взаимодействие друг с другом, проявляя как кислотно-основные свойства, так и окислительно-восстановительные. Так, например, между собой реагируют:

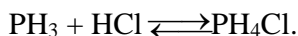
1) аммиак и вода с образованием гидроксида аммония:



2) аммиак и хлороводород (или фтороводород) с образованием хлорида аммония:

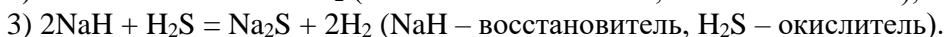
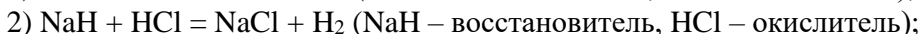
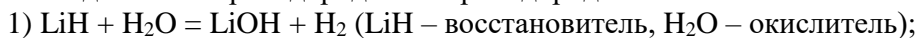


3) фосфин и хлороводород с образованием хлорида фосфония:



В этих реакциях аммиак и фосфин проявляют свойства оснований, а вода, хлороводород и фтороводород – свойства кислот.

2. В окислительно-восстановительные взаимодействия вступают гидрид лития и натрия с водой и с хлороводородом и сероводородом:



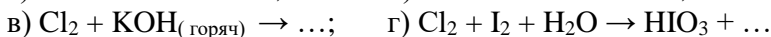
Задачи для самостоятельного решения

1. Объясните, используя знания о строении атома, почему в Периодической системе элементов водород помещают и в первую, и в седьмую группы?

2. С какими из перечисленных ниже веществ водород будет вступать во взаимодействие: а) сера, литий, магний, хлор, азот, углекислый газ, соляная кислота; б) пропан, фенол, нитробензол? Запишите уравнения реакций, укажите условия их протекания. Укажите, какую роль – окислителя или восстановителя – выполняет водород в каждой реакции.

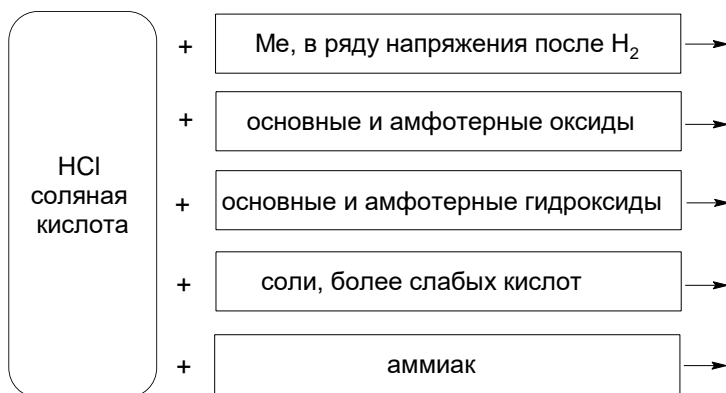
3. Объясните, почему фтор и хлор, имея одинаковую электронную конфигурацию, проявляют разные степени окисления. Составьте электронные и электронографические формулы хлора в степенях окисления +1, +3, +5, +7.

4. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO} \rightarrow \text{KCl}$.

6. Приведите уравнения реакций, характеризующие свойства соляной кислоты, к следующей схеме:



Сделайте вывод о свойствах соляной кислоты.

7. В сосуде взорвали смесь, состоящую из 5,5 л водорода и 4,5 л хлора (н.у.). После взрыва сосуд охладили до первоначальной температуры. Найдите объемные доли газов, содержащихся в сосуде после реакции.

8. Какой объем 2 М раствора соляной кислоты окислили оксидом марганца (IV), если известно, что выделившийся при этом хлор вытеснил из раствора иодида калия 25,4 г йода?

9. После обработки хлором 52,9 г смеси хлорида и бромида натрия масса смеси уменьшилась до 35,1 г. Установите массу NaCl в исходной смеси.

10. В начале XX в. появился раствор Люголя, содержащий в 17 мл воды 1 г йода и 2 г иодида калия. Этим раствором смазывают слизистую оболочку горла и полости рта при воспалениях (ангине, стоматите и др.). Рассчитайте массовые доли йода и йодида калия в растворе Люголя.

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

- Водород выделяется при взаимодействии:
1) $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \dots$; 3) $\text{Fe} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \dots$;
2) $\text{Al} + \text{NaOH}(\text{конц.}) \rightarrow \dots$; 4) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \dots$
- Восстановительные свойства водород **не проявляет** в реакции с:
1) натрием; 2) хлором; 3) оксидом меди (II); 4) серой.
- Формула аниона с наименее выраженными восстановительными свойствами:
1) Cl^- ; 2) F^- ; 3) Br^- ; 4) I^- .
- При работе с хлором соблюдают специальные меры безопасности, потому что он:
а) летуч; б) токсичен;
в) разъедает стекло; г) имеет резкий запах;
д) легко воспламеняется; е) образует взрывоопасные смеси с воздухом.
1) а, б, г; 2) а, б, в, г, д, е; 3) а, б, в; 4) а, б, е.
- Выделение свободного галогена **не** происходит при взаимодействии веществ:
1) I_2 и KCl ; 2) Br_2 и NaI ;
3) Cl_2 и KBr ; 4) Cl_2 и NaI .
- В молекулах хлороводорода и брома химическая связь соответственно:
1) ковалентная полярная и ковалентная неполярная;
3) ионная и ковалентная полярная;
2) ковалентная неполярная и ковалентная полярная;
4) водородная и ковалентная неполярная.
- Хлор взаимодействует с:
1) хлоридом железа (II); 2) гидроксидом железа (III);
3) кислородом; 4) азотом.
- В цепочке превращений $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{X}} \text{KCl} \xrightarrow{\text{Y}} \text{AgCl}$ веществами X и Y соответственно являются:
1) K и Ag; 2) KOH и Ag_2O ; 3) KOH и AgNO_3 ; 4) K и Ag_2O .
- Соляную кислоту от других кислот можно отличить по ее реакции с:
1) оксидом кальция; 2) серебром; 3) ионами серебра; 4) карбонат-ионами.
- Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами реакции.

Реагирующие вещества	Продукты реакции
А) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \longrightarrow \dots$;	1) $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
Б) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{t} \dots$;	2) $\text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$;
В) $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} \dots$;	3) $\text{KCl} + \text{KClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
Г) $\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{MnO}_2, t} \dots$;	4) $\text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
	5) $\text{KCl} + \text{O}_2$;
	6) $\text{KCl} + \text{KClO}_4$.

Тема 2.2. Халькогены

Студент должен

знать: общую характеристику элементов VI группы главной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева, их биологическую роль; строение атомов; основные свойства кислорода; важнейшие соединения кислорода: пероксиды, оксиды; основные свойства серы; важнейшие соединения серы: сульфиды, сульфиты, сульфаты; качественные реакции на сульфиды, сульфиты, сульфаты, тиосульфаты; применение соединений кислорода и серы в медицине;

уметь: составлять электронные и электронографические формулы кислорода, серы; уравнения реакции, характеризующих химические свойства кислорода, серы и их соединений, решать задачи по данной теме, работать с химическим текстом;

владеть навыками: безопасной работы в химической лаборатории, работы с учебной литературой, ведения информационного поиска.

Учебно-целевые вопросы

1. Общая характеристика главной подгруппы VI группы.
2. Кислород: положение в ПСЭ, строение атома, молекулы, валентность и степени окисления.
3. Кислород как окислитель. Химические свойства кислорода: а) взаимодействие с простыми веществами; б) со сложными веществами; в) горение и окисление органических веществ.
4. Важнейшие соединения кислорода: оксиды, пероксиды, главные свойства, применение в медицине. Озон – аллотропное видоизменение кислорода. Применение в медицине.
5. Медико-биологическая роль кислорода и области применения.
6. Сера: положение в ПСЭ, строение атома, валентные возможности и степени окисления.
7. Физические и химические свойства серы (взаимодействие с простыми и сложными веществами).
8. Важнейшие соединения серы: сульфиды, сульфиты, сульфаты, их краткая характеристика, медико-биологическое значение.
9. Качественные реакции на сульфиды, сульфиты, сульфаты, тиосульфаты.
10. Применение соединений серы в медицине.

Информационный блок

В главную подгруппу VI-A группы входят элементы: кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, полоний Po. Общее название этих элементов – халькогены («рождающие руды»). Все халькогены имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня атомов $\dots ns^2np^4$, типичную валентность, равную II, относятся к семейству *p*-элементов, все, кроме полония, – неметаллы.

Валентность кислорода не может быть больше II, так как у него нет свободных орбиталей, близких по энергии к $2p$ -орбиталям. Сера и все остальные элементы этой группы имеют свободные d -орбитали на внешнем уровне и в возбужденных состояниях проявляют валентности, равные IV и VI.

Элементы VI-A группы образуют простые вещества:

Элемент	O	S	Se	Te
Аллотропные формы	Кислород, озон	Ромбическая сера (α -S ₈), моноклинная сера (β -S ₈)	Гексагональный селен (β -Se)	Гексагональный теллур (γ -Te)
Состав молекул	O ₂ , O ₃	S ₈	Se ₈	Te ₈

Элемент	O	S	Se	Te
Агрегатное состояние (обычные условия)	Газы	Кристаллическое, хрупкое вещество	Кристаллическое вещество с металлическим блеском	Металлоподобное кристаллическое вещество
Цвет	O ₂ – б/ц, O ₃ – светло-голубой	Желтый	Серый	Серебристо-белый
Запах	O ₂ – нет, O ₃ – резкий, своеобразный	Нет	Нет	Нет
Кристаллическая решетка	Нет	Молекулярная ромбическая	Цепная молекулярная гексагональная	Цепная молекулярная гексагональная

В соединениях с водородом халькогены проявляют валентность, равную II, степень окисления –2 и образуют **халькогеноводороды** (H₂Э):

H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
вода	сероводород	селеноводород	теллуридоводород

При обычных условиях H₂O – жидкость, остальные халькогеноводороды – бесцветные газы с неприятным запахом, ядовиты, являются сильными восстановителями; при растворении их в воде образуются кислоты, сила которых увеличивается в ряду:

H₂S – H₂Se – H₂Te из-за уменьшения энергии связи H–Э (H₂O – амфолит).

Элемент кислород образует два простых вещества – кислород (диоксиген) O₂ и озон (триоксиген) O₃. В природе озон существует в верхних слоях атмосферы, образуя тонкий озоновый слой, который защищает Землю и всех нас от губительного ультрафиолетового излучения Солнца.

В виде простого вещества кислород входит в состав атмосферного воздуха, где его объемное содержание составляет ≈ 21%. В связанном виде кислород находится в составе воды, минералов, многих органических веществ. Кислород – это необходимый органогенный макроэлемент, составляет 50–85% массы тканей растений и животных.

Это интересно! Без поступления кислорода процессы жизнедеятельности прекращаются за считанные минуты. Организм взрослого человека в состоянии покоя потребляет 264 мл кислорода в минуту, около 300 л в сутки, при физической работе – в 10–15 раз больше.

Электронная формула атома кислорода: 1s²2s²2p⁴.

Возможные степени окисления:

–2 (H₂O, HNO₃, H₂SO₄, KOH (большинство соединений));

–1 (H₂O₂, Na₂O₂, BaO₂, перекисные соединения);

+2 (OF₂ фторид кислорода); +4 (O⁺⁴O₂(O₃) озон).

Кислород – газ без цвета, вкуса и запаха, тяжелее воздуха, малорастворим в воде (в 100 л воды при 20°C растворяется 3 л O₂), жидкий кислород (t_{кип.} = –183°C) голубого цвета.

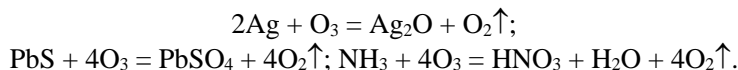
Кислород O₂ – одно из самых химически активных веществ. Он действует как окислитель со всеми элементами, кроме фтора. Однако при обычных условиях химическая активность кислорода невелика, что связано с высокой энергией связи в молекуле кислорода. Это очень важно для существования жизни, так как все органические вещества, в том числе и те, которые входят в состав живых организмов, способны окисляться до углекислого газа и воды. Если бы эти реакции протекали самопроизвольно при обычных условиях, то жизнь в атмосфере кислорода была бы невозможна.

Химические свойства кислорода:

Реагенты	Примеры	Примечания
Металлы	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ (оксид магния) $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ (пероксид натрия) $2\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$ (супероксид калия)	Кислород окисляет все металлы кроме Au и Pt. Щелочные металлы окисляются до пероксидов (кроме Li) и супероксидов
Неметаллы	$\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SO}_2$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{P}_2\text{O}_5$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons{\text{элект. дуга}} 2\text{NO} - \text{Q}$	Непосредственно не реагирует с галогенами и благородными газами
Сложные неорганические вещества	$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{NO}\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}(\text{кат})$ $2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$	Обычно образуются оксиды соответствующих элементов
Оксиды и гидроксиды	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$ $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $4\text{FeO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3$	Окисление оксидов и гидроксидов до более высокой степени окисления
Органические вещества	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_4 \xrightarrow{[\text{O}]} \text{CH}_3\text{OH}$	Кроме реакций полного окисления (горения) возможно неполное окисление. Окисление углеводов, жиров, белков служит источником энергии для живых организмов

Кислород широко используется для гипербарической оксигенации в кардиологии, неврологии, в виде кислородных коктейлей.

Озон – O_3 (O^{+4}O_2) – газ синего цвета с резким раздражающим запахом, токсичен. Жидкий озон – вещество темно-синего, почти черного цвета. Озон проявляет более сильные окислительные свойства, чем кислород. Он непосредственно взаимодействует с галогенами, окисляя их до высших оксидов (например, хлор до Cl_2O_7). Озон окисляет все металлы (кроме золота, платины и иридия), соединения неметаллов окисляет до высших степеней окисления:



Озон, в отличие от кислорода, на холоде окисляет многие органические вещества: резина становится хрупкой, эфир, спирт, смоченная скипидаром вата при действии озонированного воздуха воспламеняются.

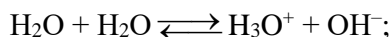
Экспериментально установлено, что предельно допустимый уровень содержания озона 120 мкг/м^3 представляет для окружающей среды большую угрозу, чем предельно допустимая радиация.

Озон применяется в медицине в качестве антисептического, противовоспалительного средства, озонотерапия используется в косметологии.

Важнейшим водородным соединением кислорода является **вода**.

Вода как химический реагент обладает следующими свойствами.

1. Кисотно-основными, вода – амфолит:



Вода участвует в реакциях гидратации, гидролиза.

2. Окислительно-восстановительными, причем *ОВР* возможны при взаимодействии воды только с очень активными восстановителями и очень активными окислителями, так как водород и кислород в молекуле воды находятся в устойчивых степенях окисления +1 и –2 соответственно. Например:



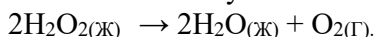
Также вода обладает комплексообразующими свойствами, H_2O : – активный монодентатный лиганд, образует комплексы с ионом водорода – H_3O^+ ; с катионами металлов в водных растворах – $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Катионы щелочных металлов находятся в водных растворах не в виде аквакомплексов, а в виде гидратированных ионов.

Пероксид водорода, H_2O_2 – бесцветная, сиропообразная жидкость, более плотная, чем вода ($\rho = 1,465 \text{ г/см}^3$), $t_{\text{кип}} = 150^\circ\text{C}$. Неограниченно смешивается с водой.

Пероксид водорода проявляет слабо выраженные кислотные свойства. Уравнение реакции диссоциации можно выразить уравнением

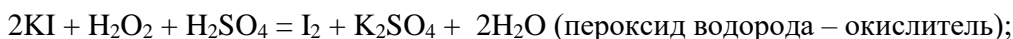


Безводный пероксид водорода может разлагаться со взрывом на кислород и воду в присутствии катализаторов и на солнечном свету:



В этом случае происходит распад молекулы по типу диспропорционирования.

Кислород в молекуле H_2O_2 находится в промежуточной степени окисления –1 и способен отдавать электроны легче, чем кислород со степенью окисления –2. Поэтому пероксид водорода проявляет окислительно-восстановительную двойственность: действует как сильный окислитель в кислой и щелочной средах, но окисляется под действием сильных окислителей. Например:



(пероксид водорода – восстановитель).

В медицине применяется 3%-ный раствор H_2O_2 как дезинфицирующее и кровоостанавливающее средство для промывания ран, полоскания.

Сера – широко распространенный в природе элемент, встречается как в самородном состоянии, так и в виде сернистых соединений – сульфидов, полисульфидов, сульфатов.

Сера существует в виде трех аллотропных модификаций: ромбическая (α -сера), моноклинная (β -сера) и пластическая. Сера ромбическая наиболее устойчива. Она представляет собой хрупкое кристаллическое вещество желтого цвета, легкоплавкое ($t_{\text{пл.}} = 119^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 445^\circ\text{C}$). Сера не смачивается водой и не растворяется в ней и других полярных растворителях, но хорошо растворяется в неполярных: сероуглероде CS_2 , бензоле, ацетоне. Сера плохо проводит тепло и электричество.

Электронная формула атома серы $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Конфигурация внешних электронов атома серы $\dots 3s^2 3p^4$.

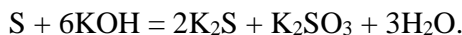
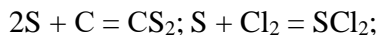
Появление $3d$ -подуровня у атомов серы в сравнении с атомами кислорода приводит к увеличению валентных возможностей и положительных степеней окисления серы за счет ее перехода в возбужденное состояние. В соединениях сера наиболее часто проявляет степени окисления –2 (H_2S), +4 (H_2SO_3), +6 (H_2SO_4).

Сера – типичный неметалл, взаимодействуя с простыми и сложными веществами, она проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства. При обычных условиях химическая активность серы невелика, но при нагревании активность ее заметно повышается.

Например, сера взаимодействует с металлами, неметаллами, кислотами, щелочами:

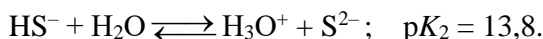
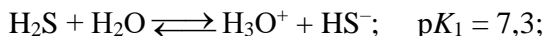


для обезвреживания пролитой ртути);



Важнейшим летучим водородным соединением серы является **сероводород**. Это бесцветный газ тяжелее воздуха, с резким запахом (запах тухлых яиц), малорастворим в воде, весьма токсичен.

В воде ионизация сероводорода $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$ приводит к образованию слабой сероводородной кислоты:



Сероводород и его водный раствор проявляют свойства, общие для класса кислот.

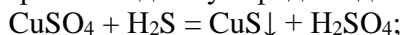
Сероводородная кислота образует два типа солей: сульфиды и гидросульфиды, которые в воде легко гидролизуются по аниону: $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$ (реакция среды щелочная). Сульфиды, образованные катионами слабых оснований, гидролизуются необратимо: $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$.

Сульфиды – твердые кристаллические вещества. Сульфиды щелочных и щелочноземельных металлов и аммония хорошо растворимы в воде; MnS , ZnS , FeS нерастворимы в воде, но растворимы в кислотах; CuS , PbS , HgS , Ag_2S нерастворимы ни в воде, ни в кислотах. Все гидросульфиды хорошо растворимы в воде.

Многие сульфиды имеют характерную окраску: CuS , FeS и PbS – черную, ZnS – белую, MnS – розовую, CdS – желтую, SnS – коричневую.

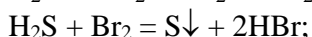
Реакции образования нерастворимых сульфидов используются для определения наличия сероводорода, сульфид – ионов, а также некоторых катионов в растворе.

При добавлении к раствору сероводорода раствора сульфата меди (II) изменяется окраска раствора и выпадает черный осадок сульфида меди (II):

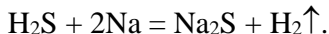


$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + 2\text{H}^+$ – **эта реакция является качественной на сероводородную кислоту и растворимые сульфиды.**

Сероводород и сульфиды – **сильные восстановители**, так как степень окисления серы равна –2:

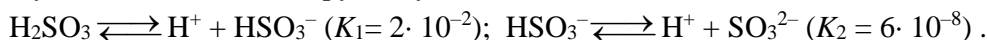


Сероводород может проявлять свойства окислителя за счет H^{+1} :



Сероводородные (H_2S) ванны благоприятно влияют на организм при различных заболеваниях.

Сернистая кислота H_2SO_3 – кислота средней силы, в свободном состоянии не выделена, двухосновная, диссоциирует ступенчато:



Сернистая кислота обладает всеми общими свойствами кислот: взаимодействует с основными оксидами, с основаниями, с солями.

В H_2SO_3 атом серы имеет промежуточную степень окисления +4, поэтому в ОВР сернистая кислота может быть как окислителем, так и восстановителем:

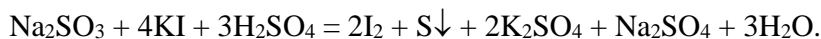


Для сернистой кислоты характерны два вида солей: средние – **сульфиты** (Na_2SO_3 , CaSO_3) и кислые – **гидросульфиты** (NaHSO_3 , $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$). Большинство средних солей, кроме солей щелочных металлов и аммония, в воде нерастворимы, разлагаются кислотами.

Как и кислота, сульфиты и гидросульфиты могут быть как восстановителями:



так и окислителями:

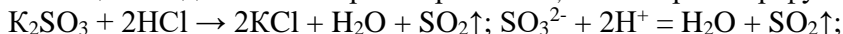


Растворимые сульфиты подвергаются *гидролизу*:



Качественные реакции на SO_3^{2-} :

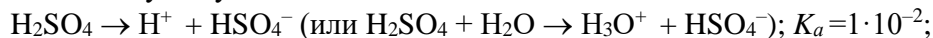
а) образование при действии сильных кислот оксида серы (IV) – газа с резким запахом, обесцвечивающего подкисленный раствор KMnO_4 , а также раствор фуксина:



б) с катионом Ba^{2+} дает белый осадок BaSO_3 , растворимый в кислотах, в отличие от BaSO_4 , который в кислотах не растворяется.

Безводная **серная кислота** – тяжелая, бесцветная маслянистая жидкость, растворяющаяся в воде в любых соотношениях, не летуча, не имеет запаха, плотность ее почти в два раза превышает плотность воды ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ при 20°C). При растворении серной кислоты в воде выделяется большое количество теплоты за счет образования гидратов. Вследствие этого смешивать концентрированную серную кислоту с водой надо крайне осторожно, соблюдая **правила безопасности** (см. приложение 1).

Серная кислота – сильный электролит, в водных растворах диссоциирует практически полностью по двум ступеням:



Серная кислота двухосновная, она образует два ряда солей – гидросульфаты (NaHSO_4) и сульфаты (Na_2SO_4). Это твердые кристаллические вещества, обычно бесцветные, если катион не окрашен. Большинство солей растворимы в воде и образуют кристаллогидраты, которые называются обычно купоросами, например медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Сульфаты проявляют типичные свойства солей. Средние сульфаты в растворах не обладают окислительными свойствами (если только не обладает окислительными свойствами катион).

Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты сильно различаются.

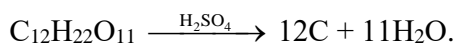
Химические свойства разбавленной серной кислоты сходны с общими свойствами сильных кислот. Она реагирует с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами, солями с образованием малорастворимых или газообразных веществ.

Окислительно-восстановительные свойства характерны для взаимодействия серной кислоты с металлами. **Следует запомнить**, что металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до водорода (за исключением Pb) окисляются ионом водорода, который, в свою очередь, восстанавливается до газообразного водорода H_2 : $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$; $\text{Fe}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{+2} + \text{H}_2 \uparrow$.

Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений после водорода, с разбавленной серной кислотой не реагируют (Cu, Ag, Au и др.).

Выделяют две особенности концентрированной серной кислоты:

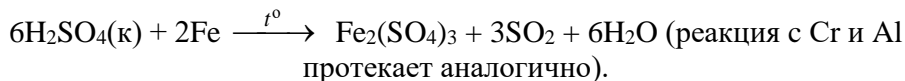
а) очень высокая гигроскопичность, т. е. водоотнимающая способность: концентрированная серная кислота обугливает сахар, отнимая от него водород и кислород, образующие при этом воду:



Серная кислота разрушает многие материалы: ткани из хлопка, шерсти, шелка, синтетические ткани, древесину;

б) сильные окислительные свойства, обусловленные наличием в ее составе атома серы в высшей степени окисления +6.

Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами отличается тем, что она окисляет металлы, стоящие в ряду напряжений и до и после водорода, кроме Au и Pt. Взаимодействие таких металлов, как железо, алюминий и хром, с концентрированной серной кислотой происходит только при нагревании:

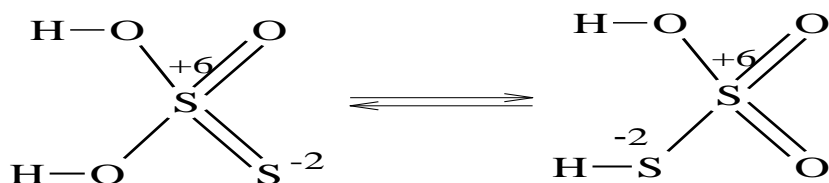


Качественная реакция на сульфат-анион.

Качественной реакцией на сульфат-анион является реакция с растворимыми солями бария (BaCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$). В ходе этих реакций образуется нерастворимый в воде и кислотах белый кристаллический осадок сульфата бария, нерастворимый в минеральных и органических кислотах: $\text{SO}_4^{-2} + \text{Ba}^{+2} = \text{BaSO}_4 \downarrow$

Тиосерная кислота. Тиосульфат натрия.

Тиосерная кислота существует в двух формах:



Один из атомов серы эквивалентен атому кислорода, поэтому считают, что его степень окисления равна -2 , а степень окисления центрального атома серы $+6$. Таким образом, тиосульфат-ион проявляет окислительно-восстановительную двойственность.

В медицине применяют кристаллогидрат тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ как противоядие при отравлении цианидами (KCN) или синильной кислотой HCN , а также йодом, солями тяжелых металлов:



В санитарной практике он используется для нейтрализации остатка хлора после отбеливания бинтов, ваты.

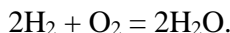
В медицине широкое применение нашли различные сульфаты: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова соль, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гипс, $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – алебастр, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, BaSO_4 , CuSO_4 , ZnSO_4 , $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – железный купорос, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – алюмокалиевые квасцы.

Задачи с решением

1. Для определения содержания кислорода в воздухе 200 мл воздуха смешали со 100 мл водорода. Смесь подожгли. После окончания реакции и конденсации паров воды объем газовой смеси составил 174 мл. Рассчитайте объемную долю кислорода в воздухе, учитывая, что все объемы газов измерялись при одинаковых условиях.

Решение

1. Составим уравнение реакции:



2. Найдем уменьшение объема системы по уравнению реакции, учитывая, что образовавшиеся пары воды после окончания реакции сконденсировались:

$$\Delta V_{(\text{по уравнению})} = 3V - 0 = 3V.$$

3. Найдем уменьшение объема системы по условию задачи:

$$\Delta V_{(\text{по условию})} = V(\text{воздуха}) + V(\text{H}_2) - V(\text{после реакции}) = 200 + 100 - 174 = 126 \text{ мл.}$$

4. Рассчитаем объем кислорода:

$$3V = 126 \text{ мл,}$$

следовательно,

$$1V = 126 : 3 = 42 \text{ мл,}$$

что соответствует одному объему кислорода (см. уравнение реакции), т. е.

$$V(\text{O}_2) = 42 \text{ мл.}$$

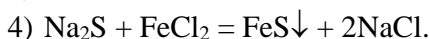
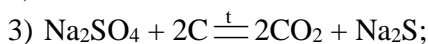
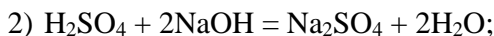
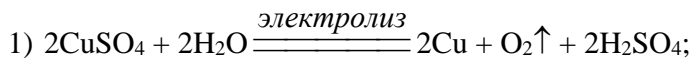
6. Найдем объемную долю кислорода в воздухе:

$$\varphi(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{воздуха})} = \frac{42 \text{ мл}}{200 \text{ мл}} \cdot 100\% = 21\%.$$

Ответ: 21%.

2. Предложите способ получения сульфида железа из медного купороса, не используя другие серосодержащие соединения. Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения.

Решение



3. В трех стаканах без надписей находятся растворы сульфида калия, сульфита калия и сульфата калия. С помощью какого одного реактива можно определить, какая соль находится в каждом стакане? Составьте уравнения протекающих реакций.

Решение.

Метод определения может быть основан на способности сульфидов и сульфитов окисляться, в отличие от сульфатов. Добавим к содержимому каждого из трех стаканов подкисленный раствор перманганата калия (имеющий розовую окраску):

1) $5\text{K}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{S}\downarrow + 2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ (происходит обесцвечивание раствора и помутнение за счет выпадающей в осадок серы);

2) $5\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ (происходит обесцвечивание раствора);

3) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \neq$ (реакция не протекает, признаков реакции нет).

Ответ: $\text{KMnO}_4(\text{раствор})$.

Задачи для самостоятельного решения

1. Сравните строение атомов элементов главной подгруппы VI группы Периодической системы. Как и почему изменяется электроотрицательность и неметаллические свойства этих элементов?

2. Сравните валентные возможности и степени окисления атомов кислорода и серы на основании строения их атомов. Объясните причину различий.

3. Выберите формулы соединения, в которых валентность кислорода не совпадает по абсолютной величине со степенью окисления: H_2O_2 , H_2O , CO_2 , CO , O_2 , P_2O_5 , CaO_2 .

4. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием пероксида водорода, расставьте коэффициенты методом электронного баланса и определите, какую роль выполняет H_2O_2 – окислителя или восстановителя:

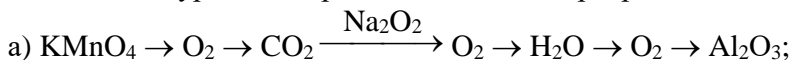


5. Какую массу кислорода переносит кровь среднего человека массой 60 кг за один кругооборот, если масса крови в организме составляет 8% от массы тела, а содержание гемоглобина в крови 14 г на 100 мл крови (плотность крови 1,050 г/мл). 1 г гемоглобина переносит 1,34 мг O_2 .

6. В закрытом фарфоровом тигле нагрели смесь 18,6 г порошка железа с 13,4 г серы. В результате получили 29,2 г сульфида железа. Противоречат ли результаты эксперимента закону сохранения массы веществ? Ответ подтвердите расчетом.

7. Сожгли 8,96 л сероводорода в избытке кислорода, выделившийся газ пропустили через 129,5 мл 11%-ного раствора гидроксида натрия (пл. 1,12 г/мл). Какая соль и какой массой образуется?

8. Составьте уравнения реакций к схемам превращений:



б) сероводород \rightarrow гидросульфид натрия \rightarrow сульфид натрия \rightarrow сульфид железа (II) \rightarrow оксид серы (IV) \rightarrow сернистая кислота \rightarrow серная кислота.

9. Напишите четыре уравнения реакций между следующими веществами: оксид серы (VI), вода, концентрированная серная кислота и йодид калия.

10. Медико-биологическая роль кислорода, серы и области применения.

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

- Число электронов на $3p$ -орбиталях атома серы в основном состоянии равно:
1) шести; 2) двум; 3) трем; 4) четырем.
- Кислотные свойства наиболее выражены для:
1) H_2S ; 2) H_2O ; 3) H_2Se ; 4) H_2Te .
- Веществом, которое проявляет только восстановительные свойства, является:
1) H_2SO_4 ; 2) SO_2 ; 3) Na_2SO_3 ; 4) Na_2S .
- Химическая связь в сульфиде калия преимущественно:
1) ионная; 2) ковалентная; 3) металлическая; 4) водородная.
- Сера является окислителем в реакции с:
1) O_2 ; 2) F_2 ; 3) Cl_2 ; 4) Fe.
- Сульфат натрия реагирует с раствором:
1) CuCl_2 ; 2) AlCl_3 ; 3) BaCl_2 ; 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
- Верны ли следующие суждения?
А. При сгорании серы на воздухе преимущественно образуется оксид серы (VI).
Б. При пропускании хлора через раствор сульфида натрия выпадает осадок серы.
1) верно только А; 2) верно только Б;
3) оба утверждения неверны; 4) оба утверждения верны.
- Верны ли следующие суждения о свойствах концентрированной серной кислоты?
А. Серная кислота обугливает органические вещества, отнимая от них воду.
Б. Попадание кислоты на кожу приводит к тяжелым ожогам.
1) верно только А; 2) верно только Б;
3) оба утверждения неверны; 4) оба утверждения верны.
- Применение кислорода (O_2) в медицине:
а) ингаляции при затруднении дыхания;
б) гипербарическая оксигенация для улучшения гемодинамики;
в) кислородная пена при сердечно-сосудистых заболеваниях;
г) для очистки воздуха и воды;
д) подкожное введение при трофических язвах, гангрене;
е) в радиоиндикации.
1) все; 2) а, б, в, д; 3) а, б, в, е; 4) а, б, в, г, д.
- Какое утверждение является верным?
А. Для клеток важна полная утилизация кислорода: $\text{O}_2 + 4e^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.
Б. Тиосульфат натрия применяется в медицине как антидот.
1) верно только А; 2) верно только Б;
3) верно А и Б; 4) неверно А и Б.

Тема 2.3. Главная подгруппа V группы ПСЭ Д. И. Менделеева

Студент должен

знать: общую характеристику элементов V группы главной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева, их биологическую роль; строение атомов; основные свойства азота; важнейшие соединения азота: аммиак, нитриты, азотная кислота, нитраты;

основные свойства фосфора; важнейшие соединения фосфора: фосфористая кислота и ее соли, фосфорная кислота и ее соли; применение в медицине соединений азота и фосфора; качественные реакции на катион аммония, анионы – нитрит, нитрат и фосфат;

уметь: составлять электронные и электронографические формулы азота, фосфора; уравнения реакции, характеризующих химические свойства азота, фосфора и их соединений, решать задачи по данной теме, выделять главное в химических текстах;

владеть навыками: безопасной работы в химической лаборатории, работы с учебной литературой, ведения информационного поиска.

Учебно-целевые вопросы

1. Общая характеристика главной подгруппы V группы.
2. Азот, фосфор: положение в ПСЭ, строение атома, молекулы, валентность и степени окисления. Физические и химические свойства азота, фосфора.
3. Аммиак: физические и химические свойства (кислотно-основные и окислительно-восстановительные). Соли аммония: качественная реакция на ион аммония.
4. Азотистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства нитритов.
5. Физические и химические свойства азотной кислоты: а) кислотно-основные; б) окислительно-восстановительные. Нитраты.
6. Фосфористая и ортофосфорная кислоты и их соли.
7. Качественные реакции на анионы – нитрит, нитрат и фосфат.
8. Биологическая роль азота, фосфора и их соединений. Области их применения.

Информационный блок

В V-A группу ПСЭ (подгруппа азота) входят *p*-элементы: азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi, из которых N, P, As – неметаллы, Sb и Bi – металлы. Эти элементы обладают определенным сходством, связанным с одинаковой электронной конфигурацией внешнего электронного уровня ns^2np^3 .

N и P – электронные аналоги, но у атома фосфора появляется вакантный *3d*-подуровень, что обуславливает возможность промотирования одного *3s*-электрона с образованием пятиявалентного состояния, что отсутствует у азота.

В основном состоянии элементы подгруппы азота трехвалентны. В возбужденном состоянии эти элементы проявляют валентность, равную пяти. Особенно устойчиво пятиявалентное состояние для атома фосфора.

Элементы подгруппы азота менее электроотрицательны, чем галогены и халькогены. Восстановительные свойства элементов нарастают от азота к висмуту, и в той же последовательности снижается устойчивость соединений со степенью окисления +5. Основные свойства оксидов и гидроксидов нарастают в подгруппе сверху вниз.

Азот – типичный неметалл ($1s^22s^22p^3$). Атом азота имеет валентную электронную пару на *2s*-подуровне и как донор часто образует дополнительную химическую связь по донорно-акцепторному механизму. Примером могут служить соли аммония

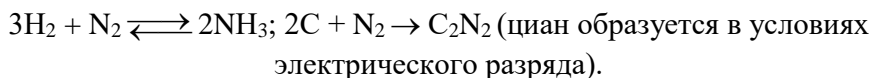
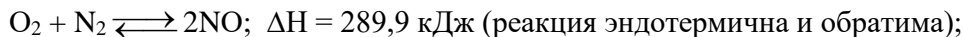
В молекуле азота N₂ имеется очень прочная тройная связь, которая состоит из одной σ - и двух π -связей: N \equiv N.

Вследствие этого молекула азота чрезвычайно прочна. Энергия связи в молекуле азота составляет 946 кДж/моль. N₂ – самая устойчивая и наименее реакционноспособная из всех молекул.

Азот – бесцветный газ без цвета, запаха и вкуса, очень плохо растворимый в воде. Температуры плавления (–210°C) и кипения (–196°C) азота очень низкие.

Азот в форме двухатомных молекул N₂ составляет большую часть земной атмосферы, где его содержание составляет 75,6% (по массе) или 78% (по объему), т. е. около $3,87 \cdot 10^{15}$ т. Азот входит в состав всех растительных и животных организмов. Это органический макроэлемент.

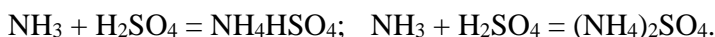
Азот при обычных условиях крайне инертное вещество. При нагревании в присутствии катализаторов азот взаимодействует с кислородом, водородом, углеродом:



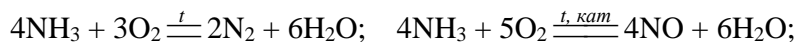
Самое важное водородное соединение азота – **аммиак**. При обычных условиях аммиак – газ без цвета, легче воздуха, с резким характерным раздражающим запахом. Он токсичен: раздражает слизистые оболочки, а острое отравление вызывает поражение глаз и воспаление легких. Разбавленные растворы аммиака (3–10%) называют нашатырным спиртом, концентрированные растворы (18,5–25%) – аммиачной водой.

Среди химических свойств аммиака можно выделить следующие:

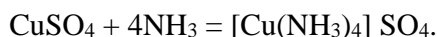
Аммиак – основание (донор электронной пары, акцептор иона водорода):



Аммиак – восстановитель за счет атома азота в низшей степени окисления –3:



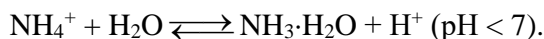
Аммиак – активный лиганд, образует аммиачные комплексы с большинством *d*-металлов:



При реакциях с сильными кислотами аммиак образует соли аммония. Реакция может происходить как в растворах, так и при непосредственном взаимодействии газообразных веществ:



Сам ион аммония NH_4^+ и большинство его солей бесцветны, хорошо растворимы в воде. В водных растворах эти соли подвергаются гидролизу, так как гидроксид аммония – слабое основание:



Соли аммония термически неустойчивы и при нагревании разлагаются с выделением газообразного аммиака:

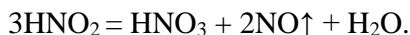


Качественная реакция на ион аммония. Едкие щелочи разлагают соли аммония с выделением аммиака, который определяется по запаху или посинению красной лакмусовой бумажки:



Азот образует **оксиды**, соответствующие степеням окисления от +1 до +5: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 . Оксиды азота (I) N_2O и оксид азота (II) NO относятся к несолеобразующим оксидам. Остальные оксиды являются кислотными.

Азотистая кислота существует только в разбавленных водных растворах. Является слабой кислотой: $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$ ($K_a = 4,0 \cdot 10^{-4}$). Кислота неустойчива, при хранении и нагревании разлагается, диспропорционируя:

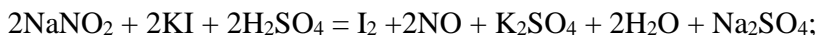


В молекуле HNO_2 атом азота имеет промежуточную степень окисления (+3), поэтому азотистая кислота проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства:



Азотистая кислота проявляет общие свойства кислот, взаимодействуя с химически активными металлами, их оксидами и гидроксидами.

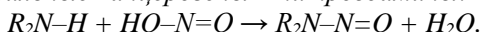
Соли азотистой кислоты – **нитриты**, бесцветные кристаллические вещества хорошо растворимые в воде, ядовиты. Нитриты достаточно устойчивые соединения, проявляют, как и азотистая кислота, и окислительные и восстановительные свойства:



Нитриты, как и соли слабой кислоты, гидролизуются по аниону, обеспечивая в растворе щелочную среду: $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$.

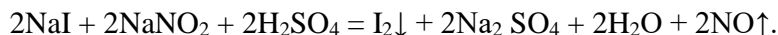
Нитриты окисляют в гемоглобине железо (II) до железа (III), образующийся метгемоглобин теряет возможность присоединять и переносить кислород крови к тканям. Следствием этого является кислородное голодание тканей (гипоксия).

В желудке нитриты образуют азотистую кислоту, которая при взаимодействии со вторичными аминами образует сильные канцерогены – нитрозоамины:



По этой причине добавление нитритов в качестве консервантов в мясопродукты должно строго контролироваться.

Качественная реакция на нитрит-анион NO_2^- . Иодид калия в присутствии разбавленной серной кислоты окисляется нитритами до свободного йода, который распознается по посинению крахмальной бумажки:



Азотная кислота HNO_3 – бесцветная летучая едкая жидкость. На воздухе азотная кислота дымит, так как пары кислоты образуют с парами воды в воздухе капли тумана. Поэтому азотная кислота с малым содержанием воды называется *дымящей*.

Она при хранении окрашивается в желтый цвет, так как под действием света разлагается:



Раствор с массовой долей HNO_3 , равной 60% и больше, называется концентрированной азотной кислотой.

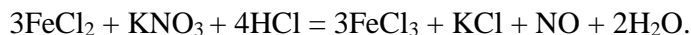
В молекуле HNO_3 атом азота образует четыре ковалентные связи с атомами кислорода: три связи – по обменному механизму и одну связь – по донорно-акцепторному. Поэтому в HNO_3 азот проявляет **валентность IV, а степень окисления +5**.

Азотная кислота проявляет свойства сильных кислот при взаимодействии с основными и амфотерными оксидами, основаниями, солями. В разбавленных растворах азотная кислота практически полностью диссоциирует:



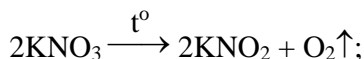
Азотная кислота обладает сильно выраженными окислительными свойствами, разрушает животные и растительные ткани, окисляет почти все металлы и неметаллы.

Соли азотной кислоты – нитраты, хорошо растворимы в воде, бесцветны, устойчивее азотной кислоты, поэтому в водных растворах практически не проявляют окислительных свойств. Но при подкислении растворов окислительные свойства возрастают:



Особенностью нитратов является их термическая нестойкость. При нагревании они разлагаются. Этот процесс является окислительно-восстановительным. Продукты разложения нитратов зависят от активности металла, входящего в состав данной соли. По характеру термического разложения нитраты делятся на три группы:

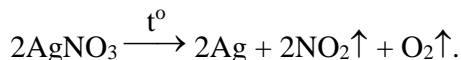
1) соли щелочных и щелочноземельных металлов (до Mg) разлагаются до нитрита и кислорода:



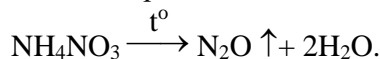
соли менее активных металлов (от Mg до Cu) разлагаются с образованием оксида металла, оксида азота (IV) и кислорода:



2) соли малоактивных металлов (правее Cu) разлагаются с образованием металла, оксида азота (IV) и кислорода:



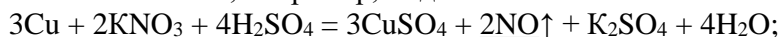
Нитрат аммония разлагается без твердого остатка:



Нитраты проявляют все свойства, характерные для класса солей.

Качественные реакции на нитрат-анион NO_3^- :

а) нитраты в растворе не проявляют окислительных способностей, но при подкислении раствора способны окислить, например, медь:



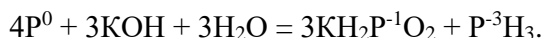
б) дифениламин $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ с анионом NO_3^- образует интенсивно-синее окрашивание.

Фосфор – это органогенный макроэлемент, входит в состав всех живых организмов (содержится в костях, мышцах, нервных тканях, в виде PO_4^{3-} входит в состав нуклеиновых кислот).

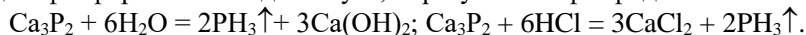
В организме основное количество фосфора содержится в костях ($\approx 85\%$), много фосфора в мышцах и нервной ткани. Вместе с кальцием, фтором и хлором фосфор формирует зубную эмаль.

Электронная конфигурация атома фосфора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. В своих соединениях фосфор способен проявлять валентность III (основное состояние) и валентность V (возбужденное состояние ... $3s^1 3p^3 3d^1$). Возможные степени окисления фосфора от -3 до $+5$. Наиболее устойчивы соединения, в которых атом фосфора имеет степень окисления $+5$. Электроотрицательность фосфора значительно ниже, чем у галогенов, кислорода, азота, поэтому неметаллические свойства у фосфора выражены слабее, чем у этих элементов, и восстановительная активность преобладает над окислительной.

В простом веществе атомы фосфора находятся в промежуточной степени окисления (0), поэтому фосфор способен проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства. Фосфор окисляется кислородом, галогенами, другими сильными окислителями, способен к реакциям диспропорционирования, например:



С водородом фосфор не взаимодействует, образуется из фосфидов:




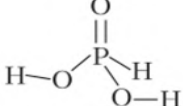
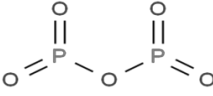
Фосфин PH_3 – бесцветный газ с характерным запахом гнилой рыбы, малорастворим в воде, но хорошо растворяется в органических растворителях, **очень ядовит**. Воспламеняется на воздухе.

Химическая активность фосфора значительно выше, чем у азота, он легко окисляется кислородом, галогенами и другими сильными окислителями.

Фосфор образует более 11 аллотропных модификаций, из которых основными являются белый, красный и черный фосфор. Наибольшее значение имеет **белый фосфор**, который в темноте светится, на воздухе воспламеняется. При длительном нагревании при $250\text{--}300^\circ\text{C}$ без доступа воздуха получают **красный фосфор**. **Черный фосфор** также получают из белого при нагревании до 200°C под высоким давлением. Черный фосфор похож на графит, имеет атомно-слоистую структуру, но является полупроводником в отличие от графита.

Краткая характеристика кислородных соединений фосфора представлена в таблице 6.

Кислородные соединения фосфора

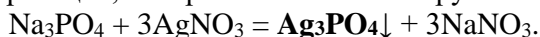
Соединение	Формула, название	Свойства
P_2O_3	Оксид фосфора (III) 	Белое кристаллическое вещество, обычная форма P_2O_3 имеет молекулярную решетку, образованную молекулами P_4O_6 . Это кислотный оксид: при взаимодействии с водой образуется фосфористая кислота $H_2[PO_3H]$
H_3PO_3	 Фосфористая кислота	Бесцветное кристаллическое вещество, легко растворимое в воде, образует соли – фосфиты , обладает как окислительными, так и восстановительными свойствами
P_2O_5	Оксид фосфора (V) 	Кислотный оксид. В нормальных условиях образует белые кристаллы. В парах состоит из молекул P_4O_{10} . Очень гигроскопичен (используется как осушитель газов и жидкостей). В воде могут образовываться мета-, орто- или пиродифосфорные кислоты
H_3PO_4	Ортофосфорная кислота 	Бесцветные гигроскопические кристаллы, смешивается с водой в любых соотношениях, устойчива, не проявляет окислительных свойств; образует три вида солей: средние (фосфаты) и кислые (гидро- и дигидрофосфаты)

Фосфористая кислота – двухосновная, образует два ряда солей: однозамещенные (NaH_2PO_3) и двухзамещенные (Na_2HPO_3). Большинство из них, кроме фосфитов щелочных металлов, труднорастворимы в воде. При прокаливании фосфиты распадаются на соответствующие фосфаты и производные фосфора низших степеней окисления вплоть до фосфина PH_3 . Фосфиты в водных растворах окисляются галогенами, солями ртути (например, $HgCl_2$) до фосфатов.

Растворимые в воде средние соли и фосфаты сильно гидролизуются. Большинство средних солей фосфорной кислоты в воде нерастворимы, кроме солей щелочных металлов и аммония. Двух- и однозамещенные фосфаты растворимы значительно лучше.

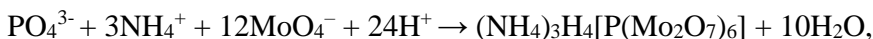
Качественные реакции на фосфат-анион PO_4^{3-} :

а) реакция (фармакопейная) образования желтого фосфата серебра – *качественная реакция на фосфат-ион*, реакция, которая позволяет обнаружить фосфат-ион в растворе:



Осадок растворяется в азотной кислоте, в концентрированном аммиаке;

б) **реакция с молибдатом аммония (фармакопейная)**. Ортофосфат-ионы при взаимодействии с молибдатом аммония $(NH_4)_2MoO_4$ в азотнокислой среде при нагревании образуют желтый кристаллический осадок комплексной аммонийной соли фосфоромолибденовой гетерополиокислоты – фосфоромолибдат аммония. Иногда эту реакцию описывают схемой:



по которой осадку приписывают состав кислой аммонийной соли фосфоромолибденовой гетерополиокислоты. Осадок фосфоромолибдата аммония растворяется в HNO_3 , в растворах щелочей и аммиака. Он также растворим в присутствии большого количества фосфат-ионов с образованием желтого раствора, поэтому реакцию проводят при избытке молибдата аммония, чтобы перевести в комплексную соль все фосфат-ионы. При недостатке молибдата аммония осадок не выделяется, но раствор сохраняет желтый цвет.

Биологическая роль *азота* связана с его вхождением в состав таких соединений, как аминокислоты, из которых состоят белки, белковые гормоны, моноуклеотиды, полинуклеотиды ДНК и РНК.

NO обладает широким спектром биологического действия, которое условно можно разделить на регуляторное, защитное и вредное.

В медицинской практике применяются:

1. Нашатырный спирт (25% раствор NH_3) – применяется как средство для возбуждения дыхательного центра при обморочных состояниях, угаре, опьянении. Раствор аммиака оказывает антимикробное действие и хорошо очищает кожу.

2. Нашатырь NH_4Cl – применяется внутрь при отеках сердечного происхождения, а также как отхаркивающее при бронхитах, пневмониях и т. д.

3. Оксид азота N_2O – физиологически активное соединение. Вдыхание малых доз вызывает опьяняющее действие, в больших дозах – потерю болевой чувствительности, благодаря чему находит применение в хирургической практике как анестезирующее средство в смеси с кислородом.

4. Нитрит натрия NaNO_2 применяется как сосудорасширяющее средство при стенокардии, а также при отравлении цианидами (внутривенно вводится 5 мл 1%-ного раствора NaNO_2).

5. Азотная кислота HNO_3 применяется наружно для прижигания и выведения бородавок и мозолей.

6. Органические эфиры: нитроглицерин, нитронол, эринит и др., вызывающие расширение кровеносных сосудов за счет воздействия на гладкую мускулатуру кровеносных сосудов и, вследствие этого, понижение артериального давления.

В организме *фосфор* встречается только в виде органических и неорганических фосфатов. Основным минеральным компонентом костной ткани является гидроксифосфат кальция (гидроксиапатит) $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. В поверхностных слоях костей образуется некоторое количество более растворимого аморфного фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Аденозинтрифосфат (АТФ) образуется в митохондриях клетки за счет энергии биологического окисления и функционирует в клетках как промежуточный продукт, обеспечивающий организм энергией, которая выделяется при гидролизе АТФ за счет разрыва макроэргической связи $\text{P}\sim\text{O}$. Фосфолипиды входят в состав клеточных мембран, нервной ткани.

В медицине применяются:

1. Фитин – органический препарат фосфора, содержащий смесь кальциевых и магниевых солей. Стимулирует кроветворение, усиливает рост и развитие костной ткани.

2. Кальция глицерофосфат – общеукрепляющее и тонизирующее средство.

3. Фосфэстрол (эфир фосфорной кислоты) – применяют при лечении рака предстательной железы.

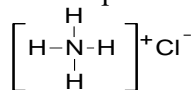
4. NaH_2PO_4 (натрия дигидрофосфат) – антацидное средство. Используют при отравлении кислотами. Входит в состав препарата «Уродан».

Задачи с решением

1. Укажите степень окисления и валентность азота в соединениях: NH_4Cl , NO_2 , N_2O_5 . Напишите графические формулы этих соединений.

Решение

а) NH_4Cl – степень окисления азота равна -3 , валентность IV:



б) NO_2 – степень окисления азота равна $+4$, валентность III:



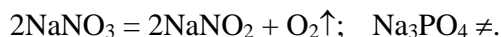
в) N_2O_5 – степень окисления азота $+5$, валентность IV:



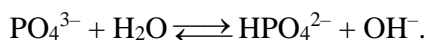
2. Как отличить фосфат натрия от нитрата натрия? Предложите несколько способов решения.

Решение.

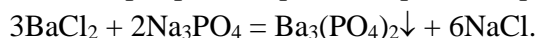
1-й способ. Нагреть оба вещества: так как нитраты термически неустойчивы, то нитрат натрия будет разлагаться с образованием кислорода, наличие которого можно доказать с помощью тлеющей лучинки, а фосфат натрия разлагаться не будет:



2-й способ. Растворить обе соли в воде и добавить фенолфталеин: нитрат натрия гидролизу подвергаться не будет (так как образован сильным основанием и сильной кислотой), реакция среды будет нейтральной, и окраска фенолфталеина не изменится; фосфат натрия в водном растворе подвергается гидролизу по аниону (так как образован сильным основанием и слабой кислотой), реакция среды щелочная, и фенолфталеин приобретет малиновую окраску:



3-й способ. Растворить оба вещества в воде и добавить раствор хлорида бария: нитрат натрия взаимодействовать с хлоридом бария не будет, так как не происходит связывания ионов, а при взаимодействии фосфата натрия с хлоридом бария выпадает осадок:



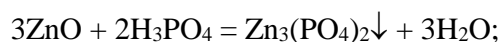
3. С какими из перечисленных веществ может вступить в реакцию ортофосфорная кислота: а) серебро; б) оксид цинка; в) хлорид бария; г) гидроксид кальция; д) оксид серы (VI)? Напишите ионные уравнения возможных реакций.

Решение.

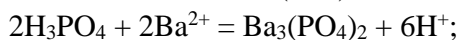
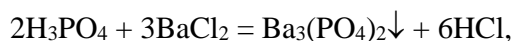
а) H_3PO_4 проявляет окислительные свойства за счет ионов H^+ , поэтому с металлами, расположенными в ряду напряжений после водорода, не взаимодействует: $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ag} \neq$.

Ортофосфорная кислота проявляет общие свойства кислот:

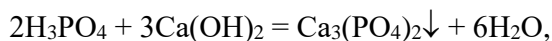
б) взаимодействует с амфотерными оксидами:



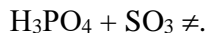
в) с солями:



г) с основаниями:



д) SO_3 – кислотный оксид, поэтому с H_3PO_4 не взаимодействует:

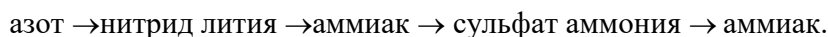


Задачи для самостоятельного решения

1. Сравните валентные возможности атомов азота и фосфора. Объясните, почему азот не проявляет высшей валентности, равной номеру группы.

2. Составьте электронные и электронографические формулы азота в степени окисления -3 и $+3$. В каких степенях окисления атом азота будет иметь электронное строение, аналогичное строению атомов гелия и неона? Какая электронная конфигурация соответствует атому фосфора в возбужденном состоянии?

3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



4. В аптеке для получения нашатырного спирта 336 л аммиака (н.у.) растворили в 800 г воды. Определите массовую долю аммиака в полученном растворе.

5. Аммиак объемом 4,48 л (н.у.) пропустили через 200 г 4,9%-ного раствора ортофосфорной кислоты. Какая соль образуется в результате реакции? Рассчитайте массовую долю этой соли в полученном растворе.

6. Какую экологическую угрозу несут оксиды азота? Предложите способ очистки воздуха от примесей оксида азота(II) и оксида азота(IV), образующихся в процессе некоторых химических производств. Напишите уравнения соответствующих реакций.

7. Сравните физические свойства и химическую активность белого и красного фосфора. Объясните причину различий.

8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

фосфор → оксид фосфора (V) → ортофосфорная кислота → фосфат натрия → гидрофосфат натрия → фосфат натрия.

9. Какую массу оксида фосфора (V) и воды нужно взять для приготовления 490 г 20%-ного раствора ортофосфорной кислоты?

10. Напишите уравнения реакций гидролиза следующих соединений: а) ортофосфата калия; б) гидроортофосфата калия; в) дигидроортофосфата калия. Определите реакцию среды в каждом случае.

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Атомы как азота, так и фосфора:

- а) в химических соединениях могут проявлять степени окисления от -3 до $+5$;
- б) проявляют в своих соединениях валентность от трех до пяти;
- в) проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства;
- г) в природе существуют в виде простых веществ.

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

2. Чему равны валентность и степень окисления фосфора в катионе фосфония?

1) 3 и $+3$; 2) 4 и -3 ; 3) 3 и -3 ; 4) 1 и $+3$.

3. Атом азота только со степенью окисления $+5$ входит в состав:

1) NH_4NO_3 ; 2) N_2O_4 ; 3) NH_4NO_2 ; 4) $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$.

4. Аммиак проявляет основные свойства благодаря тому, что является:

- а) донором протона;
- б) акцептором протона;
- в) акцептором неподеленной электронной пары;
- г) донором неподеленной электронной пары.

1) а, в; 2) б, г; 3) г; 4) а.

5. В каком веществе степень окисления и валентность азота равны по абсолютной величине?

- 1) Азот; 2) азотная кислота;
- 3) хлорид аммония; 4) аммиак.

6. Сумма коэффициентов перед окислителем и восстановителем в ОВ реакции



равна:

1) 14; 2) 16; 3) 6; 4) 7.

7. Оксид фосфора(V) взаимодействует с каждым из двух веществ:

1) H_2O , CaO ; 2) NaOH , CO ; 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, SO_2 ; 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, O_2 .

8. В схеме превращений $\text{N}_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$ веществом «X» является:

1) NH_4Cl ; 2) HNO_3 ; 3) NH_3 ; 4) NO_2 .

9. При разложении какого нитрата образуется два оксида и кислород?

1) NaNO_3 ; 2) NH_4NO_3 ; 3) AgNO_3 ; 4) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

10. Оксид фосфора (V) не взаимодействует с:

- 1) гидроксидом натрия; 2) оксидом кальция;
- 3) водой; 4) кислородом.

Тема 2.4. Главная подгруппа IV группы ПСЭ Д. И. Менделеева

Студент должен

знать: общую характеристику элементов IV группы главной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева, их биологическую роль; строение атомов; основные свойства углерода; важнейшие соединения углерода: оксид углерода (IV), оксид углерода (II), угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты; применение в медицине углерода и его соединений; качественные реакции на карбонат- и гидрокарбонат-анионы;

уметь: составлять электронные и электронографические формулы углерода, кремния; составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства углерода, кремния и их соединений, отличать карбонаты и гидрокарбонаты, решать задачи по данной теме, выделять главное в химических текстах;

владеть навыками: безопасной работы в химической лаборатории, работы с учебной литературой, ведения информационного поиска.

Учебно-целевые вопросы

1. Общая характеристика главной подгруппы IV группы.
2. Углерод, положение в ПСЭ, строение атома, молекулы, валентность и степени окисления. Аллотропные модификации углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерен. Строение, физические свойства.
3. Важнейшие соединения углерода:
 - а) оксид углерода (IV): валентность и степень окисления углерода, основные свойства, биологическая роль;
 - б) оксид углерода (II): валентность и степень окисления углерода, физические и химические свойства, биологическая роль.
 - в) угольная кислота: эмпирическая и графическая формулы, получение, химические свойства. Карбонаты и гидрокарбонаты – соли угольной кислоты. Биологическая роль.
4. Качественные реакции на карбонаты и гидрокарбонаты.
5. Применение в медицине углерода и его соединений.

Информационный блок

Главную подгруппу IV группы Периодической системы химических элементов (ПСЭ) Д. И. Менделеева образуют пять элементов: углерод, кремний, германий, олово и свинец.

На внешнем электронном слое атомы этих элементов имеют 4 электрона: ns^2np^2 . В подгруппе с ростом порядкового номера элемента увеличивается атомный радиус, уменьшается энергия ионизации и электроотрицательность атома, что означает ослабление неметаллических свойств и усиление металлических. Углерод и кремний являются неметаллами, германий сочетает в себе свойства металла и неметалла, олово и свинец относят к металлам.

Элементы этой подгруппы проявляют положительную и отрицательную степени окисления: -4, +2, +4.

В подгруппе углерода с возрастанием металлических свойств кислотные свойства оксидов и гидроксидов ослабевают, основные усиливаются.

Закономерно изменяются в подгруппе и окислительно-восстановительные свойства. Устойчивость соединений со степенью окисления +2 увеличивается от углерода к свинцу, со степенью окисления +4 – ослабевает. Поэтому CO и SnCl_2 , например, – сильные восстановители, а PbO_2 – сильный окислитель.

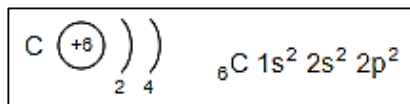
Высшие оксиды углерода и кремния (CO_2 , SiO_2) обладают кислотными свойствами, оксиды остальных элементов подгруппы – амфотерны (GeO_2 , SnO_2 , PbO_2).

Угольная и кремниевая кислоты (H_2CO_3 , H_2SiO_3) являются слабыми кислотами. Гидроксиды германия, олова и свинца амфотерны, проявляют слабые кислотные и основные свойства: $\text{H}_2\text{GeO}_3 \leftrightarrow \text{Ge}(\text{OH})_4$, $\text{H}_2\text{SnO}_3 \leftrightarrow \text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{H}_2\text{PbO}_3 \leftrightarrow \text{Pb}(\text{OH})_4$.

Водородные соединения: CH_4 ; SiH_4 , GeH_4 , SnH_4 , PbH_4 . Метан (CH_4) – прочное соединение, силан (SiH_4) – менее прочное соединение.

Углерод (лат. *Carboneum*) – главный органогенный элемент, составляет основу всех органических соединений (белки, жиры, углеводы, витамины, гормоны). Данный элемент – основа жизни. В организме человека его массовая доля равна 21%.

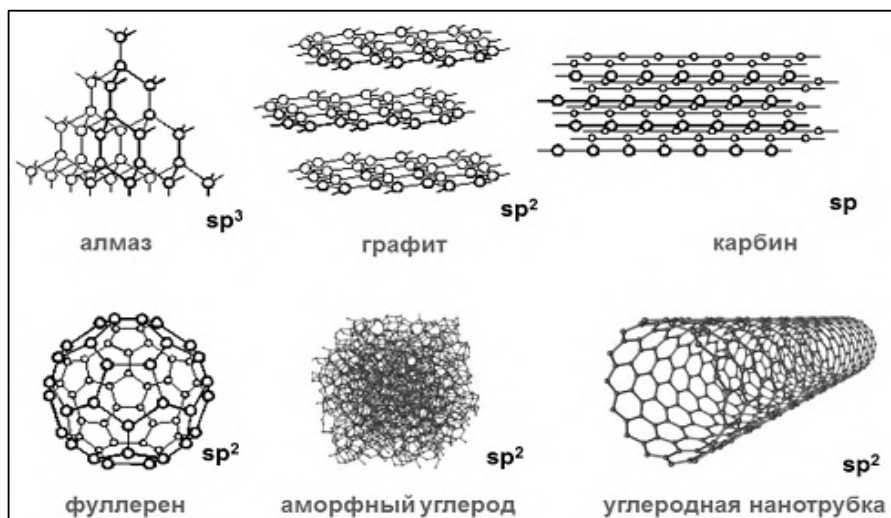
Электронное строение атома углерода:



В основном состоянии имеет валентность II, в возбужденном ($\dots 2s^1 2p^3$) – IV. Характерные степени окисления: -4 (CH_4), 0 (CH_2O), $+1$ (CH_3CONH_2), $+2$ (HCOOH), $+3$ (CH_3COOH), $+4$ (CO_2).

Это интересно! Число известных соединений углерода приближается к десяти миллионам. Это в несколько раз больше, чем число соединений всех остальных элементов вместе взятых. Не удивительно, что современная химия делится на 2 раздела: органическую химию (изучает только соединения углерода) и неорганическую химию (изучает всё остальное).

Свойства углерода. Углерод имеет несколько аллотропных форм. Основными аллотропными модификациями являются:



Алмаз – один из самых твердых материалов. Он плохо проводит тепло, является диэлектриком. Кристаллическая решетка алмаза представляет собой каркас из атомов углерода. Графит – мягкий, жирный на ощупь, имеет металлический блеск, проводит тепло и электричество. Все эти свойства обусловлены слоистой структурой графита. Атомы углерода в нем образуют плоские слои, построенные наподобие пчелиных сот. Алмаз и графит взаимопревращаемы. При сильном нагревании без доступа воздуха алмаз чернеет и превращается в графит. Графит можно превратить в алмаз при высокой температуре и большом давлении. Из мельчайших частиц графита состоят сажа, древесный уголь и кокс. Сажа образуется при неполном сгорании топлива. Древесный уголь получают при нагревании древесины без доступа воздуха, а кокс – переработкой каменного угля. Древесный уголь имеет пористое строение и обладает способностью поглощать газы и растворенные вещества своей поверхностью – такой процесс называется *адсорбцией*.

Карбин – мелкокристаллический порошок черного цвета, обладает полупроводниковыми свойствами. Карбин встречается в природе в виде минерала чаонита (белые прожилки и включения в графите) и получен искусственно.

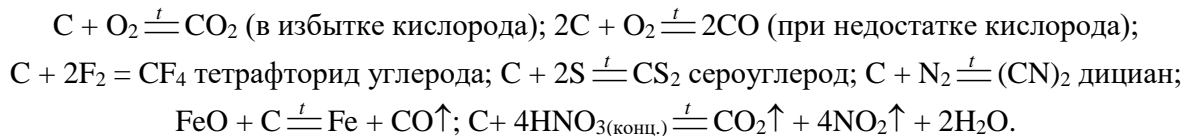
Углерод может существовать в аморфном виде, например кокс, сажа, древесный уголь, которые не являются его аллотропными модификациями.

Это интересно! В 2004 г. А. К. Гейм и К. С. Новоселов получили первые образцы пятой аллотропной модификации углерода – графена, представляющего собой однослойную двумерную угле-

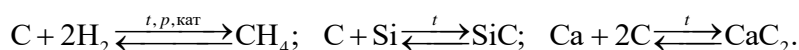
родную структуру, состоящую из правильных шестиугольников. Графен является основой фуллеренов и нанотрубок. За это открытие ученые были удостоены Нобелевской премии в 2011 г.

При комнатной температуре углерод во всех модификациях достаточно инертен. При нагревании легче всего вступает в реакции аморфный углерод (уголь, кокс, сажа), наиболее химически стоек алмаз. Углерод проявляет и восстановительные, и окислительные свойства. Восстановительные свойства наиболее характерны для углерода.

Восстановительные свойства углерод проявляет, например, в следующих реакциях:



При взаимодействии с водородом, кремнием, металлами углерод проявляет окислительные свойства:

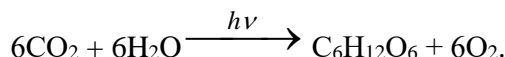


Важнейшие соединения углерода

Оксид углерода (IV), или двуокись углерода, CO_2 – бесцветный газ, не ядовит, не поддерживает реакций дыхания, горения (содержание в воздухе CO_2 более 10% смертельно опасно). Валентность углерода равна четырем. Степень окисления +4.

В природе углекислый газ образуется при дыхании и сгорании топлива, при гниении и тлении органических веществ, а поглощается растениями в процессе фотосинтеза. Он примерно в 1,5 раза тяжелее воздуха. Малорастворим в воде (при комнатной температуре в 1 объеме воды растворяется 0,88 объема CO_2). При охлаждении и повышенном давлении углекислый газ превращается в твердое вещество – «сухой лед», который способен из твердого состояния переходить сразу в газообразное.

Важнейшей биохимической реакцией с участием углекислого газа является фотосинтез:



CO_2 – типичный кислотный оксид, может проявлять окислительные свойства, например: $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t} 2\text{CO}$.

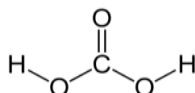
Оксид углерода (II), CO – газ без цвета и запаха, плохо растворим в воде, легче воздуха, несолеобразующий оксид. В молекуле CO атомы соединены между собой тройной связью: две связи образованы по обменному механизму, а одна – по донорно-акцепторному (кислород – донор, углерод – акцептор). Поэтому молекула CO очень прочная и химически малоактивна (по строению напоминает азот).

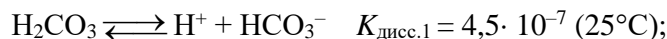
CO – немалеобразующий оксид, сильный восстановитель, восстанавливает металлы из их оксидов: $\text{CuO} + \text{CO} \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{CO}_2$, взаимодействует с хлором, образуя ядовитый фосген: $\text{CO} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t, C_{\text{акт.}}} \text{COCl}_2$ (фосген), реагирует с щелочами:



CO – активный лиганд, образует с железом гемоглобина прочное соединение (карбоксигемоглобин) и препятствует переносу кислорода. Смертельные концентрации CO составляют 2 мг/л при 60-минутной и 5 мг/л – при 5-минутной экспозиции.

Угольная кислота H_2CO_3 – это слабая двухосновная кислота, существует только в водных растворах, диссоциирует ступенчато, с образованием гидрокарбонат- и карбонат-анионов:





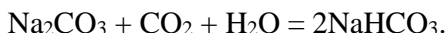
Угольная кислота термически неустойчива, даже при слабом нагревании распадается на CO_2 и H_2O . Угольная кислота образует два ряда солей: кислые – гидрокарбонаты и средние – карбонаты. Хотя сама угольная кислота неустойчива, ее соли вполне устойчивы.

Получение солей угольной кислоты

1. Пропускание углекислого газа через растворы щелочей или аммиака:



сначала образуются карбонаты, а затем, при дальнейшем пропускании CO_2 , гидрокарбонаты:



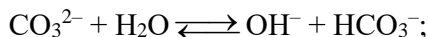
2. По обменной реакции с другими солями или щелочью:



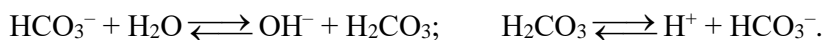
(реакции протекают, если исходные вещества растворимы в воде, и в результате реакции образуется осадок).

Растворимость карбонатов и гидрокарбонатов различна. Карбонаты щелочных металлов и аммония хорошо растворимы в воде, карбонаты щелочноземельных и других металлов нерастворимы в воде. Гидрокарбонаты малорастворимы в холодной воде.

Растворимые в воде карбонаты, как соли слабой кислоты, подвергаются гидролизу по аниону, реакция среды сильнощелочная ($\text{pH} > 7$):

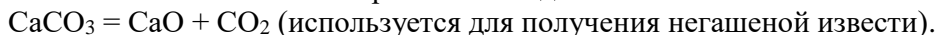


водные растворы гидрокарбонатов дают слабощелочную среду, так как образующаяся H_2CO_3 частично диссоциирует, понижая щелочность раствора:



Карбонаты щелочных металлов термически устойчивы (плавятся без разложения).

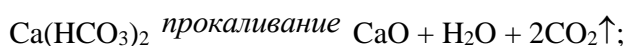
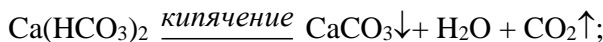
Карбонаты остальных металлов разлагаются до плавления:



Легко разлагаются соли аммония (без образования твердого остатка):



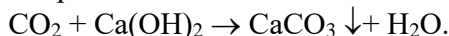
Гидрокарбонаты при нагревании переходят в карбонаты, оксиды, гидроксиды:



Качественная реакция на карбонат-ион:



Чтобы убедиться, что выделяющийся газ – CO_2 , его пропускают через известковую воду, которая мутнеет за счет образования осадка CaCO_3 :



При пропускании избытка CO_2 , выпавший осадок CaCO_3 растворяется:



Последние две реакции рассматривают как качественные на углекислый газ.

В организме гидрокарбонаты выполняют важную физиологическую роль, являясь буферными веществами, регулирующими постоянство реакции (pH) крови.

Карбонаты кальция являются компонентами желчных камней, кальцинатов в мягких тканях (нарушение гетерогенного равновесия).

Применение в медицине

Активированный уголь относится к сильным адсорбентам природного происхождения. В медицинской практике активированный уголь применяется при лечении нарушений работы ЖКТ, диареи, метеоризма, пищевых интоксикациях, отравлениях алколоидами и солями тяжелых металлов. Адсорбирующее действие также способствует выведению токсинов, газов, органических соединений (без влияния на кислоты и щелочи). Активированный уголь помогает в борьбе с аллергией и некоторыми тяжелыми заболеваниями: гастритом, колитом, тифом, дизентерией и холерой. Снижает кислотность желудочного сока. Активированный уголь назначают для лечения хронической почечной недостаточности, цирроза печени и бронхиальной астмы, при повреждениях костей, для предотвращения инфекционным, гнойным и легочным осложнениям.

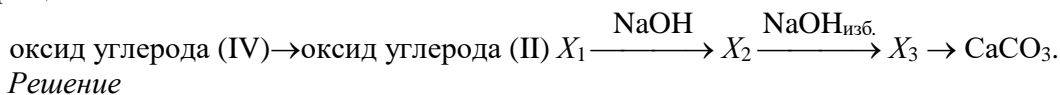
Муравьиная кислота (НСООН) обладает антисептическими свойствами, ее раствор применяют наружно для растираний при миозитах и невралгиях. Формалин в виде 35–37%-ного раствора формальдегида (НСНО) используют как дезинфицирующее средство.

Гидрокарбонат натрия, NaHCO_3 (питьевая сода), применяют при повышенной кислотности желудочного сока, при заболеваниях, сопровождающихся ацидозом (диабет, инфекции), в качестве отхаркивающего средства: $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

Это интересно! Кровь при контакте с карбином (аллотропная модификация углерода) не образует сгустков – тромбов, поэтому волокно с покрытием из карбина стали применять при изготовлении неотторгаемых организмом кровеносных сосудов. На рубеже 1970–1980-х гг. английским химикам удалось получить ткань из активированного угля. С помощью повязок из такой ткани из крови удаляли избыток медикаментов, токсины и другие продукты жизнедеятельности микроорганизмов.

Задачи с решением

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Решение

- 1) $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO};$
- 2) $\text{CO} + \text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu} + \text{CO}_2 \uparrow;$
- 3) $\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3;$
- 4) $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O};$
- 5) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}.$

Неизвестными веществами являются: $X_1 - \text{CO}_2$; $X_2 - \text{NaHCO}_3$; $X_3 - \text{Na}_2\text{CO}_3$.

2. 400 г смеси гидрокарбоната и карбоната натрия нагрели до постоянной массы, которая оказалась равной 276 г. Определите массовые доли карбоната и гидрокарбоната натрия в исходной смеси.

Решение.

1. Составим уравнения реакций:



$\text{Na}_2\text{CO}_3 \neq$ не разлагается.

2. После прокаливании сухой остаток состоит только из карбоната натрия. Потеря массы при прокаливании составит: $400 \text{ г} - 276 \text{ г} = 124 \text{ г}$. Это масса выделившихся воды и углекислого газа по уравнению (1).

3. Обозначим $n(\text{NaHCO}_3) = x$ моль, тогда

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,5x; n(\text{CO}_2) = 0,5x.$$

4. Составим и решим уравнение:

$$m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CO}_2) = 124;$$

$$9x + 22x = 124; 31x = 124; x = 4.$$

Следовательно, $n(\text{NaHCO}_3) = 4$ моль.

5. Рассчитаем массу гидрокарбоната натрия:

$$m(\text{NaHCO}_3) = n(\text{NaHCO}_3) \cdot M(\text{NaHCO}_3) = 4 \text{ моль} \cdot 84 \text{ г/моль} = 336 \text{ г}.$$

6. Рассчитаем массовые доли солей в исходной смеси:

$$\omega(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{смеси})} \cdot 100\%; \quad \omega(\text{NaHCO}_3) = \frac{336 \text{ г} \cdot 100\%}{400 \text{ г}} = 84\%;$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 100 - 84 = 16\%.$$

Ответ: 84% NaHCO_3 ; 16% Na_2CO_3 .

3. Какой максимальный объем углекислого газа (при н.у.) может быть поглощен раствором, полученным при взаимодействии 2,3 г натрия с 100 г воды?

Решение

1. Составим уравнения происходящих реакций:



2. Найдем количество вещества натрия:

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})}; \quad n(\text{Na}) = \frac{2,3 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

3. Найдем количество вещества гидроксида натрия по (1):

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{Na}) = 0,1 \text{ моль}.$$

4. Найдем количество вещества углекислого газа. Так как по условию задачи требуется рассчитать *максимальный* объем углекислого газа, то реакция протекает по уравнению (2):

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

5. Рассчитаем объем углекислого газа:

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m; \quad V(\text{CO}_2) = 0,1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 2,24 \text{ л}.$$

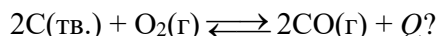
Ответ: 2,24 л CO_2 .

Задачи для самостоятельного решения

1. Составьте электронные и электроннографические формулы углерода в степенях окисления -4 , $+2$, $+4$. Приведите примеры соединений углерода с указанными степенями окисления.

2. Сравните физические свойства аллотропных модификаций углерода. Объясните причины различий.

3. В какую сторону сместится равновесие в системе



а) при повышении температуры;

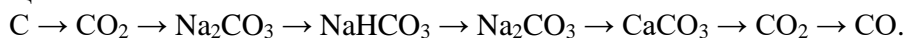
б) при уменьшении концентрации оксида углерода (II);

в) при уменьшении давления;

г) при увеличении концентрации кислорода?

4. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом электронного баланса: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow$; $\text{C} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow$; $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



6. Для полоскания горла применяют раствор пищевой соды. Напишите реакцию гидролиза гидрокарбоната натрия и охарактеризуйте ее с точки зрения протолитической теории.

7. Почему при смешивании растворов карбоната калия и хлорида железа (III) выделяется оксид углерода (IV)? Для объяснения напишите уравнение соответствующей реакции.

8. При укусах муравьев, при соприкосновении с крапивой на коже возникает чувство жжения за счет действия муравьиной кислоты. Какая масса муравьиной кислоты может быть нейтрализована с помощью 10 мл 2%-ного раствора NaHCO_3 , плотность которого равна 1,013 г/мл?

9. Через суспензию, содержащую 7,4 г гашеной извести, пропустили 8 л газовой смеси, содержащей 39,2% углекислого газа. Рассчитайте массу образовавшегося осадка после полного поглощения углекислого газа.

10. Какой процесс называется адсорбцией? Как получают и где применяют активированный уголь? Чем обусловлена его высокая адсорбционная способность? Составьте краткое сообщение с презентацией.

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Электронная конфигурация атома углерода в возбужденном состоянии:
1) $1s^2 2s^1 2p^6$; 2) $1s^2 2s^2 2p^2$; 3) $1s^2 2s^1 2p^3$; 4) $1s^2 2s^0 2p^4$.
2. Верны ли следующие суждения о свойствах углерода?
А. При обычной температуре углерод инертен.
Б. При нагревании углерод является сильным восстановителем.
1) верно только А; 2) верно только Б;
3) верны оба суждения; 4) оба суждения неверны.
3. В схеме превращений $\text{CO}_2 \rightarrow X \rightarrow \text{CaO}$ веществом X является:
1) H_2CO_3 ; 2) CaC_2 ; 3) CO ; 4) CaCO_3 .
4. Суммы коэффициентов в полном и сокращенном ионных уравнениях реакции между карбонатом натрия и соляной кислотой равны:
1) 12 и 4; 2) 13 и 5; 3) 10 и 2; 4) 10 и 3.
5. При взаимодействии 1 моль NaOH и 1 моль CO_2 образуется
1) карбонат натрия; 2) гидрокарбонат натрия;
3) оксид натрия; 4) пероксид натрия.
6. Оксид кремния (IV) взаимодействует с каждым из трех веществ:
1) NaOH , H_2CO_3 , CaCO_3 ; 2) NaOH , CaO , BaO ;
3) H_2O , HCl , NH_3 ; 4) NaCl , CO_2 , CuSO_4 .
7. Кристаллическая решетка алмаза:
1) атомная; 2) молекулярная;
3) ионная; 4) металлическая.
8. С углеродом могут взаимодействовать:
а) ортофосфорная кислота;
б) гидроксид кальция;
в) оксид углерода (IV);
г) кислород;
д) хлороводород;
е) оксид железа (III).
1) все; 2) в, г, е; 3) а, б, в; 4) г, д, е.
9. Найдите соответствие между химическими и техническими названиями соединений углерода:
а) мел; 1) гидрокарбонат натрия;
б) поташ; 2) карбонат кальция;
в) кальцинированная сода; 3) карбонат калия;
г) питьевая сода. 4) карбонат натрия.

10. Верны ли следующие утверждения о свойствах монооксида углерода?

а) Газ без цвета и запаха, мало растворим в воде, токсичен;

б) является сильным восстановителем.

1) верно только а;

2) верно только б;

3) верны оба утверждения;

4) оба утверждения неверны.

Тема 2.5. Главная подгруппа III группы ПСЭ Д. И. Менделеева

Студент должен

знать: общую характеристику элементов III группы главной подгруппы ПСЭ Д. И. Менделеева; электронное строение атомов бора, алюминия, валентные возможности; свойства важнейших соединений бора (оксид бора, борная кислота, тетраборат натрия), алюминия (оксид алюминия и гидроксида алюминия, их амфотерность); биологическую роль, применение в медицине соединений бора и алюминия; качественные реакции на борат-, тетраборат-анионы и катион алюминия;

уметь: составлять электронные и электронографические формулы бора, алюминия; составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства бора, алюминия и их соединений, решать задачи по данной теме, выделять главное в химических текстах; выполнять качественные реакции на борат-, тетраборат-анионы и катион алюминия;

владеть навыками: безопасной работы в химической лаборатории, работы с учебной литературой.

Учебно-целевые вопросы

1. Общая характеристика элементов главной подгруппы III группы на основе их положения в ПСЭ и строения атома.

2. Электронные, электронографические формулы атомов бора, алюминия, валентные возможности.

3. Краткая характеристика свойств соединений бора: оксид бора, борная кислота, тетраборат натрия.

4. С помощью уравнений химических реакций докажете амфотерность оксида и гидроксида алюминия.

5. Какова биологическая роль бора и алюминия, области применения в медицине соединений бора и алюминия?

6. Приведите качественные реакции на борат-, тетраборат-анионы и катион алюминия.

Информационный блок

III-A группу элементов ПСЭ образуют элементы бор В, алюминий Al, галлий Ga, индий In, таллий Tl. Все элементы этой группы, за исключением бора, являются металлами, относятся к семейству *p*-элементов.

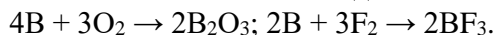
На внешнем энергетическом уровне в атомах этих элементов содержится по три электрона – два на *s*- и один на *p*-подуровне, следовательно, электронная конфигурация внешнего уровня ns^2np^1 . Для В, Al наиболее характерна степень окисления +3, валентность – III.

Элементы главной подгруппы III группы образуют: а) оксиды состава R_2O_3 : B_2O_3 – кислотный, Al_2O_3 , Ga_2O_3 и In_2O_3 – амфотерные; б) гидроксиды: H_3BO_3 – кислотный, $Al(OH)_3$, $Ga(OH)_3$ и $In(OH)_3$ – амфотерные.

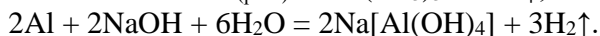
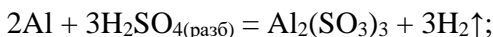
Среди свойств бора и алюминия как простых веществ следует отметить, что бор имеет две модификации: кристаллическую и аморфную. В аморфном состоянии представляет собой темный порошок, не взаимодействующий с кислородом, водой, кислотами и щелочами. Кристаллический бор серовато-черного цвета, отличается тугоплавкостью и хрупкостью.

Бор обладает самым высоким ионизационным потенциалом, поэтому не образует простых катионов B^{+3} . У алюминия атомный радиус больше, потенциал ионизации меньше, восстановительные свойства выше.

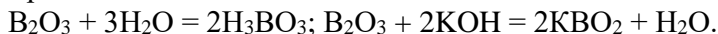
Бор обладает окислительно-восстановительной двойственностью:



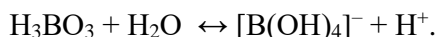
Алюминий – самый распространенный в природе серебристо-белый металл, очень пластичен, имеет высокую электро- и теплопроводность. Алюминий легко окисляется с образованием защитной пленки оксида, легко взаимодействует с растворами кислот и щелочей:



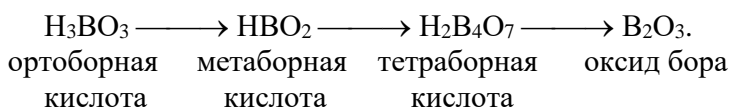
Оксид бора, B_2O_3 – белое кристаллическое вещество, плавящееся при 450°C и переходящее при охлаждении в белую стеклообразную массу. В природе в свободном состоянии не встречается. Оксид бора хорошо растворяется в воде, образуя борную кислоту, а с щелочами – соли борной кислоты:



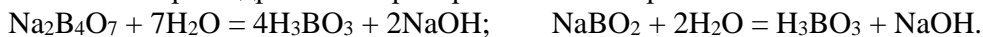
H_3BO_3 – ортоборная кислота, хорошо растворима в воде, а также в некоторых органических растворителях, белое кристаллическое вещество, которое легко расслаивается на очень тонкие перламутровые чешуйки. Очень слабый электролит ($\text{p}K_a = 7,3 \cdot 10^{-10}$); в водных растворах ведет себя как одноосновная кислота за счет образования гидроксокомплекса:



Процесс обезвоживания H_3BO_3 проходит через следующие стадии:



В разбавленном водном растворе существует только одна кислота H_3BO_3 . Все другие кислоты превращаются в нее, присоединяя воду. Это обстоятельство объясняет образование борной кислоты при гидролизе тетраборатов и метаборатов:

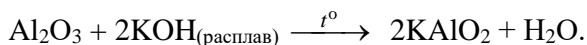


тетраборат

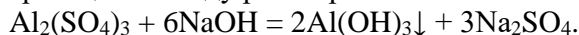
метаборат

Соответственно, при нейтрализации H_3BO_3 не образуются ортобораты, а получают тетрабораты, метабораты или соли других полиборных кислот. Невозможность получения ортоборатов даже с активными металлами объясняется очень малой диссоциацией H_3BO_3 , приводящей к практически полному гидролизу ее солей.

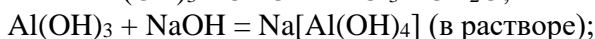
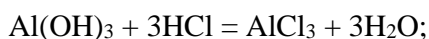
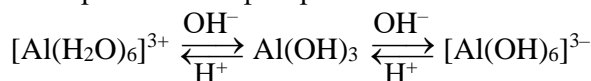
Оксид алюминия, Al_2O_3 – кристаллическое тугоплавкое вещество белого цвета. Это типичный амфотерный оксид, который растворяется и в щелочах, и в кислотах. При сплавлении со щелочами образует безводный метаалюминат калия KAlO_2 :



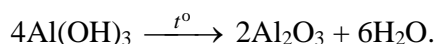
Гидроксид алюминия, $\text{Al}(\text{OH})_3$ – вещество белого цвета, нерастворимое в воде. Получают его обменной реакцией между растворимой солью алюминия и щелочью:



Гидроксид алюминия проявляет амфотерные свойства:



При нагревании гидроксид алюминия разлагается:



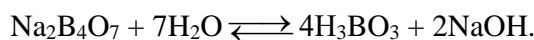
Биологическая роль бора. Бор относится к группе микроэлементов. В организм человека бор поступает с пищей. Соединения бора, находящиеся в пищевых продуктах (борат натрия и борная кислота), быстро всасываются ЖКТ. Усвоение бора организмом очень велико и составляет более 90%.

Среднесуточная потребность человека в боре составляет 1–2 мг. В организме взрослого человека содержится около 20 мг бора, он концентрируется главным образом в легких (0,34 мг), щитовидной железе (0,30 мг), селезенке (0,26 мг) и других органах.

Биологическая роль бора недостаточно изучена. Установлено, что бор взаимодействует с рядом биологически активных соединений (ферментами, витаминами, гормонами). Под влиянием боратов инактивируются витамины B₂ и B₁₂, угнетается окисление адреналина. Смертельная доза борной кислоты или тетрабората натрия для взрослого человека составляет 15–30 г.

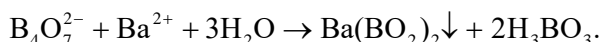
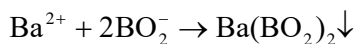
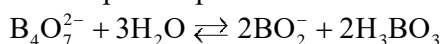
В медицине с давних времен применяют соединения бора, такие как борная кислота, бура в качестве мягкого антисептического средства для наружного применения.

Декагидрат тетрабората натрия Na₂B₄O₇·10H₂O (бура) – наружное антисептическое средство, за счет образующейся при гидролизе борной кислоты:



Известно, что соединения бора обладают противовоспалительным, гиполипидемическим и противоопухолевым действием. Препараты бора оказывают лечебный эффект при остеопорозе, артритах и костном флюорозе. Бура назначается при начальных стадиях развития эпилепсии. В настоящее время известно, что бор особенно необходим для растений, в частности из-за активного участия этого биоэлемента в синтезе биофлавоноидов.

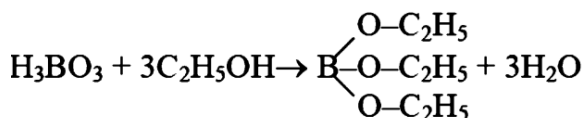
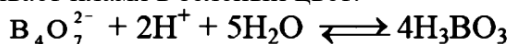
Аналитические реакции тетраборат-иона B₄O₇²⁻. Действие группового реагента хлорида бария – BaCl₂. Хлорид бария с раствором тетрабората натрия образует белый кристаллический осадок метабората бария:



Образующийся осадок растворим в уксусной и минеральных кислотах.

Проба окрашивания пламени сложными эфирами борной кислоты (фармакопейная).

В присутствии серной кислоты и этилового спирта борат-ионы образуют борный эфир, который окрашивает пламя в зеленый цвет:



Биологическая роль алюминия в организме достаточно важна, он входит в состав множества биомолекул, образуя прочные связи с атомами кислорода или азота.

Алюминий – микроэлемент. Его содержание в организме 30–50 мг на 70 кг веса. Больше всего алюминия содержится в легких, печени, головном мозге (особенно в сосудистых сплетениях и оболочках мозга). С возрастом содержание этого элемента в легких и головном мозге увеличивается. Алюминий является постоянной составной частью клеток, где преимущественно находится в виде иона Al³⁺. Он участвует в образовании фосфатных и белковых комплексов, в процессах регенерации костной, соединительной и эпителиальной ткани, оказывает, в зависимости от концентрации, тормозящее или активирующее действие на пищеварительные ферменты, способен влиять на функцию околотитовидных желез, его присутствие в том или ином виде обнаружено практически во всех органах человека.

В то же время избыток алюминия опасен для здоровья человека. В настоящее время доказано нейротоксическое действие алюминия. Избыток алюминия в организме тормозит синтез гемоглобина за счет образования комплексов алюминия с ферментами процесса кроветворения.

В медицине используются адсорбирующие, обволакивающие, антацидные, защитные и обезболивающие свойства препаратов, содержащих алюминий. Силикат алюминия (белая глина, каолин) и жженые квасцы применяют наружно, как правило, в виде присыпок, мазей и паст при лечении кожных заболеваний. Гидроксид алюминия используют внутрь как антацидное средство при язвенной болезни желудка двенадцатиперстной кишки, острых и хронических гастритах и пищевых отравлениях. Гидроксид алюминия вместе с оксидом магния входит в состав комбинированного препарата «Альмагель» и ряда других подобных лекарств, применяемых в качестве обволакивающего средства. Фосфат алюминия обладает противоязвенным, адсорбирующим, обволакивающим действием, снижает кислотность желудочного сока. Алюмо-калиевые квасцы $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ (сульфат калия-алюминия) употребляются для ингаляций, полосканий, примочек, в виде карандашей для прижиганий, как кровоостанавливающее средство при порезах. 8%-ный раствор гидроксокарбоната алюминия $AlOHCO_3$ применяется при ушибах.

Качественные реакции на ион алюминия Al^{+3} .

1. Раствор аммиака NH_4OH с ионом Al^{+3} образует белый студенистый осадок $Al(OH)_3$, нерастворимый в солях аммония:



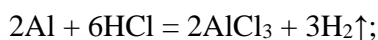
2. Ализарин (1,2-диоксиантрахинон) образует с $Al(OH)_3$ малорастворимое внутрикомплексное соединение ярко-красного цвета – «алюминиевый лак».

Задачи с решением

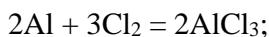
1. Напишите уравнения реакций, в ходе которых металлический алюминий восстанавливает: а) ионы водорода; б) молекулы какого-либо галогена; в) молекулы воды; г) нитрат-ионы в кислой среде; д) нитрат-ионы в щелочной среде.

Решение.

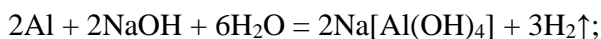
а) алюминий восстанавливает ионы водорода в растворах кислот (кроме азотной):



б) алюминий восстанавливает галогены до галогенидов, например:



в) в щелочной среде алюминий способен восстанавливать воду до свободного водорода:



г) взаимодействуя с разбавленной азотной кислотой, алюминий восстанавливает нитрат-ионы до оксида азота (II):



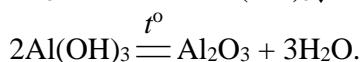
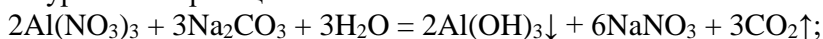
д) в щелочной среде алюминий восстанавливает нитрат-ионы до аммиака:



2. При сливании 250 г 10,25%-ного раствора нитрата алюминия и 200 мл 0,75 М раствора карбоната натрия образовался осадок, который отфильтровали и прокалили. Определите массу твердого осадка.

Решение

1. Запишем уравнения реакций:



2. Определим массу и количество вещества нитрата алюминия в растворе:

$$m(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = w(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) \cdot m_{\text{раствора}}; \quad m(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 250 \text{ г} \cdot 0,1025 = 25,625 \text{ г};$$

$$n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = \frac{m(\text{Al}(\text{NO}_3)_3)}{M(\text{Al}(\text{NO}_3)_3)}; \quad n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = \frac{25,625 \text{ г}}{213 \text{ г/моль}} = 0,12 \text{ моль}.$$

3. Определим количество вещества карбоната натрия в растворе:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = V_{\text{раствора}} \cdot C(\text{Na}_2\text{CO}_3); \quad n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,2 \text{ л} \cdot 0,75 \text{ моль/л} = 0,15 \text{ моль}.$$

4. Определим, какая соль находится в избытке.

По уравнению $n(\text{Na}_2\text{CO}_3):n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 3:2$, а по условию задачи $n(\text{Na}_2\text{CO}_3):n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 0,15:0,12 = 2,5:2$; следовательно, Na_2CO_3 находится в недостатке, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – в избытке.

5. Определим количество вещества гидроксида алюминия:

$$n(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{2 \cdot n(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{3} = \frac{2 \cdot 0,15 \text{ моль}}{3} = 0,1 \text{ моль}.$$

6. Определим количество вещества и массу оксида алюминия:

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{Al}(\text{OH})_3); \quad n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль};$$

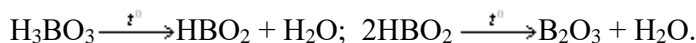
$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3); \quad m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,05 \text{ моль} \cdot 102 \text{ г/моль} = 5,1 \text{ г}.$$

Ответ: 5,1 г.

3. Какие изменения претерпевает ортоборная кислота при нагревании? Написать уравнения соответствующих реакций.

Решение

При нагревании до $107,5^\circ\text{C}$ ортоборная кислота H_3BO_3 начинает терять воду и переходит в метaborную кислоту HBO_2 , которая при дальнейшем нагревании переходит в оксид бора B_2O_3 :



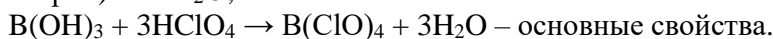
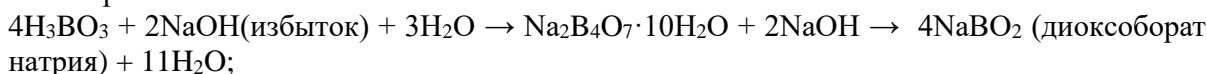
4. Каковы особенности ортоборной кислоты?

Решение

Ортоборная – слабая кислота, ее соли легко гидролизуются. Она обладает некоторой амфотерностью:



$4\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – бура, но могут образовываться и другие полиборные соли.



Задачи для самостоятельного решения

1. В чем состоят различия в свойствах бора и алюминия как простых веществ? Поясните.

2. В чем сходство и различие оксидов и гидроксидов алюминия и бора?

3. Какие вещества образуются при постепенном прокаливании ортоборной кислоты? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Какие вещества образуются при взаимодействии растворов: а) H_3BO_3 и NaOH ; б) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и HCl ; в) $\text{B} + 3\text{HNO}_3(\text{конц.})$? Напишите уравнения реакций.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{HBO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{B}$.

6. Какой объем 20%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,22 \text{ г/мл}$) пойдет на нейтрализацию 3,1 г ортоборной кислоты? Сколько граммов соли при этом образуется?

7. Составьте электронные и электронно-графические формулы атома Al и иона Al^{3+} .

8. Какие продукты реакций образуются при взаимодействии алюминия с растворами кислот: а) соляной; б) серной (разбавленной и концентрированной при нагревании); в) азотной (разбавленной и концентрированной при нагревании). Составьте уравнения реакций. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

9. На 10,4 г смеси алюминия и оксида алюминия подействовали раствором гидроксида натрия. Выделившийся газ сожгли и получили 7,2 г воды. Определите массовые доли компонентов исходной смеси.

10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$.

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. На чем основано антисептическое действие тетрабората натрия?

- 1) На окислительных свойствах;
- 2) способности гидролизаться с образованием борной кислоты;
- 3) на восстановительных свойствах;
- 4) на ОВ-двойственности.

2. На чем основано антисептическое действие ортоборной кислоты?

- а) Легко отщепляет протоны;
 - б) присоединяет OH^- -ионы;
 - в) является сильной кислотой;
 - г) легко растворяется в липидах мембран бактерий.
- 1) а, б, в, г; 2) а, в; 3) а, г; 4) б, г.

3. Выберите правильное утверждение.

- А. Бор – неметалл, относится к семейству *p*-элементов.
Б. Среднесуточная потребность человека в боре составляет 1–2 мг.
- 1) верно только А; 2) верно только Б;
3) верны оба утверждения; 4) оба утверждения неверны.

4. Выберите верное утверждение.

- А. Электронная формула атома бора $1s^2 2s^2 2p^1$.
Б. Характерная степень окисления +3.
- 1) верно только А; 2) верно только Б;
3) верны оба утверждения; 4) оба утверждения верны.

5. Алюминий в организме человека влияет на: а) развитие эпителиальной и соединительной тканей; б) ферментативные процессы, замещая ионы Mg^{2+} и Ca^{2+} ; в) обмен фосфора.

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

6. В каких процессах участвует микроэлемент Al?

а) В обмене фосфора; б) замещает ионы кальция и магния в их комплексах с ферментами; в) в формировании эпителиальной и соединительной тканей; г) в реакциях переноса аминогруппы.

- 1) во всех; 2) а, б; 3) в, г; 4) б, в, г.

7. Гидроксид алюминия реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) HCl и Fe ; 2) CO и H_2S ; 3) $NaCl$ и NH_3 ; 4) $NaOH$ и HNO_3 .

8. В цепочке превращений $AlCl_3 \xrightarrow{X} Al(OH)_3 \xrightarrow{Y} AlCl_3$ веществами X и Y соответственно являются:

- 1) H_2O и $NaCl$; 2) H_2O и HCl ; 3) $NaOH$ и HCl ; 4) KOH и KCl .

9. Выберите правильный ответ.

Гидроксид алюминия:

а) амфотерный; б) основной; в) не растворим в воде; г) в желудке образует гель, нейтрализующий H^+ -ионы; д) растворим в воде; е) полимеризуется.

- 1) все; 2) а, г, д; 3) а, в; 4) а, в, г, е.

10. Какое утверждение является *неверным*?

- 1) Силикат алюминия применяется в качестве наружного лекарственного средства;
- 2) бор химически активен;
- 3) соли алюминия и сильных кислот легко гидролизуются;
- 4) гидроксид алюминия входит в состав препарата «Альмагель».

Тема 2.6. Главная подгруппа II и I групп ПСЭ Д. И. Менделеева

Студент должен

знать: общую характеристику металлов II и I групп главной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева; свойства соединений магния и кальция, натрия, калия – оксидов, гидроксидов, сульфатов, карбонатов; качественные реакции на катионы кальция и магния, бария, натрия, калия; биологическую роль магния и кальция, натрия, калия, применение в медицине, фармации соединений магния, кальция, бария, натрия, калия;

уметь: составлять электронные и электронографические формулы магния и кальция, натрия, калия; составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства магния и кальция, натрия, калия и их соединений, решать задачи по данной теме, выделять главное в химических текстах; выполнять качественные реакции на катионы кальция и магния, бария, натрия, калия;

владеть навыками: безопасной работы в химической лаборатории, работы с учебной литературой.

Учебно-целевые вопросы

1. Общая характеристика а) щелочных металлов; б) элементов II-A группы на основе их положения в ПСЭ и строения атома.
2. Физические и химические свойства а) натрия и калия; б) кальция и магния.
3. Важнейшие соединения а) натрия и калия; б) кальция и магния: оксиды, гидроксиды, соли сульфаты карбонаты; их важнейшие свойства.
4. Биологическая роль а) натрия и калия; б) кальция и магния.
5. Примеры применения соединений натрия и калия, кальция, магния и бария в медицине.
6. Качественные реакции на катионы кальция и магния, бария, натрия, калия.

Информационный блок

s-элементы I группы ПСЭ: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr – это щелочные металлы.

В обычных условиях щелочные металлы – твердые вещества с металлическим блеском на свежем срезе, который быстро тускнеет вследствие окисления, легкие, легкоплавкие, довольно мягкие: калий и натрий легко режутся ножом. Поверхность всех щелочных металлов покрыта пленкой: у лития она тонкая, плотная, черного цвета, у натрия – толстая, светло-серого оттенка, у калия – темно-серая с зеленовато-фиолетовым отливом. Пленки пористые, рыхлые, они не защищают металл от дальнейшего окисления.

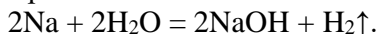
Металлы I-A группы – сильные восстановители, на внешнем энергетическом уровне элементов I-A группы находится один s-электрон (ns^1), они легко отдают его и проявляют в соединениях степень окисления +1.

В соединениях щелочных металлов преобладает *ионный характер связи*. Оксиды (Me_2O) и гидроксиды ($MeOH$) этих элементов обладают ярко выраженными основными свойствами.

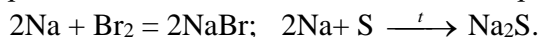
Натрий и калий проявляют типичные металлические свойства и чрезвычайно химически активны. Хранить щелочные металлы необходимо под слоем бензина, керосина или силикона, чтобы исключить контакт воздуха и воды с поверхностью металла.

Натрий и калий на воздухе легко окисляются с образованием пероксидов, надпероксидов: $2Na + O_2 = Na_2O_2$ (основной продукт, Na_2O – побочный); $K + O_2 = KO_2$.

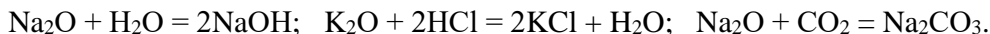
Реагируют очень бурно с водой, реакция идет с выделением водорода, который может самовоспламениться или взорваться:



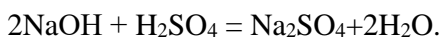
Взаимодействуют практически со всеми неметаллами, например:



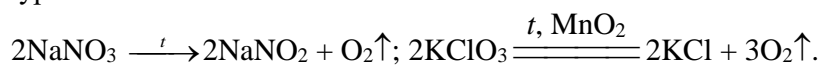
Оксиды натрия и калия хорошо растворимы в воде. Имеют ярко выраженный основной характер:



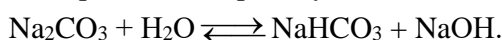
Гидроксиды – сильные основания, в водных растворах диссоциируют полностью, являются сильными электролитами:



Натрий и калий образуют хорошо растворимые в воде соли со всеми кислотами, натрий и калий образует средние, кислые, двойные и комплексные соли. Большинство средних солей натрия и калия термически устойчивы и разлагаются только при очень высоких температурах:



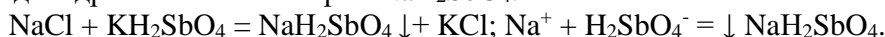
Соли слабых кислот подвергаются гидролизу, создавая щелочную среду:



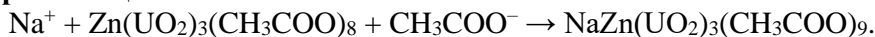
Качественные реакции на катионы натрия и калия

Качественные реакции иона натрия Na^+

1. **Дигидроантимонат калия** KH_2SbO_4 образует с катионами натрия белый кристаллический осадок дигидроантимоната натрия NaH_2SbO_4 :



2. **Ацетат уранила-цинка:**

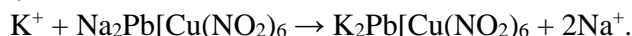


Образуются желтые тетраэдрические кристаллы.

3. **Окрашивание пламени.** Соли натрия окрашивают бесцветное пламя горелки в желтый цвет. Окраска устойчивая, не исчезает в течение нескольких секунд. Реакция очень чувствительная.

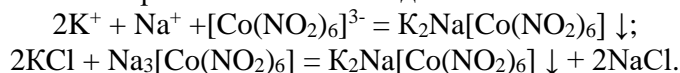
Качественные реакции иона калия K^+

1. **Гексанитрокупрат:**



Образуются черные кубические кристаллы.

2. **Гексанитрокобальтат (III) натрия** $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ (свежеприготовленный раствор) дает с катионом калия желтый кристаллический осадок:



Определению мешает присутствие солей аммония.

3. **Окрашивание пламени.** Летучие соли калия окрашивают бесцветное пламя в бледно-фиолетовый цвет. Фиолетовое окрашивание лучше наблюдать через синее стекло.

Натрий и калий – это макроэлементы, относятся к группе «Металлы жизни».

В организме взрослого человека содержится 160–180 г калия (~0,23% от общей массы тела). Биоусвояемость калия организмом составляет 90–95%.

Калий является основным внутриклеточным катионом, его концентрация в клетках \approx в 30 раз больше, чем вне их.

Главная функция калия – формирование трансмембранного потенциала и распространение изменения потенциала по клеточной мембране путем обмена с ионами натрия по градиенту концентраций. Высокие внутриклеточные концентрации ионов калия необ-

ходимы прежде всего для синтеза белка на рибосомах и активации ферментов, катализирующих окисление углеводов до пировиноградной или молочной кислоты.

Хлориды калия и натрия (сильные электролиты) участвуют в генерации и проведении электрических импульсов в нервной и мышечной ткани.

Калий вызывает расширение сосудов внутренних органов и сужение периферических сосудов, что способствует усилению мочевыделения. Ионы калия участвуют в поддержании гомеостаза (ионное равновесие, осмотическое давление). Калий замедляет ритм сердечных сокращений.

Гиперкалиемия (накопление калия в крови $> 0,06\%$) приводит к тяжелым отравлениям: токсическая доза хлорида калия для человека – 6 г, а летальная – 15 г.

В медицине применяются препараты калия органические (ацетат, аспарагинат, оротат) и неорганические (хлорид калия), действие которых определяется специфической биологической активностью ионов калия. Препараты калия вводят через рот (*per os*) и внутривенно. Препараты калия широко применяются как противоаритмические.

Натрий входит в состав всех организмов растительного и животного мира. Естественное содержание натрия в пищевых продуктах относительно невелико (15–80 мг%). Содержание натрия в организме взрослого человека составляет 0,08% (55–60 г на 70 кг массы тела). Потребность в натрии минимально составляет около ≈ 1 г/сутки и в значительной степени удовлетворяется обычной диетой без добавления пищевой соли. С содержанием натрия связывают способность тканей удерживать воду.

Ионы натрия поддерживают осмотическое давление жидкостей организма, кислотно-щелочное равновесие.

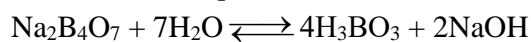
Недостаток поступления натрия вызывает тяжелые расстройства, которые проявляются исхуданием, слабостью, выпадением волос, кожными сыпями, поносами, судорогами. Избыточное поступление ионов Na^+ вызывает перегрузку соответствующих систем гомеостаза и нарушением метаболических процессов.

В медицине применяют 0,9%-ный раствор NaCl в виде изотонического раствора при обезвоживании организма, как дезинтоксикационное средство, а также для промывания ран, глаз, слизистой оболочки носа; 3–5%-ный раствор NaCl в виде гипертонического раствора используется в хирургии для очищения ран; 10%-ный раствор NaCl применяют внутривенно при легочных, желудочных, кишечных кровотечениях; 2–5%-ный раствор NaCl назначают при атонии кишечника и для промывания желудка при отравлениях нитратом серебра.

Натрий-органические и калий-органические соединения – большая группа фармакологических препаратов (салицилат натрия, оротат калия и т. д.).

NaHCO_3 используют как отхаркивающее средство, для ингаляций, полоскания полости рта и глаз при воспалении слизистых.

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – антисептическое средство, вследствие гидролиза:



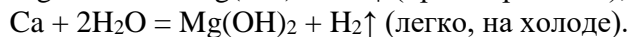
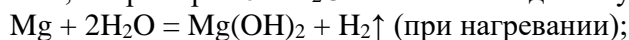
применяют для полосканий, спринцеваний и смазываний.

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глауберова соль) – слабительное средство.

В группу II-A входят бериллий (амфотерный), магний, кальций, стронций, барий, радий (радиоактивный). К **щелочноземельным металлам** относят четыре последних элемента.

Это *s*-элементы, электронное строение внешнего слоя – ns^2 , валентность постоянна и равна II, степень окисления 0, +2. Кальций и магний макроэлементы, «Металлы жизни».

Все элементы II-A группы в сравнении со щелочными металлами менее реакционно-способны, например: $\text{Be} + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$ не взаимодействует;



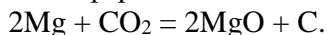
Оксиды элементов II-A группы (ЭО) – основные, за исключением BeO , который имеет амфотерный характер.

Гидроксиды ($\text{Э}(\text{OH})_2$) – основные ($\text{Be}(\text{OH})_2$ – амфотерный), термически неустойчивы. В водных растворах гидроксиды $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ и $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – сильные электролиты.

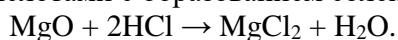
Магний – легкий ковкий металл серебристо-белого цвета. На воздухе окисляется и покрывается матовым налетом. Магний – активный металл, особенно в виде порошка. При нагревании сгорает на воздухе ослепительно белым пламенем, окисляется неметаллами – серой, азотом, галогенами. Вытесняет водород из разбавленных серной и соляной кислот. С холодной водой не реагирует, но очень активно взаимодействует с горячей водой и водяным паром.

Внимание! Поэтому горящий магний ни в коем случае нельзя тушить водой! Это может привести к взрыву.

Зажженный магний горит в атмосфере CO_2 :

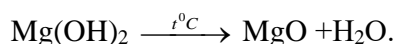


Оксид магния MgO (жженая магнезия, периклаз) – нерастворимые в воде белые кристаллы, пожаро- и взрывобезопасны. Оксид магния проявляет основные свойства. Легко реагирует с разбавленными кислотами с образованием солей:

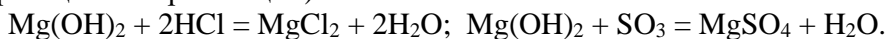


В воде практически нерастворим. При длительном кипячении порошкообразного MgO он незначительно растворяется в воде.

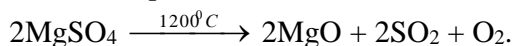
Гидроксид магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – нерастворимое основание. Разлагается при нагревании до 350°C :



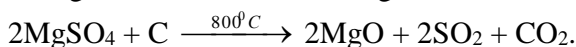
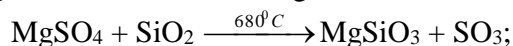
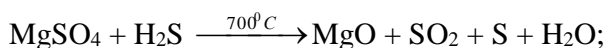
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ взаимодействует с кислотами и кислотными оксидами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



Сульфат магния – неорганическое вещество, соль металла магния и серной кислоты с формулой MgSO_4 , белый порошок, образует несколько кристаллогидратов. При нагревании выше температуры плавления разлагается:



При нагревании взаимодействует с сероводородом, двуокисью кремния, углеродом, проявляя окислительные свойства:



Карбонат магния, магний углекислый, MgCO_3 – представляет собой белые кристаллы. Растворимость карбоната магния в воде незначительна (22 мг/л при 25°C) и уменьшается с повышением температуры. При нагревании полностью разлагается на MgO и CO_2 . При насыщении CO_2 водной суспензии MgCO_3 последний растворяется вследствие образования гидрокарбоната $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

В организме среднего человека (масса тела 70 кг) содержится 21–28 г магния. Больше половины этого количества сосредоточена в костях, зубах, 20% – в мышцах. 19% – в таких органах, как мозг, печень, сердце и др., а 1% – во внеклеточной жидкости, в основном в плазме крови. До 75% магния крови находится в ионизированном виде.

Mg^{2+} – второй по содержанию (после K^+) внутриклеточный катион, его концентрация в клетке в 10 раз превышает его концентрацию во внеклеточной среде, магний играет важную роль в поддержании осмотического давления внутри клеток.

Магний также образует комплексы с белками, нуклеиновыми кислотами и другими органическими соединениями. Ионы магния играют значительную роль в биохимических процессах, являясь кофактором многих металлоферментов.

Возможные симптомы нехватки магния: ничем не объяснимое чувство тревоги, стресс, нарушение сердечного ритма, судороги мышц (особенно ночные судороги икро-

ножных мышц), бессонница, депрессия, мышечное подергивание, покалывание в кончиках пальцев, головокружение, постоянное чувство усталости, приступы мигрени.

Каждый человек может быть подвержен стрессу, поэтому магний является особо важным химическим элементом.

Содержание магния в сыворотке крови является диагностическим тестом при ряде заболеваний (злокачественные новообразования, болезни почек, суставов).

В медицине применяется $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (магнезия, английская соль) в качестве слабительного, желчегонного и болеутоляющего средства при спазмах желчного пузыря. Раствор сернокислой магнезии используют при эклампсии, эпилепсии, хорее, тетании, бронхиальной астме, гипертонии.

Магнийорганические и кальцийорганические соединения – группа фармакологических общеукрепляющих средств.

Препараты магния нормализуют артериальное, внутричерепное давление, предотвращают судорожное сокращение мышц, снимают спазмы сосудов, синдром хронической усталости, способствуют снижению холестерина в крови. К современным комбинированным препаратам относится Магне-В6.

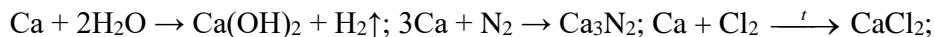
Оксид магния, MgO (жженная магнезия), основной карбонат магния $\text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{MgCO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ применяют при повышенной кислотности желудочного сока.

Трисиликат магния, $2\text{MgO} \cdot 3\text{SiO}_2 \cdot (\text{H}_2\text{O})_n$ – адсорбирующее, обволакивающее и антацидное средство.

Кальций – серебристо-белый, блестящий на свежем срезе металл. На воздухе покрывается желтоватой пленкой продуктов взаимодействия с веществами, содержащимися в воздухе. Кальций пластичен, хорошо прокатывается, режется.

Важнейшие минералы кальция: мел, мрамор, известняк CaCO_3 , доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, флюорит CaF_2 .

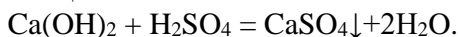
Кальций – очень активный металл, взаимодействует с простыми веществами: водородом, галогенами, серой, углеродом, азотом, кремнием и сложными соединениями:



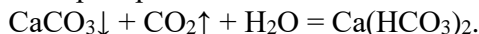
Оксид кальция CaO (негашеная известь) – аморфный порошок белого цвета.

CaO – основной оксид, проявляет все их характерные свойства: взаимодействует с кислотами, кислотными и амфотерными оксидами, растворяется в воде с образованием гидроксида $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Гидроксид кальция является довольно сильным основанием, из-за чего водный раствор имеет щелочную реакцию. Как и все основания, реагирует с кислотами с образованием соответствующих солей кальция:



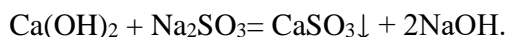
Если продолжить пропускание углекислого газа, выпавший осадок растворится, так как образуется кислая соль – гидрокарбонат кальция:



При нагревании раствора гидрокарбонат снова разрушается, и выпадает осадок карбоната кальция:

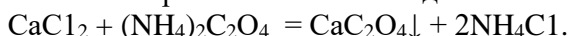


Как сильное основание реагирует с солями, но только если в результате реакции выпадает осадок:



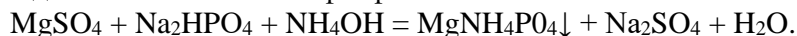
Качественные реакции на катионы кальция и магния

1. **Оксалат аммония** $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ дает на холоде в нейтральных или слабощелочных растворах солей кальция белый мелкокристаллический осадок оксалата кальция:



Осадок нерастворим в уксусной кислоте, но легко растворим в минеральных кислотах. Реакцию с оксалатом аммония нельзя проводить в присутствии солей бария, так как ион Ba^{2+} образует с оксалатом аммония белый осадок BaC_2O_4 . Эта реакция является наиболее важной качественной реакцией иона Ca^{2+} .

2. **Гидрофосфат натрия** Na_2HPO_4 является характерным реактивом на ионы магния. В растворах, содержащих хлорид аммония, в присутствии аммиака образуется белый кристаллический осадок аммоний-магниев-фосфата:



Эта реакция является важнейшей качественной реакцией иона Mg^{2+} . Реакцию нельзя проводить в присутствии солей бария и кальция, так как они тоже осаждаются этим реактивом.

Кальций – макроэлемент, относится к группе «Металлы жизни». Общее содержание катионов Ca^{2+} в организме взрослого человека составляет примерно 1000 г на 70 кг веса. При этом почти 99% кальция находится в костной ткани в виде гидроксиапатита $Ca_5(PO_4)_3OH$. В состав зубной эмали входит фторапатит $Ca_5(PO_4)_3F$.

В сыворотке крови человека содержание ионов Ca^{2+} составляет 2,5 ммоль/л, из которых 46% находится в свободном виде (1,15–1,27 ммоль/л), 40% связаны с белками, а 14% – с лактатами, цитратами.

Ионы кальция Ca^{2+} участвуют в регуляции проницаемости клеточных мембран, электрогенезе нервной, мышечной, железистой тканей, в процессах синаптической передачи, молекулярном механизме сокращения мышц. Ионы кальция участвуют в процессе свертывания крови.

Также ионы Ca^{2+} , входящие в состав плазмы крови и тканевых жидкостей, участвуют в поддержании гомеостаза (ионное равновесие, осмотическое давление в жидкостях организма), в регуляции сердечных сокращений и свертываемости крови.

Высокая концентрация свободного ионизированного кальция в крови (гиперкальциемия) приводит к отложению его солей в почках – кальцификация почечных канальцев, угнетает нервно-мышечную возбудимость поперечно-полосатой и гладкой мускулатуры, может вызвать внезапную остановку сердца.

При низких концентрациях ионов Ca^{2+} в крови (гипокальциемия) развивается повышенная нервно-мышечная возбудимость, судороги. Встречается при и почечной недостаточности, повышенной концентрации магния, гиповитаминозе D.

В медицине широко применяются многие препараты кальция. Так, $CaCl_2$, глюконат и лактат кальция применяют при аллергических заболеваниях и осложнениях, связанных с усиленным выведением кальция из организма, отравлениях солями магния, фтористой кислоты и др.

CaO используют в санитарии и гигиене как дезинфицирующее средство; $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (гипс) и $2CaSO_4 \cdot H_2O$ (алебастр или полуводный гипс) – при наложении гипсовых повязок (процесс изготовления такой повязки – это гидратация жженого гипса: $2(CaSO_4 \cdot \frac{1}{2}H_2O) + 3H_2O \rightarrow 2(CaSO_4 \cdot 2H_2O)$); осажженный $CaCO_3$ усиливает секрецию желудочного сока, входит в состав зубных порошков; глицерофосфат кальция используют как общеукрепляющее средство; искусственные радиоактивные изотопы кальция в медико-биологических исследованиях при изучении кальциевого обмена.

Барий представляет собой мягкий серебристо-белый металл, химически очень активен, взаимодействует с воздухом и водой, воспламеняется при нагревании.

Биологическая роль бария изучена недостаточно, хотя установлено, что при ишемической болезни сердца, хронической коронарной недостаточности, заболеваниях органов пищеварения содержание бария в тканях снижается. Даже в ничтожных концентрациях барий оказывает выраженное влияние на гладкие мышцы.

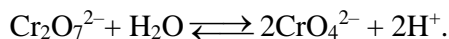
Барий относится к токсичным ультрамикроэлементам, однако этот элемент не считается мутагенным или канцерогенным. Токсичны все соединения бария, кроме нерастворимого сульфата бария.

В медицине используется сульфат бария как контрастное вещество при рентгенологических исследованиях желудочно-кишечного тракта, так как он поглощает рентгеновские лучи, не растворяется в соляной кислоте желудочного сока. Количественное определение бария в организме служит тестом на лейкоз, так как при этом заболевании концентрация бария в плазме крови и эритроцитах заметно увеличивается.

Качественная реакция на катион бария

1. Реакция с дихромат-ионами.

В водном растворе дихромата калия существует равновесие:



В присутствии иона бария выпадает осадок желтого цвета BaCrO_4 , так как константа растворимости $K_s(\text{BaCrO}_4) < K_s(\text{BaCr}_2\text{O}_7)$ (соединение с меньшим значением K_s более прочное, менее растворимое). Осадок BaCrO_4 растворим в сильных кислотах и нерастворим в уксусной кислоте, поэтому для связывания выделяющихся ионов водорода добавляют ацетат натрия:



Реакцию применяют для обнаружения ионов бария (ионы кальция и стронция не мешают, так как их хроматы растворимы в уксусной кислоте) и отделения его от этих ионов при анализе III аналитической группы, а также от катионов других групп в ходе систематического анализа (мешает Pb^{2+}). Реакция дробная.

2. Окрашивание пламени (фармакопейная).

Летучие соли бария окрашивают пламя в желто-зеленый цвет.

Задачи с решением

1. При нагревании 6,06 г нитрата щелочного металла образовалось 5,10 г нитрита. Нитрат какого металла был взят?

Решение

1. Составим уравнение реакции разложения нитрата щелочного металла:



2. Рассчитаем массу кислорода на основе закона сохранения массы веществ и найдем его количество вещества:

$$m(\text{O}_2) = 6,06 - 5,10 = 0,96 \text{ г}; n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{0,96 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль}.$$

3. Определим количество вещества нитрата щелочного металла по уравнению реакции и его молярную массу:

$$n(\text{MeNO}_3) = 2n(\text{O}_2) = 2 \cdot 0,03 \text{ моль} = 0,06 \text{ моль}.$$

$$M(\text{MeNO}_3) = \frac{m(\text{MeNO}_3)}{n(\text{MeNO}_3)} = \frac{6,06 \text{ г}}{0,06 \text{ моль}} = 101 \text{ г/моль}.$$

4. Найдем молярную массу металла:

$$M(\text{Me}) + 14 + 16 \cdot 3 = 101;$$

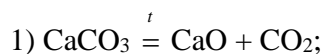
$$M(\text{Me}) = 101 - 48 - 14 = 39 \text{ г/моль}. \text{ Щелочной металл К – калий.}$$

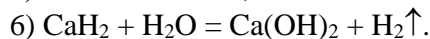
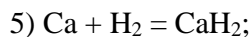
Ответ: нитрат калия.

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения

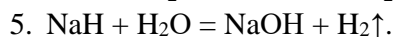
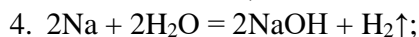
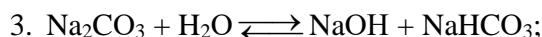
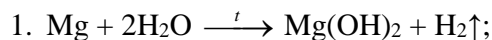


Решение





3. Приведите 5 уравнений реакций взаимодействия воды с соединениями натрия и магния.
Решение.



Задачи для самостоятельного решения

1. Составьте электронные и электронно-графические формулы: а) атома Na и иона Na^+ ; б) атома Ca и иона Ca^{2+} . Атомы каких инертных газов имеют такое же электронное строение, как и ионы Na^+ и Ca^{2+} ? Сравните строение иона магния и иона натрия.

2. Сравните строение атомов элементов главной подгруппы II группы. Как и почему изменяются радиус атома, электроотрицательность, энергия ионизации, металлические и восстановительные свойства элементов?

3. С какими из перечисленных веществ будет реагировать натрий:

а) H_2 , O_2 , Br_2 , N_2 , H_2O , HNO_3 , Cu(OH)_2 , NiCl_2 , $\text{CuSO}_4(\text{раствор})$;

б) этан, хлорметан, этанол, фенол, бензол, уксусная кислота?

Напишите уравнения возможных реакций.

4. Сравните продукты реакций взаимодействия кальция с:

а) концентрированной и разбавленной серной кислотой;

б) концентрированной и разбавленной азотной кислотой.

Составьте уравнения реакций. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

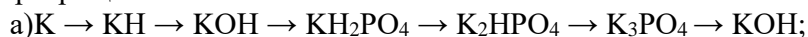
5. Определите массовую долю калия в соли, полученной при взаимодействии 2 моль KOH и 1 моль H_3PO_4 .

6. В чем сходство и различие в свойствах магния и щелочноземельных металлов? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

7. Для растворения 4 г оксида двухвалентного металла потребовалось 25 г 29,2%-ного раствора соляной кислоты. Оксид какого элемента был взят?

8. Раствор хлорида кальция применяется в медицине в качестве кровоостанавливающего и противоаллергического средства. Определите массу катионов кальция, поступающих в организм при приеме внутрь столовой ложки раствора (15 мл), содержащего в 100 мл 5 г $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Какова массовая доля и молярная концентрация раствора, если для приготовления лекарственного препарата 90 г CaCl_2 растворили в 800 мл воды ($\rho = 1,083 \text{ г/мл}$)?

9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



10. Сколько граммов гидроксида кальция следует добавить к 324 г 5%-ного раствора гидрокарбоната кальция для получения средней соли?

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Самым сильным восстановителем среди элементов I-A группы является:

1) рубидий; 2) калий; 3) натрий; 4) цезий.

2. Элемент, имеющий электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, в Периодической системе находится в:

- 1) III периоде, VIII-Б группе; 2) IV периоде, II-А группе;
3) IV периоде, II-Б группе; 4) III периоде, III-А группе.
3. Наиболее легко отдает электроны атомы:
1) магния; 2) кальция; 3) стронция; 4) бария.
4. У какого элемента наиболее выражены металлические свойства?
1) Na; 2) Mg; 3) K; 4) Ca.
5. Верны ли следующие суждения о щелочных металлах?
А. Проявляют восстановительные и окислительные свойства.
Б. Их соли не подвергаются гидролизу по катиону.
1) Верно только А; 2) верно только Б;
3) верны оба суждения; 4) оба суждения неверны.
6. Основные свойства ослабевают в ряду веществ:
1) $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{Rb}_2\text{O}$; 2) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$;
3) $\text{V}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{BeO} \rightarrow \text{L}_2\text{O}$; 4) $\text{CaO} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{BeO}$.
7. При ожоге кислотой кожу необходимо обработать раствором
1) NaOH; 2) NaHCO_3 ; 3) KMnO_4 ; 4) NH_3 .
8. Щелочную среду имеет водный раствор:
1) карбоната натрия; 2) сульфата калия;
3) хлорида алюминия; 4) нитрата бария.
9. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами реакции.
- | <i>Реагирующие вещества</i> | <i>Продукты реакции</i> |
|--|--|
| А) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \dots$; | 1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$; |
| Б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \dots$; | 2) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$; |
| В) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 \rightarrow \dots$; | 3) $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$; |
| Г) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow \dots$ | 4) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2$; |
| | 5) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; |
| | 6) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. |
10. Магний может взаимодействовать с:
а) кислородом; б) хлором; в) раствором щелочи; г) серой; д) раствором серной кислоты; е) раствором хлорида натрия.
1) а, б, г, д; 2) со всеми; 3) а, б, в; 4) а, б, в, е.

Тема 2.7. Побочная подгруппа I и II групп ПСЭ Д. И. Менделеева

Общая характеристика элементов побочной подгруппы I и II групп Периодической системы Д. И. Менделеева. Соединения меди, серебра, цинка. Оксиды и гидроксиды. Комплексные соединения. Качественные реакции на катионы меди и серебра, цинка.

Студент должен

знать: общую характеристику элементов побочной подгруппы I и II групп Периодической системы Д. И. Менделеева; строение атомов, характерные свойства и основные соединения меди, серебра, цинка: оксиды, гидроксиды, комплексные соединения; качественные реакции на катионы меди и серебра, цинка; биологическую роль и применение в фармации соединений меди, серебра, цинка;

уметь: составлять электронные и электронографические формулы меди, серебра, цинка; уравнения реакций, характеризующих химические свойства меди, серебра, цинка и их соединений, решать задачи по данной теме, выделять главное в химических текстах; выполнять качественные реакции на катионы меди, серебра, цинка;

владеть навыками: безопасной работы в химической лаборатории, работы с учебной литературой.

Учебно-целевые вопросы

1. Медь, цинк, серебро: положение в Периодической системе, строение атома, характерные степени окисления с примерами соединений.

2. Характерные свойства меди, цинка, серебра: взаимодействие с неметаллами, кислотами, солями, отношение к воде и щелочам.
3. Соединения меди (I) и (II): оксиды, гидроксиды, соли. Их получение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Примеры комплексных соединений меди.
4. Амфотерность оксида и гидроксида цинка. Гидроксокомплексы цинка.
5. Качественные реакции на катионы меди и серебра, цинка.
6. Биологическая роль меди и серебра, цинка как микроэлементов.
7. Применение в фармации соединений меди, серебра, цинка.

Информационный блок

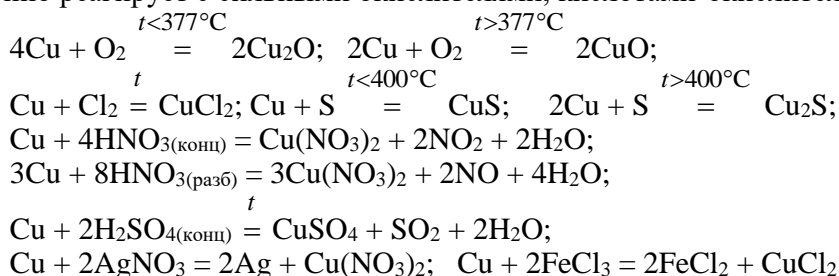
Группа 1В состоит из трех элементов: Cu, Ag, Au. В основном состоянии атомы имеют конфигурацию $(n-1)d^{10}ns^1$. Строение внешнего электронного слоя атома меди $\dots 3d^{10}4s^1$, серебра $\dots 4d^{10}5s^1$.

Радиусы атомов возрастают от меди к серебру, химическая активность элементов уменьшается с возрастанием порядкового номера.

Степени окисления меди: 0, +1, +2, +3. Наиболее устойчивая степень окисления +2.

Медь – металл желто-красного цвета, мягкий, легко поддается прокатке; по тепло- и электропроводности – это второй металл после серебра.

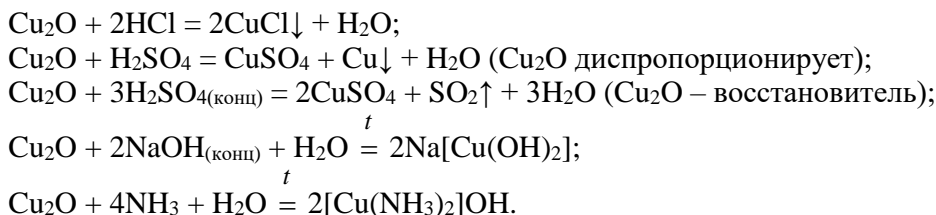
Медь – малоактивный металл, в электрохимическом ряду напряжений находится после водорода, поэтому не вытесняет его из разбавленных соляной и серной кислот. Медь непосредственно реагирует с сильными окислителями, кислотами-окислителями, солями:



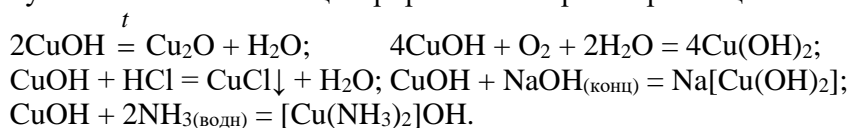
Медь образует оксиды Cu_2O (порошок желтого или красного цвета), CuO (порошок черного цвета) и гидроксиды CuOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Cu_2O проявляет слабые основные свойства; в ОВР – и окислительные, и восстановительные свойства.

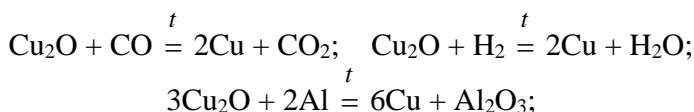
Cu_2O нерастворим в воде, растворяется в кислотах, концентрированных растворах щелочей и аммиака:



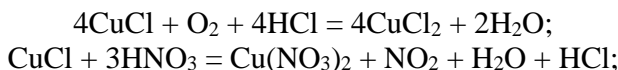
CuOH – соединение желтого цвета, неустойчивое, разлагается, легко окисляется, взаимодействует с кислотами и концентрированными растворами щелочей.



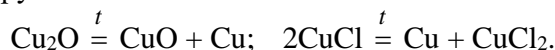
Соединения меди (I) обладают окислительно-восстановительной двойственностью: окислители:



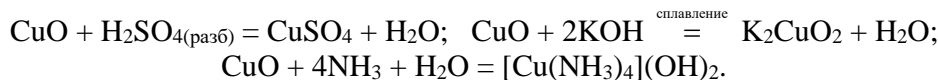
восстановители:



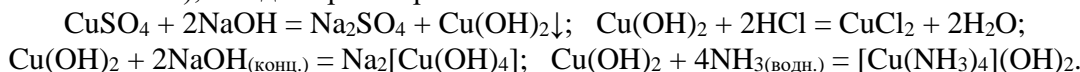
– диспропорционируют:



CuO проявляет слабые амфотерные свойства (основные преобладают), в воде нерастворим, растворяется в кислотах, щелочах (при сплавлении):



Cu(OH)₂ – аморфный порошок синего цвета, слабо амфотерный (с преобладанием основных свойств), в воде нерастворим.



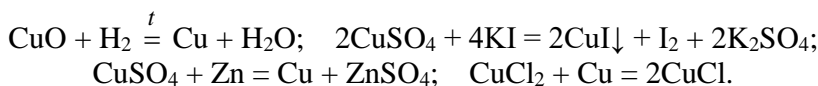
Ион меди образует окрашенные комплексы с координационным числом 4.

Комплексообразование проявляется в поведении ионов меди Cu^{2+} в воде. Безводный ион бесцветен, но при растворении безводной соли в воде образуется гидратный комплекс голубого цвета $\{[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4](\text{H}_2\text{O})_2\}^{2+}$.

Если к раствору любой соли меди прилить раствор аммиака, то образуется комплекс аммиака ярко-синего цвета, хорошо растворимый в воде:

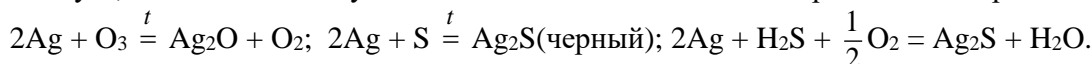


В окислительно-восстановительных реакциях соединения меди (II) проявляют окислительные свойства:

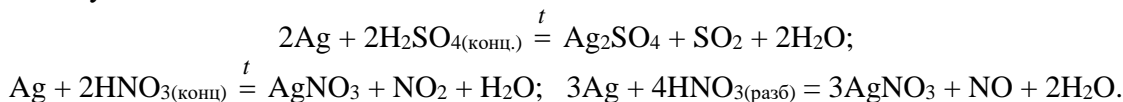


Серебро в соединениях обычно проявляет степень окисления +1, реже +2.

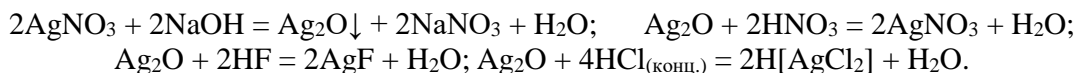
Серебро менее активный металл, чем медь: с кислородом непосредственно не взаимодействует, но взаимодействует с озоном и обладает большим сродством к сере:



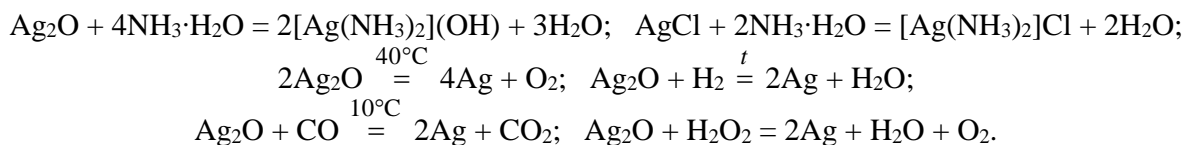
Серебро не взаимодействует с разбавленной серной и соляной кислотами, но взаимодействует с кислотами окислителями:



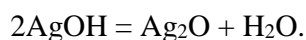
Ag₂O – оксид серебра (I), коричнево-черного цвета, плохо растворим в воде, образуется при обработке нитрата серебра растворами щелочей и носит основной характер:



Оксид серебра (I), как и его соли, легко растворяется в аммиаке, разлагается даже при небольшом нагревании и восстанавливается до металла:



AgOH – гидроксид серебра (I), соединение неустойчивое, разлагается при комнатной температуре:



Соли. Галогениды серебра (I) легко разлагаются под действием света, нитраты – при нагревании:

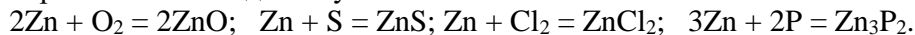


AgCl и AgBr (в отличие от иодида серебра) растворяются в концентрированном аммиаке: $\text{AgCl} + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2 \text{H}_2\text{O}$. В комплексных соединениях серебро проявляет координационное число 2.

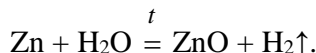
В ПСЭ ряд d -элементов завершается группой II-B, состоящей из цинка, кадмия и ртути. Электронная конфигурация атомов этой группы $(n-1)d^{10}ns^2$. Полностью заполненный d -подуровень оказывает существенное влияние на свойства данных элементов. Устойчивая степень окисления для всех элементов данной группы (+2).

Цинк – активный металл, но на воздухе устойчив, так как покрывается тонким слоем оксида.

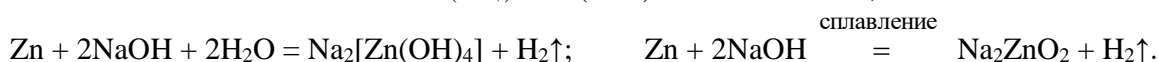
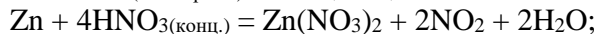
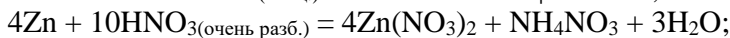
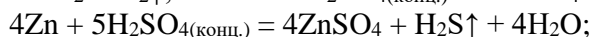
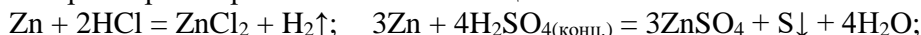
При нагревании взаимодействует с неметаллами:



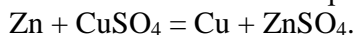
После разрушения оксидной пленки цинк взаимодействует с водой:



Цинк хорошо растворяется в кислотах и щелочах:

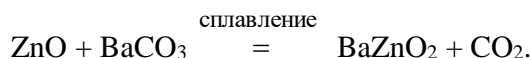
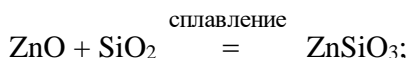
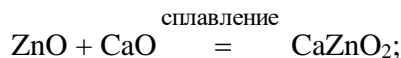
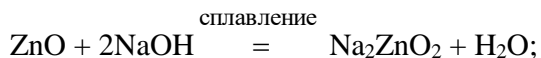
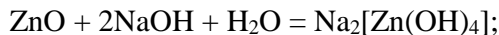
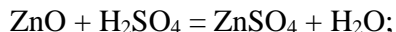


Цинк восстанавливает менее активные металлы из растворов их солей:



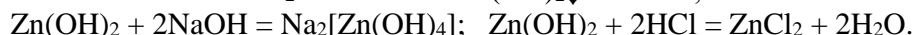
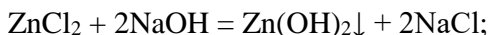
Цинк – единственный d -элемент, окисляющийся водным раствором аммиака в отсутствие кислорода: $\text{Zn} + 4\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$.

Оксид цинка. ZnO – белый порошок, в воде практически нерастворим, обладает амфотерными свойствами:

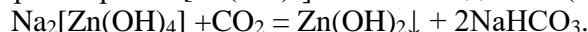


Гидроксид цинка. $\text{Zn}(\text{OH})_2$ – белый рыхлый порошок, нерастворим в воде, обладает амфотерными свойствами.

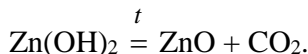
При взаимодействии растворимых солей цинка со щелочами образуется амфотерный гидроксид цинка, который в избытке щелочи растворяется с образованием комплексного соединения:



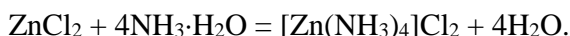
При подкислении раствора $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ снова выпадает $\text{Zn}(\text{OH})_2$:



При нагревании $\text{Zn}(\text{OH})_2$ разлагается:



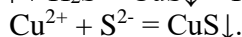
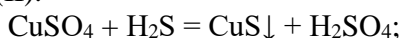
При взаимодействии солей цинка с аммиаком образуются амминокомплексы с координационным числом 4:



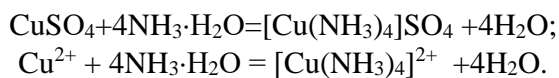
Качественные реакции

Качественные реакции на ион Cu^{2+}

1. **Действие сероводорода.** Сероводород образует в подкисленных растворах солей меди черный осадок сульфида меди (II):



2. **Действие концентрированного раствора аммиака.** Гидрат аммония $4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, взятый в избытке, образует с солями меди комплексный катион тетраамминмеди (II) интенсивно-синего цвета:

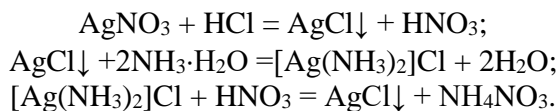


Эта реакция может быть использована для обнаружения меди в присутствии любых других ионов.

Качественные реакции на ион Ag^+

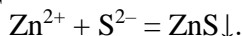
Для обнаружения ионов серебра используют сочетание реакций осаждения и комплексообразования.

Соляная кислота и ее соли образуют с катионом серебра практически нерастворимый в воде белый осадок хлорида серебра AgCl , который хорошо растворяется в избытке раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. При этом образуется растворимая в воде комплексная соль хлорид диаминсеребра. При последующем действии азотной кислоты комплекс разрушается, и хлорид серебра вновь выпадает в осадок. Эти свойства солей серебра используются для его обнаружения:



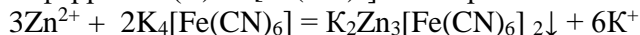
Качественные реакции на ионы Zn^{2+}

1. Реакция с сульфид-ионами. Катионы Zn^{2+} с сульфид-ионами S^{2-} образуют в при $2 < \text{pH} < 9$ белый осадок сульфида цинка:



Осадок не растворяется в уксусной кислоте, но растворяется в минеральных кислотах.

2. Реакция с гексацианоферратом (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в нейтральной или слабокислой среде:



Выпадает белый осадок нерастворимый в разб. HCl , но растворимый в щелочах.

Биологическая роль меди, серебра и цинка. Медь входит в группу элементов «Металлы жизни». В среднем в организме человека содержится около 100 мг меди, которая участвует в процессах метаболизма в степенях окисления +1 и +2 и характеризуется высокой специфичностью. Ионы меди входят в состав более 20 ферментов, образуя координационные связи с атомами азота или серы в составе белковой части фермента. Медь входит в состав окислительно-восстановительных ферментов, например цитохромоксидазы, супероксиддисмутазы и др.

Медь способствует депонированию железа в печени, влияет на действие витаминов А, Е, Р, положительно влияет на активизацию иммунитета.

Несмотря на то что медь – жизненно важный и необходимый микроэлемент, избыток меди опасен для здоровья. Токсическая доза для человека ~ 250 мг.

Серебро – ультрамикроэлемент, который не относят к жизненно важным элементам. Вместе с тем он обнаружен во многих органах, например в железах внутренней секреции. Биологическая роль изучена недостаточно.

Установлено, что попадая в организм, оно оказывает токсическое действие, так как соединяется с серосодержащими белками, инактивирует ферменты, разрушает и свертывает белки, образуя нерастворимые альбуминаты.

Способность ионов серебра образовывать нерастворимые альбуминаты определяет и их бактерицидные свойства, которые проявляются уже при концентрации ионов серебра порядка 10^{-8} ммоль/л.

Цинк – микроэлемент, входит в группу «Металлы жизни». В организме человека содержится 1,8–2,3 г. Входит в состав представителей всех шести классов ферментов, участ-

вует поэтому во многих реакциях. Велико влияние цинка на углеводный обмен, активирует биосинтез витаминов С и В, стабилизирует структуру ДНК, РНК.

Цинк необходим для поддержания кожи, волос, ногтей в нормальном состоянии. Очень важно его достаточное поступление для физического и умственного развития детей.

В медицине применяют:

CuSO₄, сульфат меди (II) – в качестве противомикробного и прижигающего средства;

CuSO₄·5H₂O, медь (II) сульфат (медный купорос) – в качестве наружного антисептического, противовоспалительного средства, так как ионы меди образуют с белками нерастворимые бионеорганические хелаты – альбуминаты, т. е. свертывают белки; применяется при лечении глазных и кожных заболеваний (прижигающее действие);

Cu(C₆H₄O₇)·5H₂O, пентагидрат цитрата меди – антисептическое, противовоспалительное средство; применяется при лечении глазных заболеваний;

CuCl₂·2B₆, купир (содержит ионы меди и витамин В₆) – при активации процессов кроветворения, при лечении туберкулеза, гепатита;

AgNO₃, серебра (I) нитрат (ляпис) – при воспалительных процессах как бактерицидное средство, так как соединяясь с серусодержащими белками, серебро инактивирует ферменты, разрушает и свертывает белки микроорганизмов. Бумага, марля, вата, пропитанные AgNO₃ и AgCl, – бактерицидный перевязочный материал. Карандаши из нитрата серебра применяют для прижигания бородавок, грануляций. Разбавленные растворы (0,1–0,25%) нитрата серебра используют как вяжущее и противомикробное средство для примочек, а также в качестве глазных капель.

Серебряная вода. Растворы, содержащие ионы серебра, используются в фармацевтической промышленности для стерилизации и увеличения сроков хранения лекарственных препаратов.

Протаргол – белковый (8% Ag) комплекс серебра, **колларгол** – коллоидное серебро (70% Ag) представляют собой мелкодисперсные порошки с металлическим блеском. Каждая частица таких порошков представляет собой кристаллик восстановленного металлического серебра размером менее 1 мкм с белковой оболочкой из альбумина (протаргол) или коллагена (колларгол). Белковая оболочка защищает кристаллики серебра от слипания и обеспечивает их переход в водную среду (солублизирует). Применяют протаргол и колларгол как бактерицидные средства при конъюнктивитах, инфекционных заболеваниях слизистых оболочек, для лечения кожных и венерических заболеваний.

В медицине еще со времен Парацельса в фармакопее значатся глазные капли (0,25% раствор **ZnSO₄**), с давних времен в качестве присыпки применяется **стеарат цинка**.

Гептагидрат сульфата цинка **ZnSO₄·7H₂O** – антисептическое средство, применяется в глазной практике, при лечении ЛОР-заболеваний, в урологии и гинекологии.

Оксид цинка **ZnO** применяется наружно в виде присыпок, паст, мазей. Входит в состав готовых лекарственных средств «Гальманин», «Мазь цинковая», свечей «Анестезол» и «Неоанузол».

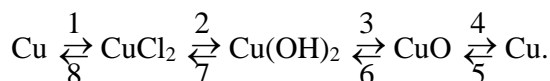
Цинк-инсулин – препарат для лечения сахарного диабета.

Хлорид цинка **ZnCl₂** используется в качестве прижигающего средства в стоматологии.

В последние годы соединения цинка (глюконат, аспарагинат, пиколинат и др.) широко стали применяться в дерматологии, при лечении иммунодефицитных состояний.

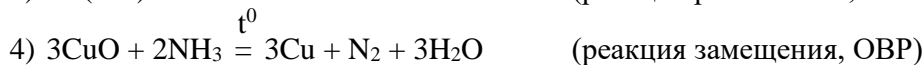
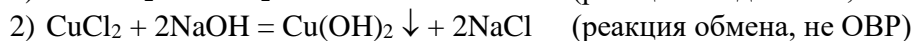
Задачи с решением

1. Предложите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений:



Все ли превращения можно осуществить в одну стадию? Укажите типы реакций и условия проведения реакций.

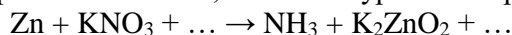
Решение



6) данное превращение нельзя осуществить в одну стадию, так как оксид меди (II) с водой не реагирует, поэтому сначала нужно получить растворимую соль меди, а затем – гидроксид меди (II): $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (реакция обмена, не ОВР)



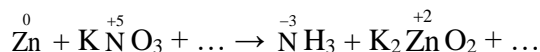
2. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



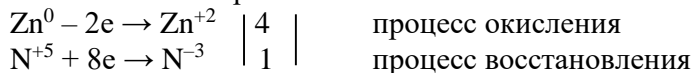
Определите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Решение

1. Определим степени окисления элементов в формулах исходных веществ и продуктах реакции:

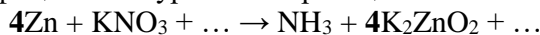


2. Составим электронный баланс:



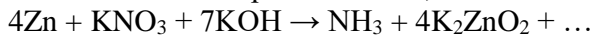
3. В данной реакции **цинк** является **восстановителем** (так как его степень окисления повышается); **нитрат калия** за счет азота +5 является **окислителем** (так как его степень окисления понижается).

4. Расставим коэффициенты в уравнении реакции согласно электронному балансу:

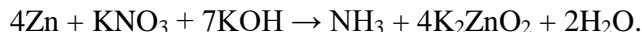


5. Определим неизвестные вещества в левой и правой части уравнения.

В правой части уравнения 8 атомов калия, в левой – один атом калия, следовательно, неизвестным веществом должен быть гидроксид калия, выполняющий роль среды:

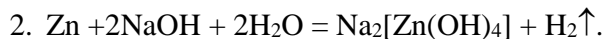
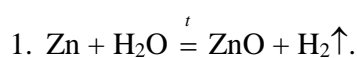


В левой части уравнения теперь 7 атомов водорода, в правой – три атома водорода, следовательно, неизвестным веществом должна быть вода:



3. Даны вещества: цинк, вода, гидроксид натрия (конц.), серная кислота (конц.). Напишите уравнения четырех возможных реакций между этими веществами.

Решение



3. $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (возможно образование вместо SO_2 , S или H_2S).

4. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (возможно образование средней соли Na_2SO_4).

Задачи для самостоятельного решения

1. Составьте электронные и электронографические формулы атомов цинка, серебра и меди с разной степенью окисления: Cu^0 , Cu^{+1} , Zn^0 , Zn^{+2} , Ag , Ag^+ . Приведите примеры соединений меди в различных степенях окисления.
2. Приведите уравнения реакций, доказывающих амфотерный характер соединений цинка.
3. Опишите внешние изменения, которые будут происходить при добавлении по каплям: а) раствора хлорида цинка к раствору гидроксида калия; б) раствора гидроксида натрия к раствору нитрата цинка. Ответ поясните, приведите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
4. Предложите цепочку превращений, позволяющую получить: а) сульфат меди (II) из простых веществ; б) гидроксид меди (II) из металлической меди. Напишите уравнения необходимых реакций, укажите условия их протекания.
5. Для комплексных соединений $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{Na}_3[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ укажите:
а) комплексообразователь; б) координационное число комплексообразователя; в) степень окисления комплексообразователя; г) заряд комплексного иона.
6. Закончите уравнения реакций и подберите коэффициенты:
а) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$; б) $\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t}$; в) $\text{AgCl} + \text{NH}_{3(\text{конц})} \rightarrow$; г) $\text{Ag} + \text{HNO}_{3(\text{разб})} \rightarrow$.
7. Вычислите молярную концентрацию раствора соляной кислоты, если после добавления к 40 мл этого раствора некоторого количества AgNO_3 образовалось 0,574 г осадка AgCl .
8. Осуществите превращения:
 $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.
9. При обжиге в кислороде сульфида меди массой 16 г образовался оксид меди (II) массой 16 г и сернистый газ объемом 2,24 л (н.у.). Определите формулу сульфида меди.
10. Приведите примеры соединений меди, серебра, цинка, которые используются в медицине. Почему медь и цинк относятся к «Металлам жизни»?

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Медь **не** взаимодействует с:
1) разбавленной серной кислотой;
2) концентрированной азотной кислотой;
3) концентрированной серной кислотой;
4) разбавленной азотной кислотой.
2. Сокращенному ионному уравнению $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$ соответствует взаимодействие:
1) Zn с NaOH ; 2) ZnO с NaOH ;
3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ с NaOH ; 4) ZnSO_4 с NaOH .
3. В соответствии со схемой $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2}$ последовательно осуществляется реакции:
1) $\text{Cu} + \text{H}_2 \xrightarrow{t}$ и $\text{CuSO}_{4(\text{раствор})} + \text{Fe} \rightarrow$;
2) $\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t}$ и $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow$;
3) $\text{CuCl}_{2(\text{раствор})} + \text{NaOH} \rightarrow$ и $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$;
4) $\text{CuSO}_{4(\text{раствор})} + \text{Zn} \rightarrow$ и $\text{Cu} + \text{H}_2 \xrightarrow{t}$.
4. Скорость реакции $2\text{Zn}_{(\text{тв.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} = 2\text{ZnO}_{(\text{тв.})}$ увеличится при:
1) уменьшении температуры;
2) увеличении температуры;
3) уменьшении концентрации кислорода;
4) увеличении количества цинка.

5. Гидроксид цинка реагирует с каждым из двух веществ:
1) HCl и BaSO_4 ; 2) NaOH и H_2SO_4 ;
3) NaOH и KNO_3 ; 4) MgCl_2 и HNO_3 .
6. Медь растворяется в разбавленном водном растворе кислоты:
1) серной; 2) соляной;
3) азотной; 4) плавиковой.
7. О цинке нельзя сказать:
1) d -элемент; 2) входит в состав многих ферментов;
3) «металл жизни»; 4) макроэлемент.
8. Как можно разрушить комплекс $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$?
1) добавить HNO_3 ; 2) добавить NaOH ;
3) добавить NaCl ; 4) слегка нагреть.
9. Токсическое действие избытка ионов меди (II) объясняется:
1) Cu^{2+} образуют с белками нерастворимые хелаты-альбуминаты;
2) Cu^{2+} вызывают медную анемию;
3) Cu^{2+} переходит в Cu^+ ;
4) активируют тиоферменты.
10. Выберите неправильное утверждение:
1) Cu_2O может быть только окислителем;
2) галогениды серебра (I) легко разлагаются под действием света;
3) CuO проявляет слабые амфотерные свойства;
4) цинк – жизненно важный микроэлемент.

Тема 2.8. Побочная подгруппа VI и VII групп ПСЭ Д. И. Менделеева

Общая характеристика элементов VI и VII групп побочной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева. Соединения хрома и марганца. Оксиды, гидроксиды. Хроматы. Дихроматы. Манганаты. Перманганаты. Окислительные свойства соединений хрома (VI) и марганца (VII). Применение соединений хрома и марганца в фармации.

Студент должен

знать: общую характеристику элементов побочной подгруппы побочной подгруппы VI и VII групп Периодической системы Д. И. Менделеева; строение атомов, характерные степени окисления, основные соединения хрома и марганца: оксиды, гидроксиды, биологическую роль хрома и марганца, применение в фармации соединений хрома и марганца;

уметь: составлять электронные и электронографические формулы хрома и марганца; уравнения реакций, характеризующих химические свойства соединений хрома и марганца в разной степени окисления, решать задачи по данной теме, выделять главное в химических текстах; устанавливать зависимость свойств (кислотно-основных, окислительно-восстановительных) соединений марганца и хрома от степени окисления элемента;

владеть навыками: безопасной работы в химической лаборатории, работы с учебной литературой.

Учебно-целевые вопросы

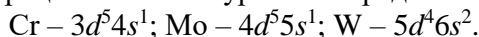
1. Общая характеристика элементов побочных подгрупп VI и VII групп ПСЭ Д. И. Менделеева.
2. Особенность строения атома хрома. Составьте электронные и электронографические формулы атома хрома с разной степенью окисления: Cr^0 , Cr^{+2} , Cr^{+3} , Cr^{+6} .
3. Важнейшие соединений хрома: оксиды, гидроксиды, хроматы, дихроматы, их главная характеристика.
4. Какие степени окисления характерны для марганца? Приведите примеры соединений.
5. Важнейшие соединения марганца: оксиды, гидроксиды, мнганаты, перманганаты, основная характеристика.

6. Как зависят свойства соединений хрома и марганца от степени окисления этих элементов?
7. Биологическая роль хрома и марганца.
8. Применение в фармации соединений хрома и марганца.

Информационный блок

В побочную подгруппу VI группы входят хром Cr, молибден Mo, вольфрам W. Они образуют подгруппу хрома.

Электронная конфигурация внешнего уровня и предвнешнего *d*-подуровня:



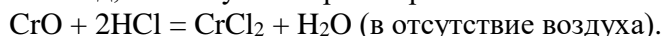
Хром, молибден и вольфрам имеют по 6 валентных электронов, поэтому их максимальная степень окисления (CO) = +6. Из-за большого числа валентных электронов данные металлы проявляют переменную степень окисления. Хром в соединениях проявляет степени окисления: +2, +3, +4, +6. У хрома наиболее стабильной является степень окисления +3.

Свойства оксидов, гидроксидов зависят от степени окисления образующего их *d*-элемента. По мере повышения степени окисления *d*-элемента ослабевает основной характер их соединений и усиливается кислотный характер. С увеличением степени окисления, характер свойств оксидов и гидроксидов хрома меняется от основного через амфотерный до кислотного; от восстановительных свойств до окислительных:

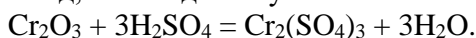
Соединения хрома	Cr ⁺²	Cr ⁺³		Cr ⁺⁶
Оксиды	CrO основный	Cr ₂ O ₃ амфотерный		CrO ₃ кислотный
Гидроксиды	Cr(OH) ₂ слабое основание	Cr(OH) ₃ ⇌ HCrO ₂ + H ₂ O амфотерный гидроксид		2H ₂ CrO ₄ ⇌ H ₂ Cr ₂ O ₇ + H ₂ O сильные кислоты
Соли	CrCl ₂ , CrSO ₄	CrCl ₃ Cr ₂ (SO ₄) ₃	NaCrO ₂ Na ₃ [Cr(OH) ₆]	K ₂ CrO ₄ ; K ₂ Cr ₂ O ₇
Окислительно-восстановительные свойства	Сильные восстановители	Восстановители и окислители		Сильные окислители

Оксиды хрома

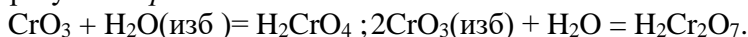
CrO – основной оксид, поэтому легко растворяется в кислотах:



Cr₂O₃ – амфотерный оксид, взаимодействует с кислотами и щелочами:



CrO₃ – кислотный оксид, кристаллическое вещество красного цвета, растворимое в воде, при этом образуются *хромовые* кислоты:



Привзаимодействию с основными оксидами и щелочами образуются соли хромовой кислоты – **хроматы**:



CrO₃ – сильный окислитель:



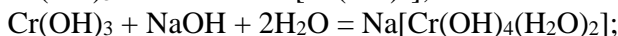
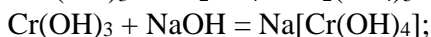
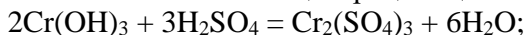
Внимание! $4\text{CrO}_3 + 3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{CH}_3\text{COOH} + 3\text{H}_2\text{O}$ – реакция используется для обнаружения спирта в выдыхаемом воздухе в присутствии H_2SO_4 и является экспресс-методом экспертизы алкогольного опьянения.

Гидроксиды хрома

Основной гидроксид Cr(OH)₂ – вещество желтого цвета, вступает во взаимодействие с разбавленными кислотами: $\text{Cr(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; легко окисляется кис-

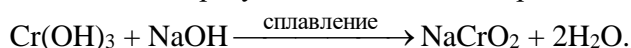
лородом воздуха: $4\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Cr}(\text{OH})_3$, при нагревании разлагается: $\text{Cr}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CrO} + \text{H}_2\text{O}$ (в отсутствие O_2).

Амфотерный гидроксид $\text{Cr}(\text{OH})_3$ растворяется в кислотах и щелочах с образованием солей. При взаимодействии со щелочами может образовывать комплексные соединения различного состава в зависимости от концентрации щелочи:

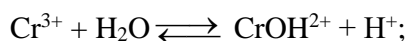


Гидроксокомплексы хрома (III) устойчивы только в водном растворе, содержащем избыток щелочи.

При сплавлении $\text{Cr}(\text{OH})_3$, как и Cr_2O_3 с оксидами щелочных металлов, щелочами и карбонатами щелочных металлов образуются зеленые метакромиты:



Соли хрома (II) и (III) аналогично солям железа(II) и (III) подвергаются гидролизу:

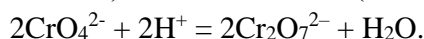
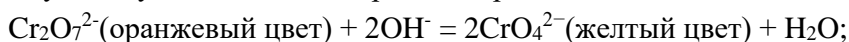


соли хрома (III), образованные слабыми кислотами, подвергаются необратимому гидролизу:



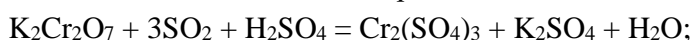
Кислотные гидроксиды H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – неустойчивые соединения, существуют только в водных растворах, образуют соли хроматы и дихроматы соответственно, по первой ступени обе кислоты диссоциируют как сильные электролиты.

Хроматы существуют в щелочной среде, дихроматы – в кислой:

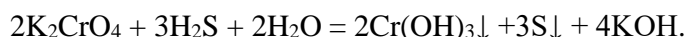


Соли хромовых кислот – **хроматы** и **дихроматы** – сильные окислители. Окислительные свойства хроматов выражены в меньшей степени, чем у дихроматов, поскольку существуют они в щелочной среде, что снижает окислительную способность хрома (VI).

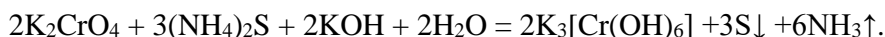
Наибольшая окислительная активность дихроматов наблюдается в кислой среде:



В нейтральной среде обычно образуется гидроксид хрома (III):



В щелочной среде хромат восстанавливается до гидроксохромата (III):



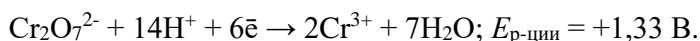
Хромовые кислоты и их соли **очень ядовиты**. Они поражают дыхательные пути, кожу, вызывают воспаление глаз, поэтому при работе с ними следует соблюдать осторожность.

Хром является биогенным микроэлементом, его содержание в организме невелико (6–12 мг). В основном содержится в коже, костной ткани и мышцах. С точки зрения биологической значимости мало изучен, но точно установлено, что в биохимических процессах принимает участие Cr (III): регулирует липидный и углеводный обмен, повышает толерантность к глюкозе, регулирует уровень глюкозы в крови (вместе с инсулином, обеспечивает нормальную активность инсулина), а также принимает участие в регуляции обмена холестерина. Является активатором некоторых ферментов (фосфоглюкомутазы, трипсина и др.). Участвует в регуляции работы сердечной мышцы и функционировании кровеносных сосудов. Хром способствует выведению из организма токсинов, солей тяжелых металлов, радионуклидов.

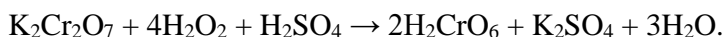
Естественно, хром, как и любой другой элемент, накапливаясь, оказывает токсическое действие на организм. Металлический хром нетоксичен, а растворимые соединения хрома очень ядовиты (чем выше валентность хрома, тем выше токсичность). Пары хромовой кислоты повреждают слизистые оболочки носа и дыхательных путей; хроматы и дихроматы разъедают кожу и вызывают экзему, а также повышают чувствительность ко многим аллергенам. Есть данные о том, что соединения хрома (VI) обладают канцерогенным действием. Люди, работающие на заводе по производству хрома, чаще заболевают раком легких. Токсическая доза для человека – 0,2 г, летальная доза – более 3 г.

Дефицит хрома часто наблюдается у людей, которые находятся на парентеральном питании, в том числе у беременных и кормящих женщин, людей с сахарным диабетом, а также его содержание в организме снижается с возрастом.

Соединения хрома (VI) являются сильными окислителями и применяются в оксидиметрическом методе количественного анализа – дихроматометрии. Например, $K_2Cr_2O_7$ используют в фармации для количественного определения железа (II) и некоторых органических лекарственных препаратов по реакции восстановления дихромат-иона в кислой среде:



Государственная фармакопея рекомендует для определения подлинности раствора пероксида водорода использовать реакцию:



В медицинской практике применяются различные препараты, содержащие хром.

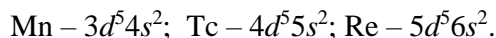
Пиколинат хрома, $Cr(C_6H_4NO_2)_3$ – при дефиците хрома, гормональных нарушениях, сахарном диабете второго типа, расстройствах нервной системы, а также при стрессовых состояниях и гормональных сбоях. Рекомендуются для профилактики атеросклероза и сердечной недостаточности, для повышения иммунитета и защитных функций организма, при головных болях и бессоннице. Используется для уменьшения тяги к мучному и сладкому в процессе лечения патологических изменений массы тела.

Радиоизотоп ^{51}Cr используется для диагностики различных гематологических заболеваний.

^{50}Cr и ^{52}Cr используются для получения позитронизлучающего радионуклида медицинского назначения ^{51}Mn .

Элементами побочной подгруппы **VII-Б группы** являются марганец (Mn), технеций (Tc), рений (Re). Марганец, технеций и рений относятся к *d*-элементам.

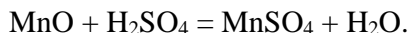
Электронная конфигурация внешнего уровня и предвнешнего *d*-подуровня:



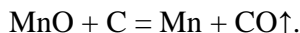
Марганец образует ряд оксидов и гидроксидов, в которых он проявляет степени окисления от +2 до +7, кислотно-основные свойства которых зависят от степени окисления марганца:

Степени окисления	Оксиды	Гидроксиды	Свойства
+2	MnO – бледно-зеленые кристаллы	Mn(OH) ₂ – белый, нерастворимый	Основные
+3	Mn ₂ O ₃ – кристаллы от коричневого до черного цвета	Mn(OH) ₃ – очень неустойчив, диспропорционирует	Амфотерные
+4	MnO ₂ – черные кристаллы	MnO(OH) ₂ – темно-бурый, нерастворимый	Амфотерные
+6	MnO ₃ в свободном виде не получен	H ₂ MnO ₄ в свободном виде не получена	Кислотные
+7	Mn ₂ O ₇ – темно-зеленая маслянистая жидкость	HMnO ₄ – устойчива только в растворе, фиолетового цвета	Кислотные

Соединения марганца (II) являются **восстановителями**. Валентность марганца в соединениях марганца (II) равна двум, степень окисления – +2. MnO представляет собой вещество серо-зеленого цвета, обладает слабыми основными свойствами, нерастворим в воде и щелочах, хорошо растворяется в кислотах:



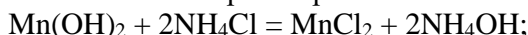
Окислительные свойства данного оксида проявляются в реакциях с типичными восстановителями. Оксид марганца восстанавливается до металла:



Гидроксид марганца (II), Mn(OH)₂ представляет собой студнеобразный бесцветный осадок, $K_s = 2,3 \cdot 10^{-13}$. В водных растворах проявляет основные свойства:



В присутствии солей аммония легко растворяется:

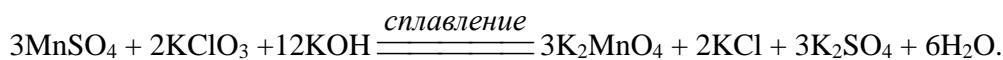


данная реакция возможна потому, что образуется гидроксид аммония, более слабое основание, чем гидроксид марганца

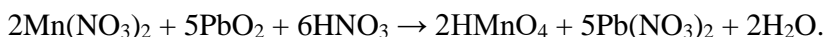
Соли марганца (II)

Двухвалентный марганец образует различные соли.

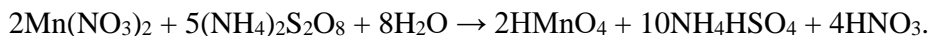
В сильнощелочной среде соединения Mn(II) окисляются до устойчивых в этой среде манганатов:



Сильные окислители в кислой среде переводят соединения Mn(II) в перманганаты:



Реакция с оксидом свинца в присутствии концентрированной азотной кислоты получила название «реакция Крума» (немецкий химик В. Крум), использовалась в аналитических целях в 1845 г. Впервые данная реакция была описана датским химиком Форчхаммером в 1820 г.



Эти реакции используются как качественные на соединения марганца (II).

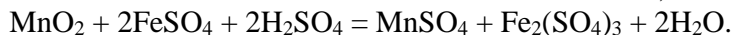
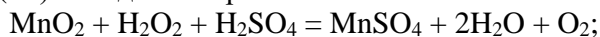
Оксид марганца (IV)

Оксид черно-бурого цвета, соответствующий гидроксид Mn(OH)₄ – темно-бурого цвета. Оба соединения в воде нерастворимы, оба амфотерны, но кислотные и основные свойства выражены слабо. Валентность и степень окисления марганца в соединениях марганца (IV) равна четырем.

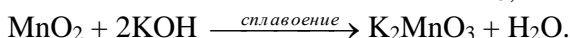
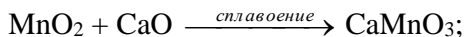
При взаимодействии с кислотами MnO₂ проявляет окислительные свойства, восстанавливается до Mn²⁺:



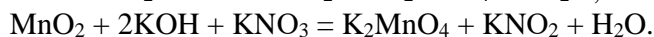
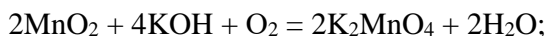
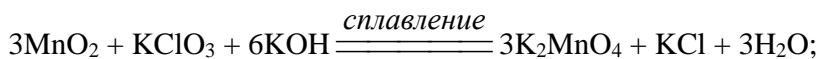
Оксид марганца (IV) обладают выраженными *окислительными* свойствами:



Кислотные свойства проявляются при сплавлении со щелочами или оксидами активных металлов:



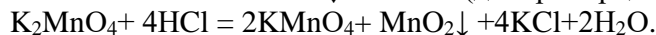
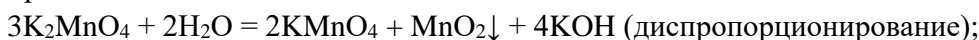
При действии сильных окислителей в щелочной среде MnO₂ окисляется до устойчивых в этой среде манганатов:



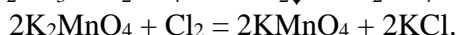
При действии сильных окислителей в кислой среде MnO_2 окисляется до устойчивых в этой среде перманганатов: $2\text{MnO}_2 + 3\text{PbO}_2 + 6\text{HNO}_3 = 2\text{HMnO}_4 + 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Соединения марганца (VI) малочисленны, MnO_3 неизвестен. Данному оксиду соответствует неустойчивая марганцовистая кислота – H_2MnO_4 , ее соли называются манганаты (K_2MnO_4), в твердом состоянии представляют собой темно-зеленые кристаллы, водные растворы имеют зеленый цвет. Их устойчивость увеличивается в щелочных растворах.

В водном растворе K_2MnO_4 медленно разлагается, при подкислении разложение идет быстрее:



Соединения марганца(VI) проявляют окислительные свойства, но при действии более сильных окислителей могут выступать в роли восстановителя, окисляясь до Mn^{+7} :



Соединения марганца (VII) являются одними из самых сильных окислителей. Оксид марганца (VII), Mn_2O_7 представляет собой зеленовато-черную маслянистую жидкость, разлагающуюся при слабом нагревании: $2\text{Mn}_2\text{O}_7 = 4\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{O}_2\uparrow$. Это кислотный оксид, с водой образует сильную марганцовую кислоту (HMnO_4), которая существует только в водном растворе.

В аналитической химии перманганат калия (KMnO_4) применяется в титриметрическом методе анализа под названием перманганатометрия, где титрантом служит сам перманганат калия. Данный метод используют для количественного определения окислителей и восстановителей.

Биологическая роль марганца. Это эссенциальный элемент для человека и животных, в организме человека содержится около 12 мг марганца. Доказано участие марганца в процессах кроветворения, формирования костной ткани, белковом и жировом обменах, синтезе мукополисахаридов и др.

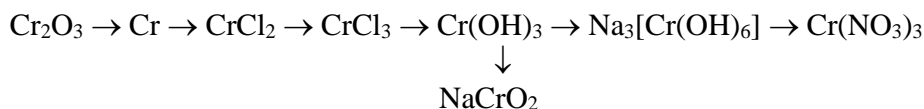
В медицинской практике калия перманганат применяют в качестве антисептического средства для обработки ран (0,1–0,5%-ный раствор), смазывания язвенных и ожоговых поверхностей (2–5%-ный раствор), полоскания рта и горла (0,01–0,1%-ный раствор), а также спринцевания и промывания в гинекологической и урологической практике (0,02–0,1%-ный раствор). В качестве кровоостанавливающего средства применяют 5%-ный раствор KMnO_4 . Образующаяся при обработке ран плотная пленка оксида марганца (IV) предохраняет раневую поверхность от инфицирования. Способность перманганата калия обезвреживать некоторые яды (алкалоиды (морфин, аконитин, никотин), синильная кислота, фосфор, хинин)) лежит в основе использования его растворов для промывания желудка при отравлениях, для этого применяют 0,02–0,1%-ный раствор. При попадании внутрь всасывается, оказывая гематотоксическое действие (приводит к развитию метгемоглобинемии), в группе риска люди с пониженной кислотностью желудочного сока.

При лечении малокровия используют сульфат марганца MnSO_4 и хлорид марганца (II) MnCl_2 .

Радиоактивные изотопы марганца применяют в исследовательских целях.

Задачи с решением

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, укажите типы реакций и условия их протекания:



Для реакций, протекающих в растворе, приведите сокращенные ионные уравнения.

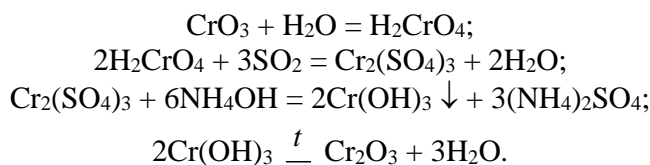
Решение

- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \xrightarrow{t} 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$ (реакция замещения, ОВР).
- $\text{Cr} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ (реакция замещения, ОВР).
- $2\text{CrCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{CrCl}_3$ (реакция соединения, ОВР).
- $\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ (реакция обмена)
 $\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow$.
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ (реакция соединения),
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{OH}^- = [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$.
- $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 6\text{HNO}_3 = \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaNO}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$,
 $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + 6\text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + 6\text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавливание}} \text{NaCrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (реакция обмена).

2. Оксид хрома(VI) массой 2 г растворили в воде. Через полученный раствор пропустили избыток оксиды серы (IV), а затем добавили раствор аммиака до прекращения образования осадка. Осадок отделили от раствора и прокалили. Определите массу остатка после прокаливания.

Решение

- Составим уравнения реакций и схему превращений на их основе:



- На основе этих уравнений можно составить схему превращений:



- Рассчитаем количество вещества оксида хрома (VI) и оксида хрома (III):

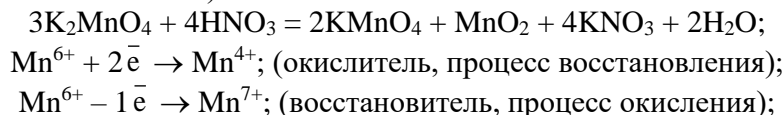
$$\begin{aligned}n(\text{CrO}_3) &= \frac{m(\text{CrO}_3)}{M(\text{CrO}_3)} = \frac{2 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль}; \\ n(\text{Cr}_2\text{O}_3) &= \frac{1}{2} n(\text{CrO}_3) = 0,01 \text{ моль}; \\ m(\text{Cr}_2\text{O}_3) &= n(\text{Cr}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Cr}_2\text{O}_3); \quad m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 0,01 \text{ моль} \cdot 152 \text{ г/моль} = 1,52 \text{ г}.\end{aligned}$$

Ответ: 1,52 г.

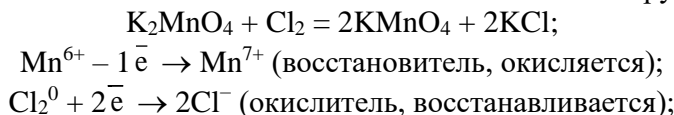
- Напишите уравнения реакций, в которых манганат калия проявляет: а) одновременно и окислительные, и восстановительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) только окислительные свойства.

Решение

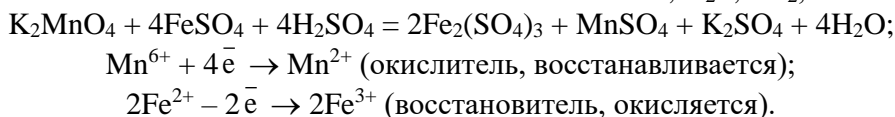
а) Манганаты диспропорционируют (проявляют одновременно и окислительные свойства, и восстановительные):



- манганаты являются восстановителями по отношению к хлору:



- манганаты являются окислителями по отношению к S, H₂S, SO₂, солям железа (II):



Задачи для самостоятельного решения

1. Как меняется характер оксидов и гидроксидов хрома с изменением степени окисления? Приведите примеры.
2. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты, назовите вещества:
 $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
3. Какие вещества образуются при гидролизе сульфата и сульфида хрома (III)? Напишите уравнения реакций.
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, укажите условия их протекания:
 $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3$.
Назовите вещества, классы.
5. Какой объем 0,1 М раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ потребуется для окисления 10 г KI в кислой среде?
6. Составьте электронные и электроннографические формулы атомов марганца с разной степенью окисления: Mn^0 , Mn^{+4} , Mn^{+7} .
7. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса:
 $\text{MnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
Укажите процессы окисления, восстановления, окислитель, восстановитель.
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Mn} \longrightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{MnO}_2 \longrightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightleftharpoons \text{KMnO}_4 \rightleftharpoons \text{Mn}_2\text{O}_7$.
9. В больнице для промывания горла пациенту назначили 0,5%-ный раствор перманганата калия, а в наличии оказался только 6%-ный раствор этого вещества. Сколько воды (мл) и 6%-ного раствора (пл. = 1,01 г/мл) потребуется для приготовления 1 л 0,5%-ного раствора перманганата калия (пл. = 1 г/мл)?
10. При отсутствии специальной сыворотки в место змеиного укуса вводят 1 мл 1%-ного раствора KMnO_4 ($\rho_{\text{раствора}} = 1,006$ г/мл). Рассчитайте массу KMnO_4 и воды в этой дозе.

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Гидроксид хрома (III) является:
1) основным; 3) амфотерным;
2) кислотным; 4) растворимым в воде.
2. В какой среде хромат-ион переходит в дихромат?
1) Кислой; 3) нейтральной;
2) щелочной; 4) слабощелочной.
3. В ряду оксидов $\text{CrO} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrO}_3$ возрастает:
а) степень окисления; в) кислотные свойства;
б) восстановительная способность; г) основные свойства.
1) а, б; 2) в, г; 3) а, в; 4) б, г.
4. Дихроматометрия основана на реакции:
1) $\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} \rightarrow \text{Cr}^0 + 4\text{H}_2\text{O}$;
2) $\text{Cr}^{2+} + 8\text{OH}^- - 3\text{e} \rightleftharpoons \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$;
3) $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
4) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$.
5. Соединения $\text{Cr}(\text{VI})$ являются:
1) восстановителями; 3) окислителями;
2) ОВ-свойствами не обладают; 4) обладают ОВ-двойственностью.

6. Выберите верные утверждения:

А. Превращение $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2$ можно осуществить с помощью воды.

Б. В схеме превращений $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$ веществами « X_1 » и « X_2 » являются соответственно $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и Cr_2O_3 .

- 1) Верно только А; 3) верны оба утверждения;
2) верно только Б; 4) оба утверждения неверны.

7. Общая сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \dots$ равна:

- 1) 12; 2) 24; 3) 25; 4) 30.

8. В ряду оксидов $\text{MnO}-\text{Mn}_2\text{O}_3-\text{MnO}_2-\text{MnO}_3-\text{Mn}_2\text{O}_7$ и соответствующих им гидроксидов: а) степень окисления Mn возрастает; б) кислотные свойства усиливаются; в) кислотные свойства ослабевают; г) окислительная способность усиливается.

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

9. Какой продукт восстановления образуется в результате реакции $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$

- 1) MnO_2 ; 2) MnSO_4 ; 3) K_2MnO_4 ; 4) MnO .

10. В кислой среде перманганат-ион восстанавливается до _____. Какова окраска раствора при этом?

- 1) Mn^{2+} , малиновая; 3) MnO_4^{2-} , зеленая;
2) Mn^{2+} , бесцветная; 4) MnO_2 , коричневая.

11. Выберите правильное утверждение:

А. Электронная формула валентных электронов d -элементов $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$.

Б. Марганец участвует в синтезе витаминов группы В.

- 1) Верно только А; 3) верны оба утверждения;
2) верно только Б; 4) оба утверждения неверны.

12. В ряду оксидов $\text{MnO}-\text{Mn}_2\text{O}_3-\text{MnO}_2-\text{MnO}_3-\text{Mn}_2\text{O}_7$ и соответствующих им гидроксидов: а) степень окисления Mn возрастает; б) кислотные свойства усиливаются; в) кислотные свойства ослабевают; г) окислительная способность усиливается.

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

Тема 2.9. Побочная подгруппа VIII группы ПСЭ Д. И. Менделеева

Общая характеристика элементов VIII группы побочной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева. Соединения железа. Оксиды. Гидроксиды. Соли железа. Качественные реакции на катионы железа (II, III).

Биологическая роль железа. Применение соединений железа в фармации.

Студент должен

знать: общую характеристику VIII группы побочной подгруппы ПСЭ Д. И. Менделеева, главные соединения железа: оксиды, гидроксиды; соли; реакции, характеризующие свойства оксидов и гидроксидов железа, обусловленное различиями в степени окисления получение и свойства комплексных соединений, качественные реакции ионов железа Fe^{2+} и Fe^{3+} , их биологическую роль, применение в фармации соединений железа;

уметь: составлять электронные, электронографические формулы атомов и ионов железа, уравнения реакций, описывающих химические свойства железа и его соединений, решать расчетные задачи с участием соединений железа; выполнять качественные опыты на катионы железа (II, III);

владеть навыками: безопасной работы в химической лаборатории, работы с учебной литературой.

Учебно-целевые вопросы

1. Общая характеристика VIII группы побочной подгруппы ПСЭ Д. И. Менделеева.
2. Железо: положение в Периодической системе, строение атома, характерные степени окисления с примерами соединений. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений железа от степени окисления.

3. Железо в природе. Железо в организме человека.
4. Химические свойства железа (реакции с неметаллами, водой, кислотами, солями, отношение к щелочам).
5. Соединения железа (II): оксид, гидроксид, соли. Их получение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
6. Соединения железа (III): оксид, гидроксид, соли. Их получение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
7. Комплексные соединения железа. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .
8. Применение соединений железа в фармации

Информационный блок

В VIII-V группу Периодической системы Д. И. Менделеева входят 9 *d*-элементов, которые составляют три подгруппы:

- подгруппу железа (железо Fe, рутений Ru, осмий Os);
- подгруппу кобальта (кобальт Co, родий Rh, иридий Ir);
- подгруппу никеля (никель Ni, палладий Pd, платина Pt).

Соединения, содержащие Fe, Co и Ni в одинаковых степенях окисления, очень похожи по структуре и термодинамическим характеристикам. Однако химическая активность металлов снижается от железа к никелю. В рядах:

$\text{Fe(OH)}_2\text{--Co(OH)}_2\text{--Ni(OH)}_2$ →	$\text{Fe(OH)}_3\text{--Co(OH)}_3\text{--Ni(OH)}_3$ →	$\text{Fe}^{+2}\text{--Co}^{+2}\text{--Ni}^{+2}$ →	$\text{Fe}^{+3}\text{--Co}^{+3}\text{--Ni}^{+3}$ →
Основные свойства уменьшаются	Амфотерные свойства уменьшаются	Восстановительные свойства уменьшаются	Окислительные свойства возрастают

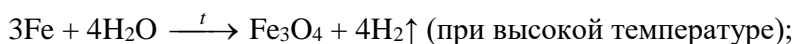
У элементов триады железа ярко проявляется способность *d*-элементов образовывать комплексные соединения.

Известны катионные аквакомплексы $[\text{Э}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и $[\text{Э}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, аммиачные комплексы $[\text{Э}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ и $[\text{Э}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$. Устойчивость аммиачных комплексов увеличивается в ряду Fe–Co–Ni. $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ и $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ устойчивы только в твердой фазе и насыщенном водном растворе аммиака, аммиачный комплекс $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ в водном растворе устойчив. Аммиачный комплекс железа (III) неустойчив, никеля (III) – не существует, а $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ – устойчив.

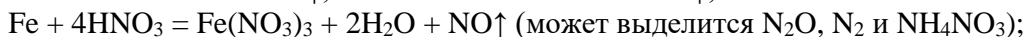
Элементы триады железа образуют много комплексных соединений с органическими лигандами, например, такие биоконплексы, как гемоглобин, цитохромы и др.

Железо – серебристо-белый металл, не отличается очень высокой тепло- и электропроводностью, но очень пластичен, легко намагничивается и размагничивается.

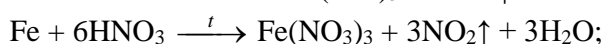
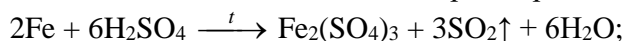
В химическом отношении железо является металлом средней активности, взаимодействуя с простыми и сложными веществами, в основном при нагревании:



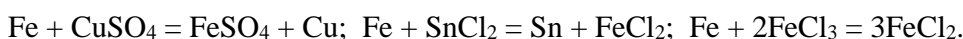
1) с разбавленными кислотами:



2) концентрированными H_2SO_4 и HNO_3 только при нагревании:

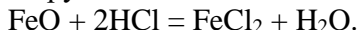


3) с солями, вытесняет менее активные металлы:

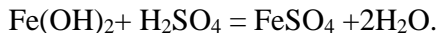


Оксиды, гидроксиды и соли железа

FeO – основной оксид, реагирует с кислотами:

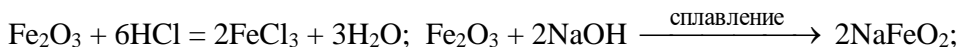
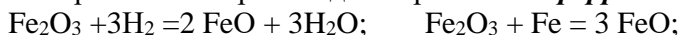


Гидроксид железа (II) – слабое основание основного характера, взаимодействует с кислотами:

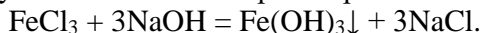


Оксид железа (III), Fe₂O₃ – красно-бурый порошок, термически устойчив до высоких температур, в воде нерастворим. В реакциях проявляет амфотерный характер с преобладанием основных свойств.

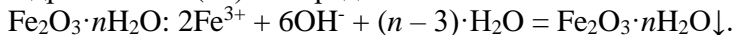
В водных растворах щелочей Fe₂O₃ не растворяется, но при сплавлении с твердыми щелочами и карбонатами происходит образование **ферритов**:



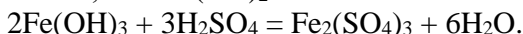
Гидроксид железа (III), Fe(OH)₃ – осаждается из раствора в виде бурого аморфного осадка состава, характеризуется очень низкой растворимостью в воде:



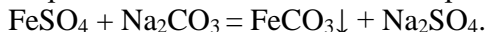
Гидроксид состава Fe(OH)₃ не существует, так как при осаждении из водного раствора образуется гидрат железа (III) неопределенного состава:



Fe(OH)₃ обладает слабыми амфотерными свойствами с преобладанием основных, Fe(OH)₃ более слабое основание, чем Fe(OH)₂:



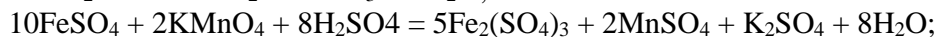
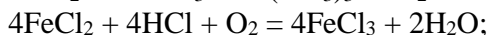
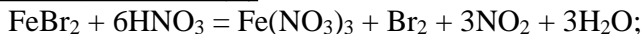
Двум степеням окисления железа соответствуют **два ряда солей**. Соли Fe³⁺ значительно устойчивее солей Fe²⁺. Последние легко окисляются даже при обычных условиях кислородом воздуха, превращаясь в соли железа Fe³⁺. Соли железа Fe²⁺ в водных растворах окрашены в светло-зеленый цвет. Соли железа (II) гидролизуются незначительно, поэтому на протекании реакций с участием иона Fe²⁺ гидролиз не влияет. Из раствора FeSO₄ при добавлении карбоната натрия выпадает белый осадок карбоната железа (II):



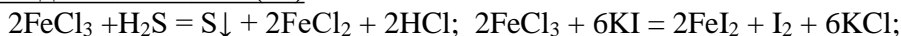
Растворимые соли участвуют в реакциях обмена с образованием осадков. Соли кислородсодержащих кислот железа (II) из растворов выделяются обычно в виде кристаллогидратов: FeSO₄·7H₂O (железный купорос) или Fe(NO₃)₂·6H₂O. Это отражает способность железа к реакциям комплексообразования. Кристаллогидраты представляют собой типичные аквакомплексы, к которым относятся также двойные соли, из которых наиболее известны соль Мора (NH₄)₂[Fe(SO₄)₂]·6H₂O и железоммонийные квасцы (NH₄)₂SO₄·FeSO₄·xH₂O. Они имеют широкое применение в химической практике.

Окислительно-восстановительные свойства соединений железа

Соединения железа (II) – сильные восстановители:



Соединения железа (III) – слабые окислители:



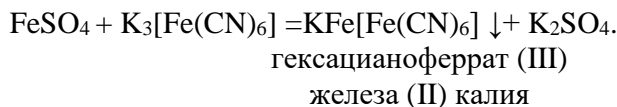
При действии сильных окислителей соединения железа (III) проявляют восстановительные свойства и переходят в соединения (VI) (ферраты):



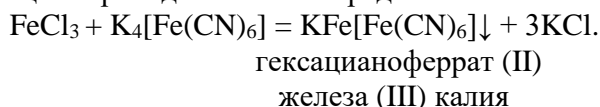
Ферраты устойчивы только в щелочной среде.

Качественные реакции на катионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

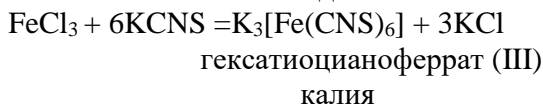
Для качественного обнаружения иона Fe^{2+} применяют раствор **гексацианоферрата (III)** калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (так называемая красная кровяная соль). В присутствии ионов Fe^{2+} образуется темно-синий осадок «турбулевой сини». Он нерастворим в кислотах, но разлагается щелочами с образованием осадка $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Поэтому реакция проводится в кислой среде:



Для качественного обнаружения иона Fe^{3+} **гексацианоферрат (II)** калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (желтая кровяная соль). При их взаимодействии образуется темно-синий осадок «берлинской лазури». Осадок нерастворим в кислотах, но растворяется в щелочах и избытке реагента. Реакцию проводят в кислой среде:



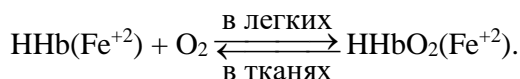
Также *реактивом на Fe^{3+}* является **тиоцианат**-ион, называемый также роданид – ионом CNS^- . При их взаимодействии образуется кроваво-красное окрашивание раствора, обусловленное образованием комплексного соединения:



Реакция обратима, поэтому следует брать избыток реагента.

Биологическая роль железа. В организме взрослого человека содержится около 5 г железа, из которых две трети этой массы входит в состав гемоглобина. Основной функцией железа в организме человека является перенос кислорода и участие в окислительных процессах. Железосодержащие комплексы миоглобин, цитохромы, каталаза обеспечивают клеточное дыхание.

В легких гемоглобин присоединяет молекулы O_2 , превращаясь в оксигемоглобин, который переносит O_2 от легких к тканям.



Следует отметить, что связывание гемоглобином кислорода является реакций обмена лигандов (например: $\text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons[\text{в тканях}]{\text{в легких}} \text{O}_2$), не сопровождающейся изменением степеней окисления.

В медицине в качестве лекарственных препаратов применяют *хлорид железа (II)*, *сульфат железа (II)*, но более эффективны бионеорганические комплексы железа с сахарами, никотинамидом и другими органическими веществами.

Аскорбинат железа (II), *лактат железа (II)*, *глицерофосфат железа (III)*, *сульфат железа (II)* – $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, *ферроплекс*, *гематоген*, *гемостимулин*, *сироп алоэ с железом*, *ферроцерон*, *ферковен* – препараты на основе железа, применяемые для лечения железодефицитных анемий различной этиологии.

Гексагидрат хлорида железа (III), $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – кровоостанавливающее средство. Радиоактивные изотопы железа используют для диагностики анемий.

Задачи с решением

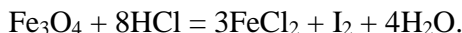
1. Будут ли отличаться продукты реакций взаимодействия железной окалины с концентрированной соляной кислотой и концентрированной йодоводородной кислотой? Составьте уравнения протекающих реакций.

Решение

Железная окалина представляет собой смешанный оксид $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$, поэтому при взаимодействии с соляной кислотой протекает реакция обмена и образуются две соли: хлорид железа (II) и хлорид железа (III):



Йодоводородная кислота – сильный восстановитель, поэтому при взаимодействии с железной окалиной протекает ОВР и образуются йодид железа (II) и свободный йод:



2. Что можно наблюдать при сливании растворов хлорида железа (III) и тетрагидроксоалюмината натрия? Напишите уравнение протекающей реакции.

Решение.

При сливании растворов хлорида (III) и тетрагидроксоалюмината натрия можно наблюдать выпадение бурого и белого осадков:



3. Какие процессы будут протекать при погружении цинковой пластинки в раствор хлорида железа (II)? Как изменится масса хлорида железа (II) в растворе?

Решение

1. Соль хлорида железа (II) в растворе подвергается гидролизу:



2. Цинк будет взаимодействовать с соляной кислотой:



3. Так как цинк более активный металл, чем железо (расположен в ряду напряжений левее железа), то происходит вытеснение металла:



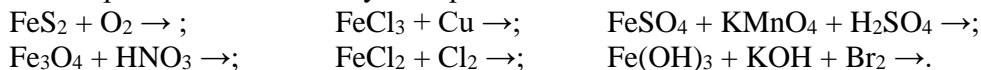
4. В результате протекания процессов (1 и 3) масса хлорида железа (II) в растворе уменьшится.

Задачи для самостоятельного решения

1. Составьте электронные и электроннографические формулы атома железа с разной степенью окисления: Fe^0 , Fe^{+2} , Fe^{+3} . Приведите примеры соединений железа в различных степенях окисления. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов железа при повышении степени окисления?

2. С какими из перечисленных веществ будет реагировать железо: O_2 , Cl_2 , S , NaOH , HCl , H_2SO_4 (разб.), HNO_3 (р), HNO_3 (конц.), K_2SO_4 , CuBr_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия проведения реакций.

3. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, укажите условия их протекания и роль соединений двух- и трехвалентного железа:



4. Определите формулу оксида железа, если массовая доля железа в нем 69,9%.

5. Соли железа подвергаются гидролизу. В растворе какой соли: FeSO_4 или $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – среда будет более кислой и почему? Напишите уравнения соответствующих реакций. При сливании растворов FeCl_3 и Na_2CO_3 выделяется газ и образуется осадок. Объясните данные явления и напишите уравнения соответствующих реакций.

6. Даны водные растворы сульфата железа (II), аммиака, перманганата калия и серной кислоты. Приведите уравнения четырех возможных реакций между ними.

7. Сколько атомов железа содержится в гемоглобине крови среднего человека, если масса этих атомов равна 3 г?

8. При растворении 13,9 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ в воде массой 86,1 г образовался раствор с массовой долей FeSO_4 7,6%. Определите формулу кристаллогидрата.

9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, укажите условия их протекания:



10. Подготовьте презентации с кратким сообщением о биоконкомпексах железа.

Тестовый контроль

Выполните тестовые задания (правильный ответ один).

1. Какая частица изображена электронной формулой: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$?

- 1) Cr^0 ; 2) Fe^0 ; 3) Cr^{2+} ; 4) Mn^{2+} .

2. Выберите группу, в которой все вещества реагируют с железом.

- 1) H_2SO_4 , Na_2SO_4 , Al_2O_3 ; 2) HCl , CuSO_4 , Cl_2 ;
3) Cl_2 , H_2O , NaCl ; 4) O_2 , H_2O , Al_2O_3 .

3. Скорость реакции $4\text{Fe}_{(\text{тв.})} + 3\text{O}_{2(\text{г.})} = 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв.})}$ увеличится при:

- 1) уменьшении температуры;
2) увеличении температуры;
3) уменьшении концентрации кислорода;
4) увеличении количества железа.

4. Верны ли следующие суждения о соединениях железа?

А. Оксиду железа с основными свойствами соответствует формула FeO .

Б. Для гидроксида железа (III) характерны только кислотные свойства.

- 1) верно только А; 2) верно только Б;
3) верны оба суждения; 4) оба суждения неверны.

5. В схеме превращений $\text{Fe} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{X} \xrightarrow{\text{Y}} \text{Fe}(\text{OH})_2$ веществами «X» и «Y» соответственно являются

- 1) FeCl_3 и KOH ; 2) FeCl_2 и NaOH ;
3) FeCl_2 и $\text{Zn}(\text{OH})_2$; 4) FeCl_2 и H_2O .

6. Установите соответствие между формулами исходных веществ и названиями продуктов их взаимодействия.

Формулы веществ

- А) Fe и HNO_3 (разб.);
Б) Fe и H_2SO_4 (разб.);
В) Fe и O_2 (в присутствии H_2O);
Г) FeS и O_2 .

Продукты взаимодействия

- 1) оксид железа (III) оксид серы (IV);
2) гидроксид железа (II);
3) гидроксид железа (III);
4) сульфат железа (II) и водород;
5) нитрат железа (II), оксид азота и вода;
6) нитрат железа (III), оксид азота и вода.

7. Рассчитайте молекулярную массу гемоглобина (Hb), исходя из того, что в 1 молекуле содержится 4 атома Fe и массовая доля его составляет 0,335%.

- 1) 66 865; 2) 668,65; 3) 668 650; 4) 16 716.

8. Выберите правильную характеристику железа:

- а) Fe – металл, d -элемент; б) электронная формула атома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$;
в) ежедневное потребление железа 1–3 мг; г) 70% железа сосредоточено в гемоглобине;
д) ионы Fe^{2+} обладают окислительными свойствами.

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

9. Изменяет ли железо степень окисления в молекуле Hb при транспорте кислорода, CO_2 ?

- 1) да, изменяет до +3; 3) да, изменяет до +6;
2) не изменяет; 4) да, изменяет до +0.

10. В силу каких свойств хлорид железа (III) используется как дезинфицирующее и кровоостанавливающее средство?

- 1) Окислительных; 3) восстановительных;
2) кислотнo-основных (гидролизуется); 4) гетерогенных.

Примерные вопросы для промежуточной аттестации

1. Атом элемента имеет следующую электронную конфигурацию: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Укажите: а) заряд ядра; б) число завершенных энергетических уровней в электронной оболочке этого атома; в) максимально возможную степень окисления; г) валентность атома в соединении с водородом.
2. Напишите электронные формулы ионов Br^- , S^{2-} , Ca^{2+} , Cu^{2+} , Cr^{3+} , Mn^{2+} .
3. По положению элементов в ПСЭ определите число энергетических уровней, число электронов на внешнем энергетическом уровне и число валентных электронов в атомах хлора, марганца, стронция, ксенона. Напишите для каждого из этих элементов электронные и электронографические формулы. К какому электронному семейству относятся эти элементы?
4. С точки зрения электронного строения предложите возможные валентности для атомов фтора и брома. Чем объясняется различие свойств этих элементов?
5. Классифицируйте следующие оксиды по подклассам и дайте им названия: SO_2 , Na_2O , CaO , MnO_2 , Cr_2O_3 , Ag_2O , V_2O_5 , P_2O_5 , CO , ZnO , N_2O , FeO , CrO_3 , SiO , Mn_2O_7 , Cl_2O .
6. Приведите формулы оксидов по их названиям: оксид серы (IV); оксид серы (VI), оксид железа (III), оксид марганца (II); оксид хлора (VII), оксид углерода (IV).
7. Напишите уравнения реакций (не менее четырех) получения оксида серы (IV), оксида алюминия, оксида бария.
8. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид серы (IV): CaO , NaCl , KOH , AgNO_3 , ZnO , P_2O_5 ?
9. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих гидроксидов: HClO_4 , H_3PO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, H_2S , $\text{Al}(\text{OH})_3$.
10. С помощью каких реакций можно доказать амфотерность гидроксида алюминия?
11. Составьте уравнения реакций, не изменяя коэффициенты к исходным веществам: $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \dots$; $\text{Al}(\text{OH})_3 + 1\text{HCl} \rightarrow \dots$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow \dots$; $\text{H}_2\text{SO}_4 + 1\text{NaOH} \rightarrow \dots$; $2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$. Назовите полученные продукты.
12. Коэффициент растворимости перманганата калия при 65°C равен 25 г на 100 г воды. Рассчитайте массовую долю KMnO_4 (%) в насыщенном растворе.
13. В воде массой 100 г при температуре 20°C растворяется гидроксид натрия массой 108,7 г. Какую массу NaOH и воды надо взять для приготовления насыщенного при температуре 20°C раствора щелочи массой 40 г?
14. Сколько граммов соли нужно растворить в 250 мл воды, чтобы получить раствор с массовой долей соли 6%?
15. Из 600 г раствора с $\omega(\text{соли}) = 10\%$ выпарили 100 г воды. Определите $\omega(\text{соли})$ в оставшемся растворе.
16. К 500 г раствора с массовой долей NaCl равной 10% добавили 50 г соли. Какова массовая доля соли в полученном растворе?
17. В медицинской практике часто используют 0,9%-ный раствор хлорида натрия (его называют изотоническим или физиологическим). Сколько граммов соли получит больной при введении 400 мл этого раствора? Какова молярная концентрация этого раствора, если плотность раствора равна 1,1 г/мл?
18. В медицинской практике применяют водные растворы перманганата калия разной концентрации. Рассчитайте массу KMnO_4 и объем воды, необходимые для приготовления 100 г 3%-ного раствора перманганата калия.
19. Растворы H_2O_2 используют для полоскания горла, полости рта. Для приготовления растворов H_2O_2 удобно пользоваться гидроперитом – комплексным соединением H_2O_2 с карбамидом (мочевинной) состава $(\text{NH}_2)_2\text{CO} \cdot \text{H}_2\text{O}_2$. Рассчитайте массовую долю пероксида водорода в гидроперите.
20. Составьте уравнения диссоциации электролитов CrCl_3 , KClO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, HClO_4 , NaClO , MgOHCl . Какие из этих электролитов образуют в водном растворе хлорид-ионы?

21. Могут ли сосуществовать в растворе следующие пары веществ:
а) KOH и P₂O₃; б) Ba(OH)₂ и CO₂; в) Al(NO₃)₃ и HCl; г) KOH и NaOH; д) FeSO₄ и Ba(NO₃)₂; е) Cr(OH)₃ и KOH; ж) CuCl₂ и AgNO₃? Ответ поясните, записав молекулярные и ионные уравнения реакций.
22. Чему равна концентрация ионов водорода в 1 М растворе HCl, если $\alpha = 0,9$?
23. Определите молярную концентрацию гидроксид-ионов: а) в растворе с pH = 4; б) в растворе с pH = 12; в) в 0,001 М растворе NaOH ($\alpha = 1$); г) в 0,001 М растворе Ba(OH)₂ ($\alpha = 1$); д) в 0,002 М растворе HNO₃ ($\alpha = 1$); е) в 0,002 М растворе H₂SO₄ ($\alpha = 1$).
24. Смешали 50 мл раствора с концентрацией HCl 0,2 моль/л и 300 мл раствора с концентрацией HCl 0,02 моль/л. Вычислите pH полученного раствора, принимая, что степень диссоциации HCl равна 0,9.
25. Составьте уравнения ОВ-реакций ионно-электронным методом или методом электронного баланса:
- $$\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \dots$$
- $$\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$$
- $$\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \dots$$
26. Какие из следующих солей: AlBr₃, CaCO₃, (NH₄)₂SO₃, FeCl₂, CoSO₄, Na₂SiO₃, Pb(NO₃)₂, NaNO₃, подвергаются гидролизу: а) только по катиону, б) только по аниону, в) и по катиону, и по аниону, а какие соли гидролизу не подвергаются? Составьте уравнения гидролиза солей.
27. Выберите формулы веществ, добавление которых к раствору хлорида алюминия усилит гидролиз этой соли: HNO₃, KOH, AlCl₃·6H₂O, K₂CO₃, H₂O.
28. Как изменяется сила кислот и их окислительно-восстановительные свойства в ряду:
а) HF → HCl → HBr → HI; б) HClO → HClO₂ → HClO₃ → HClO₄; в) HClO → HBrO → HIO? Объясните причину различия.
29. Найдите объем хлороводорода (н.у.) и массу воды, которые потребуются для приготовления 200 г 20% соляной кислоты.
30. Хлорная вода имеет запах хлора. При подщелачивании хлорной воды запах исчезает, а при последующем подкислении появляется вновь. Объясните наблюдаемые явления.
31. Какую массу серы можно окислить кислородом, который образуется при разложении 215 г бертолетовой соли, содержащей 5% примесей? Какой объем займет (при н.у.) газ, образующийся при окислении?
32. Какую массу кислорода переносит кровь среднего человека массой 60 кг за один кругооборот, если масса крови в организме составляет 8% от массы тела, а содержание гемоглобина в крови 14 г на 100 мл крови (плотность крови 1,050 г/мл)? 1 г гемоглобина переносит 1,34 мг O₂.
33. С какими из перечисленных веществ будет реагировать сульфид калия: соляная кислота, гидроксид натрия, сульфат меди (II), кремниевая кислота, нитрат свинца (II), хлорид алюминия, бромид натрия? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.
34. Сравните валентные возможности атомов азота и фосфора. Объясните, почему азот не проявляет высшей валентности, равной номеру группы. Составьте электронные и электроннографические формулы азота в степени окисления –3 и +3. В каких степенях окисления атом азота будет иметь электронное строение, аналогичное строению атомов гелия и неона? Какая электронная конфигурация соответствует атому фосфора в возбужденном состоянии?
35. Аммиак объемом 4,48 л (н.у.) пропустили через 200 г 4,9%-ного раствора ортофосфорной кислоты. Какая соль образуется в результате реакции? Рассчитайте массовую долю этой соли в полученном растворе.
36. Какую экологическую угрозу несут оксиды азота? Предложите способ очистки от примесей оксида азота (II) и оксида азота (IV), образующихся в процессе некоторых химических производств. Напишите уравнения соответствующих реакций.

37. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
фосфор \rightarrow оксид фосфора (V) \rightarrow ортофосфорная кислота \rightarrow фосфат натрия \rightarrow
 \rightarrow гидрофосфат натрия \rightarrow фосфат натрия \rightarrow фосфат бария.
38. Сравните физические свойства аллотропных модификаций углерода. Объясните причины различий.
39. Каковы валентность и степень окисления углерода в CO и CO₂? Составьте схемы образования этих молекул. Определите тип и механизм образования химической связи в этих соединениях.
40. Сравните окислительно-восстановительную активность углерода и кремния. Объясните причину различий. Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.
41. Почему так резко отличаются по своим физическим свойствам высшие оксиды углерода и кремния? Что общего и что различного в химических свойствах данных соединений? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
42. Объясните, в чем различие в строении внешнего энергетического уровня металлов и неметаллов? Приведите электронные и электронографические формулы атомов металлов натрия, магния, алюминия, железа, свинца, цинка. К какому семейству, *s*-, *p*-, *d*- или *f*-, относятся эти металлы?
43. Какие из перечисленных ниже веществ могут быть применены для устранения временной жесткости воды: а) поваренная соль; б) гидроксид натрия; в) сода; г) соляная кислота; д) гидроксид кальция; е) фосфат натрия? Дайте обоснованный ответ, приведя уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.
44. Клинический анализ крови человека показывает, что в 100 мл ее содержится 180 мг калия и 6,5 мг кальция. Сколько атомов калия и кальция содержится в крови взрослого человека, если усредненный ее объем составляет 5 л?
45. С помощью какого одного реактива можно различить растворы хлоридов натрия, магния и алюминия? Напишите уравнения происходящих реакций.
46. Объясните, почему различный порядок прибавления растворов гидроксида натрия и сульфата алюминия по каплям приводит к разному характеру наблюдаемых изменений. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.
47. Соли железа подвергаются гидролизу. В растворе какой соли: FeSO₄ или Fe₂(SO₄)₃ – среда будет более кислой и почему? Напишите уравнения соответствующих реакций. При сливании растворов FeCl₃ и Na₂CO₃ выделяется газ и образуется осадок. Объясните данные явления и напишите уравнения соответствующих реакций.
48. Составьте формулы оксидов и гидроксидов и укажите их химический характер: а) Cr⁺²; б) Cr⁺³; в) Cr⁺⁶. Составьте уравнения реакций их получения и химических свойств, подтверждающих их характер.
49. В водной среде дихромат- и хромат-ионы образуют равновесную систему. Запишите ее и объясните, используя принцип Ле Шателье, как повлияет на смещение данного равновесия добавление кислоты и щелочи.
50. Предложите цепочку превращений, позволяющую получить: а) сульфат меди (II) из простых веществ; б) гидроксид меди (II) из металлической меди. Напишите уравнения необходимых реакций, укажите условия их протекания.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

1. Классы неорганических соединений

Цель работы: экспериментальное подтверждение свойств соединений – представителей важнейших классов неорганических соединений.

Свойства оксидов

Опыт 1. Взаимодействие основных оксидов с водой

Реактивы и оборудование: CaO (в кусочках), CuO (II) (гранулы), вода, фенолфталеин, фарфоровая чашка, пробирки.

Порядок выполнения

1. В фарфоровую чашку положите несколько кусочков оксида кальция и приливайте к нему порциями воду. Как меняется объем содержимого? Происходит ли выделение или поглощение тепла? Напишите уравнение реакции. После остывания возьмите некоторое количество образовавшегося вещества и внесите в пробирку, тщательно смешайте с водой и добавьте 2–3 капли фенолфталеина. Является ли реакция среды щелочной? Почему?
2. Прodelать тот же опыт, но вместо оксида кальция возьмите гранулированный оксид меди (II). Обнаружили ли вы взаимодействие оксида меди (II) с водой? Объясните, в чем различие в отношении к воде оксида кальция и оксида меди (II)? Чем оно объясняется?

Вывод:

Опыт 2. Взаимодействие кислотных оксидов с водой

Реактивы и оборудование: вода, P_2O_5 (V) (тв.), пробирка, микрошпатель, стеклянная палочка, лакмусовая бумажка.

Порядок выполнения

В пробирку поместите 10 капель воды и насыпьте аккуратно 1 микрошпатель оксида фосфора (V). Опишите наблюдения за ходом реакции. Возьмите стеклянной палочкой пробу на лакмусовую бумажку. Изменяется ли окраска лакмуса? Почему? Напишите уравнение реакции образования метафосфорной кислоты HPO_3 в молекулярной и ионной формах.

Вывод:

Опыт 3. Взаимодействие основных оксидов с кислотами

Реактивы и оборудование: CuO (II) (гранулы), раствор H_2SO_4 (2 н.), раствор HNO_3 (2 н.), пробирки, штатив, спиртовка.

Порядок выполнения

1. Положите в пробирку несколько крупинок гранулированного оксида меди (II) и добавьте 10 капель разбавленной серной кислоты. Пробирку укрепите в штативе слегка наклонно и нагревайте высоко над пламенем горелки. После того как жидкость закипит, уберите горелку. Наблюдайте за изменением цвета раствора из бесцветного в голубой.

Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионных формах. Объясните, почему раствор приобрел голубую окраску.

2. Проведите тот же опыт, только заменив разбавленную серную кислоту разбавленной азотной. Отличается ли окраска полученного раствора от окраски раствора в первом случае? Каков состав полученных веществ?

Составьте уравнения реакции в молекулярной и ионной формах. Чем объясняется сходство окраски полученных растворов? Объясните это с точки зрения теории электролитической диссоциации. Какой ион придает окраску растворам, полученным в обоих случаях. В чем сходство взаимодействия с кислотами основных оксидов и оснований?

Вывод:

Свойства кислот

Опыт 1. Взаимодействие кислот (на примере разбавленной серной кислоты) с металлами

Реактивы и оборудование: штатив с пробирками, шпатель (или ложечка), спиртовка, держатель для пробирок, спички, раствор серной кислоты, гранулированный цинк, гранулированный алюминий, железные стружки, медные опилки.

Порядок выполнения

1. В четыре пробирки поместите: в первую – 2–3 гранулы цинка, во вторую – 2–3 гранулы алюминия, в третью – железные стружки на кончике шпателя, в четвертую – медные опилки на кончике шпателя.

2. Во все пробирки прилейте 1–2 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете?

3. Если в какой-либо пробирке не происходит реакция, слегка подогрейте содержимое пробирки в пламени спиртовки.

Какой из металлов, взятый для опытов, не реагирует с раствором серной кислоты?

Все ли металлы вытесняют водород из кислот?

Вывод:

Опыт 2. Взаимодействие кислот с солями

Реактивы и оборудование: растворы HCl (2 н.), AgNO_3 (0,1 н.), H_2SO_4 (2 н.), BaCl_2 (0,1 н.), MgCO_3 , FeSO_4 (свежеприготовленный раствор), CaCO_3 (мел), микрошпатель, пробирки.

Порядок выполнения

1. Налейте в пробирку 3 капли разбавленной хлороводородной кислоты и добавьте каплю раствора нитрата серебра. Какие изменения наблюдаются? Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионной форме. Каков состав выпадающего осадка?

2. Налейте в пробирку 3 капли разбавленной серной кислоты, а затем каплю раствора хлорида бария. Какой признак реакции наблюдается? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Каков состав выпадающего осадка?

3. Насыпьте в пробирку карбонат магния слоем 1 мм и добавьте каплю разбавленной хлороводородной кислоты. Что образуется в результате реакции? Напишите ее уравнение в молекулярной и ионной формах и объясните, какой газ выделяется и почему?

4. Налейте в пробирку 3 капли сульфата железа (II) и добавьте каплю разбавленной хлороводородной кислоты.

Наблюдаются ли какие-нибудь изменения в растворе? Почему? Сделайте вывод о том, могут ли кислоты реагировать с солями и в каких случаях такие реакции возможны.

5. Поместите в 1-ю пробирку микрошпатель карбоната магния, а во 2-ю — столько же карбоната кальция. Добавьте в обе пробирки по 5 капель разбавленной серной кислоты. Есть ли разница в протекании обеих реакций? Дайте объяснение наблюдаемым явлениям и составьте химические уравнения в молекулярной и ионной формах.

Вывод:

Свойства оснований

Опыт 1. Взаимодействие оснований с солями (образование нерастворимых оснований)

Реактивы и оборудование: растворы CuSO_4 (0,5 н.), NaOH (0,1 М), FeCl_3 (0,5 н.), KOH (2 н.), FeSO_4 (свежеприготовленный раствор).

Порядок выполнения

1. Налейте в пробирку 5 капель раствора сульфата меди (II) и прибавьте каплю раствора гидроксида натрия.

2. Проведите такой же опыт с растворами хлорида железа (III) и гидроксида калия.

3. Проведите реакцию с растворами сульфата железа (II) и гидроксида натрия. Что наблюдается в каждом случае? Напишите уравнения протекающих реакций. Какие вещества выпадают в осадок?

Сделайте вывод: могут ли щелочи реагировать с солями, и при каких условиях, и какие вещества образуются в результате такого взаимодействия? Каким способом могут быть получены нерастворимые основания?

Вывод:

Опыт 2. Реакция нейтрализации (взаимодействие оснований с кислотами)

Реактивы и оборудование: раствор NaOH (0,1 М), лакмус, раствор хлороводородной кислоты (0,1 М), H₂SO₄ (2 н.), HNO₃ (2 н.), пробирки, стеклянные палочки.

Порядок выполнения

1. Налейте в пробирку 10 капель раствора гидроксида натрия концентрации 0,1 моль/л, добавьте каплю лакмуса (какого цвета раствор?), осторожно, по каплям, добавляйте раствор хлороводородной кислоты, стараясь уловить переход окраски лакмуса в фиолетовую. Пробирку с раствором все время встряхивайте. После изменения окраски лакмуса приливание кислоты прекратите.

2. Возьмите пробирку с полученными в опыте 1 нерастворимыми основаниями и добавьте к гидроксиду меди (II) 3 капли разбавленной хлороводородной кислоты, к гидроксиду железа (III) – 3 капли разбавленной серной кислоты и к гидроксиду железа (II) – 3 капли разбавленной азотной кислоты. Размешайте содержимое пробирок стеклянными палочками. О чем говорит изменение окраски индикатора? Обоснуйте свой ответ уравнением реакции в молекулярной и ионной форме. Что происходит с осадками? Почему?

Вывод:

Свойства солей

Опыт 1. Взаимодействие солей между собой

Реактивы и оборудование: растворы Ba(NO₃)₂ (0,1 н.), MgSO₄ (0,5 н.), BaCl₂ (0,1 н.), CuSO₄ (0,5 н.), FeCl₃ (0,5 н.), AgNO₃ (0,1 н.), NaCl (0,5 н.); пробирки.

Порядок выполнения

1. Поместите в пробирку 2 капли раствора нитрата бария, а затем добавьте 2 капли раствора сульфата магния. Протекает ли реакция? Напишите ее уравнение в молекулярной и ионной формах. Каков состав осадка?

2. Налейте в пробирку 2 капли раствора хлорида бария и добавьте 2 капли раствора сульфата меди (II). Какой признак реакции наблюдается? Напишите уравнение реакции.

3. Поместите в пробирку 2 капли раствора хлорида железа (III) и добавьте 2 капли раствора нитрата серебра. Укажите признак реакции и напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

4. Смешайте в пробирке по несколько капель хлорида натрия и сульфата меди (II). Наблюдается ли реакция? Сделайте вывод о том, при каких условиях соли могут взаимодействовать друг с другом.

Вывод:

Опыт 2. Свойства солей азотистой кислоты

Реактивы и оборудование: раствор K₂Cr₂O₇ (0,5 М), раствор KMnO₄ (0,5 М), раствор H₂SO₄ (2 н.), раствор KI (0,5 М), раствор NaNO₂ (1 М), раствор KBr (0,5 М); спиртовка, пробирки.

Порядок выполнения

1. В две пробирки внесите: в 1-ю – 4–6 капель 0,5 М раствора дихромата калия, а во 2-ю – 4–6 капель 0,5 М раствора перманганата калия. В обе пробирки добавьте по 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты и по 4–6 капель 1 М раствора нитрита натрия.

Пробирку с дихроматом калия слегка нагрейте. Что наблюдаете? Отметьте изменение окраски. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций.

2. В пробирку внесите 4–6 капель 1 М раствора нитрита натрия и 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты, добавьте 4–6 капель 0,5 М раствора иодида калия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакции, имея в виду выделение йода и газа (NO). Повторите опыт с 0,5 М раствором бромида калия. Идет ли в этом случае реакция?

Вывод:

Свойства амфотерных оксидов и гидроксидов

Опыт 1. Свойства амфотерных оксидов

Реактивы и оборудование: растворы ZnO, HCl_(конц.), раствор NaOH_(конц.), пробирки, микрошпатель.

Порядок выполнения

В две пробирки поместите по 1 микрошпателью оксида цинка. В первую пробирку добавьте 10–15 капель соляной кислоты, а в другую – столько же концентрированного раствора щелочи. Встряхивайте содержимое пробирок до растворения осадков в обеих пробирках. Составьте уравнения реакций.

Вывод:

Опыт 2. Получение и свойства амфотерных гидроксидов

Реактивы и оборудование: раствор ZnSO₄ (0,5 н.), раствор NaOH (2 н.), раствор NaOH_(конц.), концентрированная соляная кислота.

Порядок выполнения

Налейте в пробирку 1–2 мл раствора сульфата цинка. Добавьте по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования осадка. Содержимое пробирки разделите на 2 пробирки. В одну добавьте несколько капель концентрированного раствора гидроксида натрия, в другую – концентрированной соляной кислоты. Отметьте наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций.

Вывод:

2. Комплексные соединения

Цель работы: изучение некоторых свойств комплексных соединений, реакций комплексообразования.

Опыт 1. Образование аммиачных комплексов катионов d-элементов

Реактивы: NH₃·H₂O_(разб.); NH₃·H₂O_(конц.); 0,5 н. раствор CuSO₄; 0,5 н. раствор Zn(NO₃)₂; 0,05 М раствор AgNO₃.

Порядок выполнения

Приготовьте таблицу для записи наблюдений по форме.

В три пробирки внесите по 2–3 капли солей указанных катионов. Затем прибавьте в каждую пробирку по 1–2 капли разбавленного водного раствора аммиака. Отметьте цвет образовавшегося осадка гидроксида. Затем в те же пробирки прибавьте по 5–8 капель концентрированного водного раствора аммиака. Что наблюдаете?

Пробирка	Катион	Реактив		Наблюдение
		NH ₃ –H ₂ O _(разб.)	NH ₃ –H ₂ O _(конц.)	
1.	Cu ²⁺			
2.	Zn ²⁺			
3.	Ag ⁺			

Произошло ли растворение осадка с образованием комплексного аммиаката? Каков цвет полученного раствора?

Напишите уравнения образования аммиачных комплексов, их диссоциацию, математическое выражение K_н. Пользуясь справочными данными, определите какой комплекс наиболее прочный?

Вывод:

Опыт 2. Исследование прочности комплексного иона

Реактивы: 1%-ный раствор $K_3[Fe(CN)_6]$; 0,5 н. раствор $FeCl_3$; 1%-ный раствор NH_4CSN .

Порядок выполнения

Возьмите две пробирки, в первую налейте 2–3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия, во вторую – 1–2 капли раствора $FeCl_3$. В обе пробирки прибавьте по 1 капле раствора роданида аммония. Укажите признаки реакции. В какой пробирке наблюдается эффект реакции на ион железа (III)? Почему? Напишите молекулярное и ионное уравнения качественной реакции на Fe^{3+} . Напишите уравнение диссоциации $K_3[Fe(CN)_6]$ и математическое выражение K_n комплексного иона, объясните его строение с точки зрения метода ВС.

Вывод:

3. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.

Практическая работа

Приготовление растворов заданной концентрации

В фармацевтической, биохимической, лабораторной, аналитической, санитарно-гигиенической практике фармацевту, исследователю, лаборанту приходится готовить различные растворы.

Для правильного приготовления растворов заданной концентрации необходимо владеть определенными знаниями и умениями.

Основной операцией в приготовлении растворов является измерение объема раствора, выполненное с помощью измерительной посуды определенной вместимости.

Существует три способа приготовления растворов заданных концентраций.

1. Из навески твердого вещества.
2. Разбавлением более концентрированного раствора.
3. Из фиксаля.

Химическая посуда, используемая для приготовления растворов

Химические реакции проводят в пробирках, стаканах, колбах, на специальных стеклах.

Для точного измерения объема применяют мерные колбы, пипетки и бюретки (рис. 4).

Мерные колбы предназначены для измерения объема, приготовления стандартных растворов, а также для разбавления анализируемых проб.

Пипетки – узкие трубки с калибровочными метками и оттянутым концом, предназначенные для отмеривания небольших объемов растворов и переноса их из одного сосуда в другой.

Измерительные **цилиндры и мензурки** (рис. 5) используют для менее точных измерений объема растворов (точность измерения 2–5%).

Бюретки – узкие градуированные стеклянные трубки, предназначенные для измерения выливаемого объема раствора.

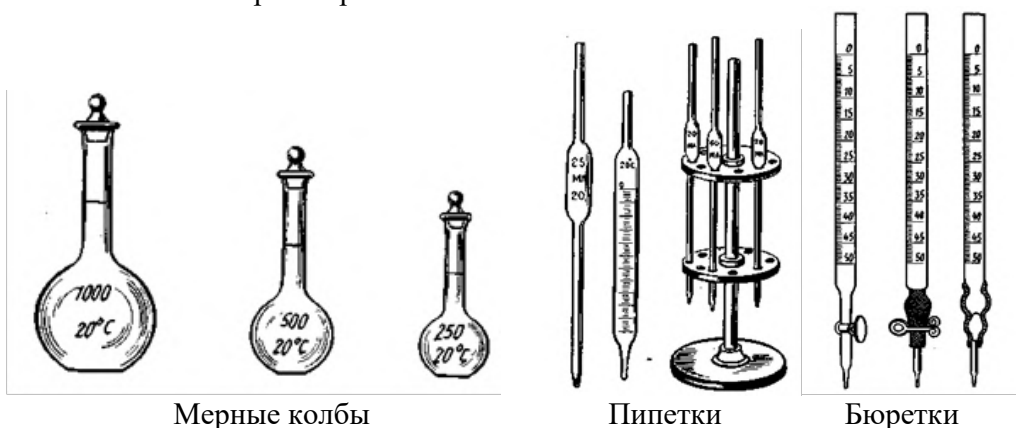


Рис. 4

Для приготовления растворов используют и **немерную посуду**, например немерные колбы (рис. 6).

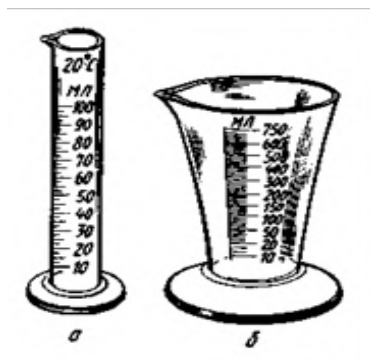


Рис. 5. Цилиндр (а), мензурка (б)



Рис. 6. Немерные колбы

Ареометр. Техника работы с ареометром

Ареометр – прибор для измерения плотности жидкостей, принцип работы которого основан на законе Архимеда.

Считается, что ареометр изобрела **Гипатия (Ипатия) Александрийская** (370 (?) – 415) – женщина-ученый греческого происхождения, философ, математик, астроном).

Ареометр (денсиметр) – это стеклянная трубка, расширяющаяся книзу и имеющая на конце стеклянный резервуар, заполненный дробью или специальной массой (рис. 7). В верхней узкой части ареометра имеется шкала с делениями. Чем меньше относительная плотность жидкости, тем глубже погружается в нее ареометр. Поэтому наименьшее значение относительной плотности нанесено вверху, а наибольшее внизу.

Например, у ареометров для жидкостей с относительной плотностью меньше единицы внизу стоит значение 1,000, выше 0,990 и еще выше 0,980 и т. д.

Если температура раствора не соответствует 20°C, то необходимо вводить температурную поправку к плотности.

Для определения относительной плотности жидкости ее наливают в стеклянный цилиндр, размер которого должен соответствовать размеру ареометра.

Внимание! Наливать жидкость в цилиндр до краев не следует, так как при погружении ареометра она может перелиться через край, что опасно при измерении плотности концентрированных растворов кислот, щелочей и др.

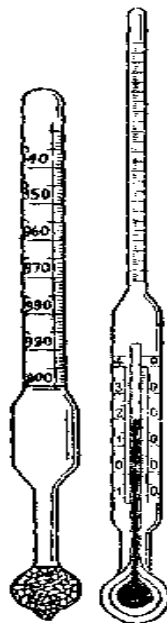


Рис. 7. Ареометры

Погружать ареометр в жидкость следует *осторожно*, не выпуская его из рук до тех пор, пока не станет очевидным, что он плавает. Тогда руку осторожно отпускают, ареометр принимает нужное положение. Ареометр должен находиться в центре цилиндра и ни в коем случае не касаться дна и стенок или быть к ним очень близко, так как его положение в цилиндре отражается на точности показаний (рис. 8). Отсчет проводят по делениям шкалы ареометра, не забывая, что читать ее необходимо сверху вниз. Деление, против которого установился верхний мениск жидкости, характеризует величину плотности.

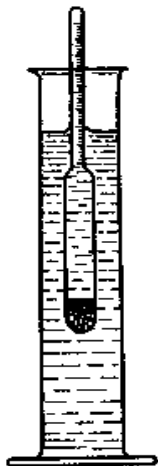


Рис. 8. Правильное положение
ареометра при измерении
плотности

После измерения плотности ареометр обмывают водой (если определялась плотность водных растворов), вытирают салфеткой и убирают в специальный футляр.

4. Приготовление раствора заданной концентрации (массовая доля) методом разбавления

Цель работы: научиться готовить растворы заданной концентрации методом разбавления.

Алгоритм действий

1. Определить с помощью ареометра плотность исходного (концентрированного) раствора.
2. Определить массовую долю вещества, используя таблицы зависимости плотности раствора от концентрации вещества в растворе (см. табл. приложения 10).
3. По формуле разбавления

$$\omega_1(X) \cdot \rho_{\text{раствора}(1)} \cdot V_1 = \omega_2(X) \cdot \rho_{\text{раствора}(2)} \cdot V_2$$

рассчитать объем концентрированного раствора (V_1), необходимый для приготовления нужного объема раствора заданной концентрации.

4. Рассчитать объем воды, необходимый для приготовления раствора.
5. С помощью цилиндра отмерить рассчитанный объем исходного (концентрированного) раствора (по нижнему мениску).
6. С помощью цилиндра отмерить рассчитанный объем дистиллированной воды (по нижнему мениску).
7. Из цилиндров перелить концентрированный раствор и воду в чистую немерную колбу.
8. Закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать приготовленный раствор.

Пример

Из концентрированного раствора хлорида натрия с массовой долей ω_1 (ρ_1) приготовьте 200 мл (V_2) раствора с массовой долей 3% (ω_2) и плотностью 1,02 г/мл (ρ_2).

Решение

ρ_1 – определяем с помощью ареометра – 1,144 г/мл;

ω_1 – находим по таблице плотностей, используя значение ρ_1 – 19,5%;

По формуле разведения находим объем концентрированного раствора:

$$\omega_1 \cdot V_1 \cdot \rho_1 = \omega_2 \cdot V_2 \cdot \rho_2 \Rightarrow V_1 = \frac{\omega_2 \cdot V_2 \cdot \rho_2}{\omega_1 \cdot \rho_1}, \text{ мл}$$

$$V_1 = \frac{3 \cdot 200 \cdot 1,02}{19,5 \cdot 1,144} = 27,43 \text{ мл},$$

округляем до 27 мл, так как градуировка цилиндра не позволяет отмерять десятые и сотые доли мл.

В связи с тем, что складывать и вычитать можно только массы водных растворов, а не объемы, определяем массы концентрированного раствора (m_1), воды и приготовленного раствора (m_2):

$$m_1 = V_1 \cdot \rho_1 = 27,43 \text{ мл} \cdot 1,144 \text{ г/мл} = 31,38 \text{ г}; \quad m_2 = V_2 \cdot \rho_2 = 200 \text{ мл} \cdot 1,02 \text{ г/мл} = 204 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_2 - m_1 = 204 \text{ г} - 31,38 \text{ г} = 173,62 \text{ г}.$$

Плотность воды 1 г/мл, поэтому $V(\text{H}_2\text{O}) = 173,62 \text{ мл}$, округляем до 174 мл.

С помощью цилиндров отмеряем объемы концентрированного раствора соли и воды (по нижнему мениску). Сливаем отмеренные объемы в мерную колбу (рис. 9).



Вода приготовленный раствор конц. раствор NaCl

Рис. 9. Приготовление раствора методом разбавления

Необходимая посуда и реактивы: мерные цилиндры вместимостью 250, 100 и 50 мл; колбы плоскодонные мерные вместимостью 500 мл; ареометры; концентрированный раствор NaCl.

Порядок выполнения работы

1. Получите у преподавателя индивидуальное задание на выполнение экспериментальной задачи.
2. С помощью ареометра определите плотность концентрированного раствора, по таблице плотностей установите, какой концентрации он соответствует.
3. Выполните теоретический расчет к заданию и покажите его преподавателю.
4. Получив допуск к выполнению работы, приготовьте раствор заданной концентрации и определите его плотность с помощью ареометра.
5. На основании полученных результатов измерений рассчитайте абсолютную и относительную ошибки:

$$d_{\text{абс.}} = \omega_3 - \omega_2, \quad d_{\text{отн}} = \frac{d_{\text{абс.}} \cdot 100\%}{\omega_2},$$

где ω_3 – практически установленная концентрация раствора по результатам измерений (см. п. 4); ω_2 – теоретически заданная концентрация раствора.

План оформления отчета:

1. Дата и название работы.
2. Цель работы.
3. Условие экспериментальной задачи.

4. Решение задачи.
5. Ход приготовления раствора.
6. Контроль приготовленного раствора по определению плотности.
7. Расчет абсолютной и относительной ошибки.
8. Выводы по работе.

5. Теория электролитической диссоциации

Цель: экспериментально изучить ионные реакции.

Опыт 1. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита (смещение равновесия диссоциации)

Реактивы: разбавленный раствор аммиака; фенолфталеин; твердый NH_4Cl , микрошпатель.

Порядок выполнения

В пробирку налить 2–3 мл разбавленного раствора аммиака и добавить 2–3 капли фенолфталеина. Какая окраска раствора? Раствор разделить на две части: одну оставить для сравнения, а в другую насыпать немного твердого хлорида аммония и хорошо перемешать. Изменился цвет раствора? Объясните изменение окраски на основе принципа Ле Шателье и константы диссоциации.

Вывод:

Опыт 2. Смещение ионного равновесия в насыщенном растворе амфотерного электролита

Реактивы: раствор хлорида алюминия; концентрированный раствор NaOH , раствор HCl (0,1 М), раствор NaOH (0,1 М).

Порядок выполнения

В пробирку с раствором хлорида алюминия добавить по каплям разбавленный раствор NaOH до появления осадка гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$. Разделить осадок на две части: к одной добавить избыток соляной кислоты, к другой – избыток концентрированного раствора щелочи.

Что наблюдается? Объясните происходящие явления с точки зрения смещения ионного равновесия в насыщенном растворе гидроксида алюминия. Составьте ионные уравнения реакций, не забывая, что гидроксид алюминия плохо растворим в воде.

Вывод:

6. Гидролиз солей

Цель работы: экспериментально изучить гидролиз солей как реакцию ионного обмена.

Опыт 1. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия

Реактивы и оборудование: $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{тв})}$, $\text{NaHCO}_{3(\text{тв})}$, H_2O , фенолфталеин, микрошпатель.

Порядок выполнения

Внести по 1 микрошпателью: в 1-ю пробирку – карбоната натрия, во 2-ю – гидрокарбоната натрия. Затем в обе пробирки добавьте 8–10 капель воды и по 1 капле раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Отметьте различие в окраске растворов. Напишите уравнения реакций гидролиза солей. Рассчитайте степень гидролиза. В какой пробирке гидролиз протекает слабее?

Вывод:

Опыт 2. Гидролиз солей алюминия

Реактивы и оборудование: раствор лакмуса; 0,5 н. раствор AlCl_3 ; 0,5 н. растворы Na_2CO_3 , Na_2S , H_2SO_4 , NaOH .

Порядок выполнения

1. Гидролиз хлорида алюминия.

В пробирку с нейтральным раствором лакмуса внесите 2–3 капли 0,5 н. раствора соли алюминия. Отметьте изменение цвета лакмуса. Напишите уравнение реакции гидролиза в молекулярном и ионном видах и объясните наблюдаемые явления.

2. Гидролиз солей алюминия в присутствии карбоната и сульфида натрия.

В две пробирки внесите по 3–4 капли 0,5 н. раствора хлорида алюминия.

В 1-ю пробирку добавьте 3–4 капли 0,5 н. раствора Na_2CO_3 , во 2-ю – 3–4 капли 0,5 н. раствора Na_2S . Что наблюдаете? Составьте уравнения реакций совместного гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Докажите характер полученного осадка соответствующими реакциями: для этого содержимое 1-й и 2-й пробирок разделите на две части и в каждую добавьте по каплям 0,5 М раствор H_2SO_4 и 0,5 М раствор NaOH до растворения осадка. Составьте уравнения соответствующих уравнений в молекулярном и ионном виде.

Вывод:

7. Химические реакции

Цель работы: экспериментально изучить влияние различных факторов на скорость химической реакции.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации

Реактивы и оборудование: 1 н. раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2O , 0,5 н. раствор H_2SO_4 , пробирки, секундомер.

Порядок выполнения

Приготовьте три раствора различной концентрации. Для этого возьмите три сухие пробирки, внесите в первую 4 капли 1 н. раствора тиосульфата натрия и 8 капель воды, во вторую – 8 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия и 4 капли воды, в третью – 12 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия.

Первую и вторую пробирку осторожно встряхните. Добавьте в первую пробирку одну каплю 0,5 н. раствора серной кислоты, одновременно включите секундомер. Измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметного помутнения. То же сделайте со второй и третьей пробирками.

Постройте график зависимости скорости V (ось ординат) от концентрации c (ось абсцисс). Согласно закону действия масс зависимость скорости реакции от концентрации должна выражаться прямой линией, проходящей через начало координат.

Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации.

Вывод:

Опыт 2. Влияние катализатора на скорость реакции

Реактивы и оборудование: 10%-ный раствор H_2O_2 ; $\text{MnO}_2(\text{крис.})$; 0,1 н. раствор KMnO_4 ; 0,5 н. раствор H_2SO_4 ; 0,5 н. раствор NaOH ; $\text{Na}_2\text{SO}_3(\text{крис.})$, пробирки.

Порядок выполнения

В пробирку внесите 10%-ный раствор пероксида водорода. Отметьте, что в обычных условиях заметного разложения пероксида водорода не наблюдается. Добавьте в пробирку несколько крупинок диоксида марганца. Наблюдайте энергичное выделение газа и с помощью тлеющей лучинки убедитесь, что это кислород.

Составьте уравнение реакции.

Вывод:

8. Галогены

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства соединений элементов VII-A группы.

Опыт. Изучение свойств галогенидов

Реактивы и оборудование: растворы 0,5 н. раствор KCl; 0,5 н. раствор KBr; 0,5 н. раствор KI; 0,1 н. раствор AgNO₃; конц. раствор NH₃·H₂O; 0,5 н. раствор Na₂S₂O₃; пробирки.

Порядок выполнения

1. В три пробирки внесите по 4–5 капель 0,5 н. растворов: в первую – хлорида калия, во вторую – бромиды калия, в третью – йодида калия. Добавьте в каждую пробирку по 3–4 капли 0,1 н. раствора AgNO₃. Что наблюдаете? Отметьте цвет выпавших осадков. К полученным галогенидам добавьте по каплям концентрированный раствор аммиака. Что наблюдаете? В каких пробирках произошло растворение осадков? Напишите уравнения осуществимых реакций растворения галогенидов серебра в аммиаке, схемы первичной и вторичной диссоциации аммиачных комплексов серебра, математическое выражение констант нестойкости для комплексных соединений.

2. Повторите опыты получения галогенидов серебра и добавьте в каждую пробирку по 3–4 капли тиосульфата натрия.

Напишите соответствующие уравнения реакций.

Вывод:

9. Халькогены

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства соединений элементов VI-A группы.

Опыт 1. Восстановительные свойства сероводорода

Реактивы и оборудование: растворы: 0,5 н. раствор Fe₂(SO₄)₃ или FeCl₃; 2 н. раствор H₂SO₄; насыщенная сероводородная вода; 0,5 н. раствор K₂Cr₂O₇; пробирки.

Порядок выполнения

1. В пробирку внесите по 3–4 капли 0,5 н. раствора соли железа (III) и 2 н. раствора серной кислоты, затем добавьте по каплям сероводородную воду. Что наблюдаете?

2. В пробирку внесите 3–4 капли 0,5 н. раствора дихромата калия, 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты и добавьте по каплям насыщенный раствор сероводородной воды до изменения цвета раствора и образования осадка.

Напишите уравнения реакций.

Вывод:

Опыт 2. Химические свойства сульфитов

Реактивы и оборудование: 0,5 н. раствор K₂Cr₂O₇; 0,5 н. раствор Na₂SO₃ (K₂SO₃); 0,5 н. раствор KMnO₄; 2 н. раствор H₂SO₄; 0,5 н. раствор NaNO₂; 0,5 н. раствор BaCl₂; пробирки.

Порядок выполнения

1. В две пробирки внесите отдельно по 4–5 капель 0,5 н. растворов дихромата калия и перманганата калия, добавьте в обе пробирки по 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты и 4–5 капель 0,5 н. раствора сульфита натрия (калия). Отметьте изменение цвета растворов в пробирках. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, укажите роль сульфита.

2. В пробирку внесите 4–5 капель 0,5 н. раствора сульфита натрия (калия), 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты и 4–5 капель 0,5 н. раствора нитрита натрия. Что наблюдаете? С помощью 0,5 н. раствора хлорида бария установите присутствие в продуктах реакции сульфат-ионов. Напишите уравнение реакции окисления сульфита натрия нитритом натрия в кислой среде и уравнение качественной реакции на присутствие сульфат-ионов в растворе в молекулярном и ионном виде.

Вывод:

Опыт 3. Свойства тиосульфата натрия

Реактивы и оборудование: 0,5 н. раствор Na₂S₂O₃; 2 н. раствор H₂SO₄; хлорная вода; йодная вода; пробирки.

Порядок выполнения. В три пробирки внесите по 5–6 капель 0,5 н. раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и добавьте отдельно по 3–4 капли: в первую – 2 н. раствора серной кислоты, во вторую – хлорную воду, в третью – йодную воду. Что наблюдаете?

Отметьте выпадение осадка, выделение газа и обесцвечивание раствора. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Вывод:

10. Главная подгруппа V группы ПСЭ Д. И. Менделеева

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства соединений элементов V-A группы.

Опыт 1. Свойства аммиака и ионов аммония

Реактивы и оборудование: бромная вода, раствор KMnO_4 (0,5 М), $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(\text{конц.})}$, спиртовка, пробирки.

Порядок выполнения

1. В пробирку внесите 2–3 капли бромной воды и 2–3 капли концентрированного раствора аммиака. Что наблюдаете? Как изменяется окраска бромной воды? Напишите уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота.

2. Внесите в пробирку 2–3 капли 0,5 М раствора перманганата калия и 3–5 капель концентрированного раствора аммиака. Полученную смесь слегка нагрейте. Как изменяется окраска раствора? Напишите уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, а перманганат калия в щелочной среде восстанавливается до оксида марганца (IV).

Вывод:

Опыт 2. Свойства солей азотистой кислоты

Реактивы и оборудование: раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 М), раствор KMnO_4 (0,5 М), раствор H_2SO_4 (2 н.), раствор KI (0,5 М), раствор NaNO_2 (1 М), раствор KBr (0,5 М), спиртовка, пробирки.

Порядок выполнения

1. В две пробирки внесите: в 1-ю – 4–6 капель 0,5 М раствора дихромата калия, а во 2-ю – 4–6 капель 0,5 М раствора перманганата калия. В обе пробирки добавьте по 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты и по 4–6 капель 1 М раствора нитрита натрия.

Пробирку с дихроматом калия слегка нагрейте. Что наблюдаете? Отметьте изменение окраски. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций.

2. В пробирку внесите 4–6 капель 1 М раствора нитрита натрия и 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты, добавьте 4–6 капель 0,5 М раствора иодида калия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакции, имея в виду выделение йода и газа (NO). Повторите опыт с 0,5 М раствором бромида калия. Идет ли в этом случае реакция?

Вывод:

11. Главная подгруппа IV группы ПСЭ Д. И. Менделеева

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства соединений элементов IV-A группы.

Опыт 1. Адсорбционная способность активированного угля ($\text{C}_{\text{актив.}}$)

Реактивы и оборудование: водные растворы фуксина, метилоранжевого и метилфиолетового; 0,01 н. раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 0,1 н. раствор KI ; гранулы или порошок активированного угля; стеклянная палочка; микрошпатель; пипетка; резиновые пробки.

Порядок выполнения

1. Адсорбция красящих веществ.

В три пробирки внесите приблизительно на 1/4 объема растворы фуксина, метилоранжевого, метилфиолетового и добавьте в каждую пробирку по 2 микрошпателя активированного угля.

Пробирки закройте пробками, несколько раз энергично встряхните и оставьте в штативе на 2–3 мин. Что наблюдаете?

2. Адсорбция ионов из раствора.

В две пробирки внесите по 10 капель 0,01 н. раствора нитрата свинца (II).

В первую пробирку добавьте 1–2 капли 0,1 н. раствора KI. Образуется желтый осадок PbI₂. Содержимое пробирки оставьте для сравнения.

Во вторую пробирку внесите 1 микрошпатель активированного угля, перемешайте стеклянной палочкой и оставьте в штативе на 1–2 мин. После этого жидкую фазу перенесите пипеткой в другую чистую пробирку и добавьте 1 каплю 0,1 н. раствора KI. Что наблюдаете? Поясните, почему выпавшего осадка меньше, чем в первой пробирке? Напишите уравнение реакции образования PbI₂ в молекулярном и ионном виде.

Вывод:

Опыт 2. Получение оксида углерода (IV)

Реактивы и оборудование: CaCO₃ (крошка мела или мрамора); H₂O_(дист.); HCl_(конц.); раствор лакмуса; газоотводная трубка; пробирки.

Порядок выполнения

В пробирку внесите маленький кусочек мела или мрамора, добавьте 5–6 капель воды и 10–12 капель концентрированного раствора соляной кислоты. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с водой. Пропускайте газ в течение 3 мин, после чего добавьте в пробирку с водой 1 каплю лакмуса. Что наблюдаете? Почему?

Напишите уравнение реакции получения оксида углерода (IV). Какое равновесие устанавливается в растворе оксида углерода (IV) в воде? Как смещается это равновесие при добавлении а) щелочи, б) кислоты? Почему?

Вывод:

12. Главная подгруппа III группы ПСЭ Д. И. Менделеева

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства алюминия и его гидроксида.

Опыт 1. Взаимодействие алюминия с разбавленными и концентрированными кислотами

Реактивы и оборудование: 2 н. растворы H₂SO₄ и HNO₃; конц. растворы кислот HCl, H₂SO₄ и HNO₃; алюминиевая фольга; спиртовка; пробирки.

Порядок выполнения

В три пробирки внесите по 3–4 капли 2 н. растворов кислот HCl, H₂SO₄ и HNO₃. В каждую из них добавьте по небольшому кусочку алюминиевой фольги. Отметьте, в какой пробирке реакция протекает более энергично? Нагрейте пробирки. Сравните активность взаимодействия алюминия с этими кислотами при комнатной температуре и при нагревании. Составьте уравнения реакций.

Аналогично проделайте опыты с растворами концентрированных кислот. С какими кислотами реакция на холоду не протекает? Почему? Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с концентрированными кислотами на холоду и при нагревании на основании положения алюминия в электрохимическом ряду напряжения металлов, сделайте вывод о возможности взаимодействия его с разбавленными и концентрированными кислотами.

Вывод:

Опыт 2. Взаимодействие алюминия с раствором гидроксида натрия

Реактивы и оборудование: 2 н. раствор NaOH; алюминиевая фольга; пробирки.

Порядок выполнения

В пробирку с кусочком алюминиевой фольги внесите 5–6 капель 2 н. раствора NaOH. Наблюдаете выделение газа?

Составьте уравнение реакции и подберите коэффициенты электронным или ионно-электронным методом.

Вывод:

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида алюминия

Реактивы и оборудование: 0,5 н. раствор соли алюминия; 0,5 н. раствор NaOH (KOH), пробирки.

Порядок выполнения

В две пробирки внесите по 5–6 капель 0,5 н. раствора соли алюминия и добавляйте по каплям 0,5 н. раствор гидроксида натрия (калия) до образования осадка.

В 1-ю пробирку добавьте избыток щелочи, а во 2-ю – 2 н. раствор HCl до растворения осадка.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, имея в виду, что алюминат образуется в форме гидроксокомплекса $[Al(OH)_6]^{3-}$.

Вывод:

13. Главная подгруппа II и I групп ПСЭ Д. И. Менделеева

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства элементов IA- и IIA-групп.

Опыт 1. Окрашивание пламени солями щелочных металлов

Реактивы и оборудование: насыщенные растворы солей щелочных металлов; конц. раствор HCl; стальная проволочка; спиртовка; пробирки.

Порядок выполнения

Перед началом опыта прокалите петлю стальной проволочки в пламени горелки до тех пор, пока цвет пламени не перестанет изменяться (если проволочка после прокаливания все же меняет окраску пламени, то обмакните ее в концентрированный раствор соляной кислоты и снова прокалите в пламени горелки). На очищенной проволочке внесите в пламя горелки каплю раствора соли исследуемых металлов в следующей последовательности: соли лития, калия, рубидия и натрия.

Отметьте изменение окраски пламени. Занесите наблюдения в таблицу:

Катион металла	Окраска пламени
Литий Li^+	
Калий K^+	
Рубидий Rb^+	
Натрий Na^+	

Вывод:

Опыт 2. Получение и исследование свойств гидроксида магния

Реактивы и оборудование: 0,5 н. раствор $MgCl_2$; 2 н. раствор NaOH; 2 н. раствор HCl; 2 н. раствор NH_4Cl ; пробирки.

Порядок выполнения

В три пробирки внесите по 3–4 капли 0,5 н. раствора хлорида магния и 2–3 капли 2 н. раствора гидроксида натрия. Отметьте образование осадков.

В 1-ю пробирку добавьте несколько капель 2 н. раствора соляной кислоты, во 2-ю – несколько капель 2 н. раствора хлорида аммония. Что наблюдаете? В 3-ю пробирку добавьте избыток 2 н. раствора гидроксида натрия. Отметьте наблюдаемое явление. Растворяется ли осадок?

Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Вывод:

Опыт 3. Образование и разложение гидрокарбоната кальция

Реактивы и оборудование: тонкорастертый мел (карбонат кальция); дистиллированная вода; 2 н. раствор HCl ; газоотводная трубка с пробкой; спиртовка; микрошпатель; пробирки.

Порядок выполнения

В две пробирки внесите по 1 микрошпателью тонкорастертого мела (карбоната кальция); в 1-ю пробирку добавьте 10 капель дистиллированной воды, а во 2-ю – 10 капель 2 н. раствора соляной кислоты. Вторую пробирку с выделяющимся CO_2 закройте пробкой с газоотводной трубкой и опустите ее в суспензию карбоната кальция. Через некоторое время карбонат кальция растворится вследствие образования гидрокарбоната кальция. Полученный раствор гидрокарбоната кальция разделите на три части, растворы в двух пробирках оставьте для следующего опыта (пробирки 1 и 2), а раствор в третьей пробирке прокипятите, и отметьте вновь образование осадка карбоната кальция. Напишите уравнения реакций. Какой вид жесткости воды можно устранить кипячением?

Вывод:

14. Побочная подгруппа I и II групп ПСЭ Д. И. Менделеева

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства соединений элементов I-B и II-B групп.

Опыт 1. Восстановительные свойства меди

Реактивы и оборудование: 2 н. растворы HCl , H_2SO_4 , HNO_3 ; конц. HCl , H_2SO_4 , HNO_3 ; твердое вещество – медная стружка (порошок); спиртовка, микрошпатель, пробирки.

Порядок выполнения

В три пробирки внесите по 1 микрошпателью медной стружки (порошка) и прибавьте по 5–6 капель 2 н. растворов кислот: в 1-ю – соляной, во 2-ю – серной, в 3-ю – азотной. Что наблюдаете?

Повторите опыт с концентрированными кислотами без нагревания и при **осторожном нагревании**.

Напишите уравнения реакций.

Вывод:

Опыт 2. Получение иодида меди (I)

Реактивы и оборудование: 0,5 н. раствор CuSO_4 ; 0,5 н. раствор KI ; 0,5 н. раствор Na_2SO_3 ; пробирки.

Порядок выполнения

Внесите в пробирку по 3–4 капли 0,5 н. растворов сульфата меди (II) и иодида калия. Отметьте наблюдаемые явления: выпадение осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Добавьте в пробирку несколько капель раствора сульфита натрия до исчезновения желтой окраски.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Вывод:

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида цинка

Реактивы и оборудование: 0,5 н. раствор $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ (ZnCl_2); 2 н. раствор KOH (NaOH); 0,5 н. раствор HCl , 25%-ный раствор $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, пробирки.

Порядок выполнения

1. В три пробирки внесите по 4–5 капель 0,5 н. раствора соли цинка (нитрата или хлорида) и добавьте по каплям 2 н. раствор гидроксида натрия (калия) до появления осадка. Отметьте цвет выпавшего осадка. Разделите осадок на три части. В 1-ю пробирку внесите 5–6 капель – 0,5 н. раствор соляной кислоты, во 2-ю – 5–6 капель 2 н. раствора гидроксида натрия (калия), в 3-ю – концентрированный раствор аммиака. Опишите наблюдения.

Напишите выражение для константы нестойкости комплексных соединений, учитывая, что координационное число цинка равно 4.

Вывод:

Опыт 4. Взаимодействие цинка со щелочами

Реактивы и оборудование: 2 н. раствор КОН (NaOH); Zn (гран.); спиртовка; пробирки.

Порядок выполнения

К 4–5 каплям раствора гидроксида натрия добавьте гранулу цинка, пробирку слегка подогрейте. Что происходит? Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

Вывод:

15. Побочная подгруппа VI и VII групп ПСЭ Д. И. Менделеева

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства соединений хрома и марганца.

Опыт 1. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

Реактивы и оборудование: 0,5 н. раствор $K_2Cr_2O_7$; 0,5 н. раствор KI; 0,5 н. раствор Na_2SO_3 (K_2SO_3); 3%-ный раствор H_2O_2 ; 2 н. раствор H_2SO_4 ; 1%-ный раствор крахмала, пробирки.

Порядок выполнения

1. Окисление йодида калия.

В пробирку внесите 4–5 капель 0,5 н. раствора дихромата калия, 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты и добавьте 3–4 капли 0,5 н. раствора йодида калия. Отметьте изменение окраски раствора. Докажите с помощью 1%-ного раствора крахмала присутствие в реакционной смеси свободного йода.

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции.

2. Окисление сульфита натрия.

В пробирку внесите 4–5 капель 0,5 н. раствора сульфита натрия (калия), добавьте 3–4 капли 2 н. раствора серной кислоты и 4–5 капель 0,5 н. раствора дихромата калия. Отметьте изменение цвета реакционной смеси.

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Вывод:

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

Реактивы и оборудование: 0,5 н. раствор соль хрома (III); 2 н. раствор NaOH (KOH); 2 н. раствор HCl; 2 н. раствор H_2SO_4 ; пробирки.

Порядок выполнения

В две пробирки внесите по 4–5 капель 0,5 н. раствор соли хрома (III) и по 2–3 капли 2 н. раствора гидроксида натрия (калия). Опишите наблюдения. Исследуйте отношение гидроксида хрома к кислоте и избытку щелочи, для чего в каждую пробирку отдельно добавьте по каплям 2 н. раствор соляной (серной) кислоты и 2 н. раствор щелочи до растворения осадка. Объясните наблюдаемые признаки реакций. Напишите уравнения реакций получения гидроксида хрома (III) и взаимодействия его с кислотой и щелочью в молекулярном и ионном виде.

Для гидроксида хрома (III) составьте уравнения ступенчатой диссоциации.

Вывод:

Опыт 3. Получение гидроксида марганца (II) и его свойства

Реактивы и оборудование: раствор сульфата марганца (II) $MnSO_4$ (0,5 н.); раствор гидроксида натрия NaOH (2 н.); соляная кислота $HCl_{(конц.)}$; пипетки; пробирки; стеклянная палочка.

Порядок выполнения

В пробирку внесите 8–10 капель раствора соли марганца (II) и столько же капель раствора гидроксида натрия. Полученный осадок разделите на три пробирки. В первой пробирке размешайте осадок стеклянной палочкой и оставьте стоять его на воздухе. Во вторую пробирку прилейте несколько капель соляной кислоты, а в третью – 3–4 капли раствора щелочи. Что происходит в каждом случае? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Вывод:

16. Побочная подгруппа VIII группы ПСЭ Д. И. Менделеева

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства соединений железа

Опыт 1. Получение гидроксидов железа (II) и железа (III) и исследование их свойств

Реактивы и оборудование: растворы: 2 н. раствор KOH (NaOH); 2 н. раствор H₂SO₄; дист. H₂O; кристаллы FeSO₄, соль железа (III).

Порядок выполнения

1. В три пробирки внесите по 0,5 микрошпателя кристаллов сульфата железа (II), 5–6 капель воды и перемешайте до растворения. Добавьте в каждую пробирку 3–4 капли 2 н. раствора гидроксида калия (натрия). Затем внесите отдельно в 1-ю пробирку избыток раствора гидроксида калия (натрия), во 2-ю – 3–4 капли 2 н. раствора серной кислоты, а 3-ю оставьте на воздухе. Что наблюдаете? Отметьте цвет образующегося осадка, его изменение во времени. Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. Аналогично получите гидроксид железа (III) и исследуйте его свойства. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Вывод:

Опыт 2. Восстановительные свойства солей железа (II)

Реактивы и оборудование: растворы: 3%-ный раствор H₂O₂; 0,01 н. раствор NH₄SCN (KSCN); 0,5 М раствор KMnO₄; кристаллы соли железа (II); дист. H₂O.

Порядок выполнения

В три пробирки внесите по 2–3 кристаллика соли железа (II), по 2–3 капли воды и по 2 капли 2 н. раствора серной кислоты. Добавьте в 1-ю пробирку 2 капли 3%-ного раствора пероксида водорода, во 2-ю – 2 капли 0,5 М раствора перманганата калия, 3-ю пробирку оставьте для контроля. Затем во все три пробирки внесите по 2 капли 0,01 н. раствора тиоцианата аммония (или калия). В каких пробирках появилось красное окрашивание и почему? Напишите соответствующие уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Вывод:

ПРИМЕРЫ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ

1. Имеются три пробирки с сухими веществами: в 1-й – сульфат натрия, во 2-й – сульфат магния, в 3-й – сульфат аммония. Определите, в какой пробирке сульфат аммония. Докажите это. Получите сульфат аммония, исходя из аммиака и серной кислоты. Испытайте лакмусом раствор нитрата аммония и объясните наблюдающиеся явления.
2. В четырех пробирках находятся порошкообразные оксид меди (II), оксид железа (III), серебро и железо. Как, используя только один реактив, можно распознать эти вещества?
3. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав хлорида бария. Составьте уравнения реакций.
4. Выданы три пробирки с растворами следующих веществ: а) гидроксида натрия; б) хлорида натрия; в) сульфата натрия. С помощью характерных реакций определите каждое из веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций.
5. Проверьте индикаторами растворы следующих солей: а) карбонат аммония; б) ацетат аммония в) сульфит аммония. Объясните результаты проверки, оформите данные в виде таблицы.
6. Имеются три пробирки с концентрированными кислотами – серной, хлороводородной и азотной. Имея в своем распоряжении медь, определите, в какой пробирке какая кислота. Напишите уравнения реакций.
7. Докажите экспериментально, что оксид меди (II) обладает основными свойствами. Какие реакции необходимо осуществить? Опишите наблюдения и составьте уравнения реакций.
8. Вам выдали оксид меди (II). Предложите способ получения из него гидроксида меди (II). Проведите эти реакции. Что наблюдаете? Как доказать, что получен гидроксид меди?
9. Выданы вещества: кристаллогидрат сульфата меди (II), карбонат магния, гидроксид натрия, железо, соляная кислота, хлорид железа (III). Пользуясь этими веществами, получите: а) гидроксид железа (III); б) гидроксид магния; в) медь. Составьте уравнения реакций проделанных вами опытов в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.
10. Не пользуясь никакими другими реактивами, распознайте водные растворы веществ, находящихся в пронумерованных пробирках. Выданные вещества: соляная кислота, карбонат натрия, хлорид бария, серная кислота.

СЛОВАРЬ ТЕРМИНОВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Адсорбция – концентрирование поглощаемого вещества из газовой фазы или раствора на поверхности раздела контактирующих фаз.

Активность иона $\alpha(X_i)$ – эффективная (кажущаяся, активная) концентрация иона X_i , соответственно которой он участвует во взаимодействиях, протекающих в растворах сильных электролитов. Активность иона связана с его молярной концентрацией уравнением: $\alpha(X_i) = \gamma(X_i) \cdot c(X_i)$. В бесконечно разбавленных растворах ($c < 10^{-4}$ моль/л) $\gamma(X_i) \approx 1$, активности ионов очень близки их молярным концентрациям $\alpha(X_i) = c(X_i)$.

Активные формы кислорода – O_2^- – супероксидный анион-радикал, HO_2^\bullet – гидропероксидный радикал; H_2O_2 – пероксид водорода; $\cdot HO^\bullet$ – гидроксидный радикал; O_2' – синглетный кислород. Окислительная способность активных форм кислорода возрастает в следующем ряду: $O_2 < O_2' < \cdot O_2^- < HO_2^\bullet < H_2O_2 < \cdot HO^\bullet$.

Активированный уголь – неполярный (гидрофобный) углеродный адсорбент с развитой пористой структурой (адсорбционная поверхность 1 таблетки массой 0,25 г равна 100 м^2), способный адсорбировать газы, алкалоиды, барбитураты, токсины из пищеварительной системы.

Акцептор протонов – основание, молекула или ион, способные присоединять катион водорода (протон). Например, $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$; $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$ и др.

Акцептор электронов – окислитель, вещество, в состав которого входят атомы, присоединяющие электроны. Окислитель, принимая электроны, приобретает восстановительные свойства, превращается в сопряженный восстановитель. Например, $MnO_4^- + 5e^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$, где MnO_4^- – окислитель, Mn^{2+} – восстановитель.

Аллотропия – явление существования химического элемента в виде нескольких простых веществ, отличающихся физическими и химическими свойствами. Такие простые вещества называются **аллотропными модификациями** элемента.

Амфолит – частица, которая функционирует как кислота или основание в зависимости от природы другого участника реакции

Амфотерность – способность соединений реагировать с кислотой, проявляя основные свойства, с основанием – проявляя кислотные свойства.

Антидоты – вещества, устраняющие последствия воздействия ядов на биологические структуры и инактивирующие яды посредством химических реакций. К антидотам относятся тиосульфат натрия, унитиол и др.

Атом – электронейтральная, химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, которые располагаются вокруг ядра, образуя электронные орбитали.

Атомная орбиталь – пространство вокруг ядра, в котором вероятность пребывания электрона наибольшая (свыше 90%).

Атомный радиус – параметр, позволяющий приближенно оценивать межъядерные расстояния в соединениях. Различают орбитальный радиус (теоретически рассчитываемое расстояние от ядра до максимума плотности внешних электронных облаков) и ковалентный радиус (радиус атома, связанного с другими атомами в молекуле или кристалле).

Биогенные элементы – химические элементы, постоянно входящие в состав организмов и имеющие определенное биологическое значение.

Валентность – число химических связей, образованных атомом (или группой атомов) с другими атомами (или группами атомов); применяется только по отношению к веществам молекулярного строения (веществам с ковалентной связью или молекулами ионных соединений в газообразном состоянии).

Валентный угол – это угол между условными линиями, проведенными через ядра химически связанных атомов.

Вещество – вид материи, который обладает массой покоя; это то, из чего состоят физические тела. Любое вещество обладает макроскопическими свойствами (плотность, твердость, агрегатное состояние, температура плавления), которые отличают его от микроскопических структурных единиц, образующих это вещество.

Внешняя координационная сфера – ионы, входящие в состав комплексного соединения, находящиеся на более далеком расстоянии от центрального атома, чем ионы внутренней координационной сферы и не образующие с ним ковалентные связи.

Внутренняя координационная сфера – совокупность центрального атома и координированных вокруг него лигандов, образованная за счет ковалентных связей, из которых по крайней мере часть образовалась по донорно-акцепторному механизму.

Внутренняя энергия – часть общей энергии системы, состоящая из кинетической энергии движения составляющих ее частиц (молекул, атомов, ионов, электронов и др.) и потенциальной энергии их взаимодействия.

Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции – разновидность окислительно-восстановительных реакций, в которых атом-окислитель и атом-восстановитель находятся в составе одного вещества.

Водородная связь – взаимодействие, сочетающее электростатический характер и донорно-акцепторный механизм образования связи, возникающее между атомом водорода, ковалентно связанным с атомом сильно электроотрицательного элемента, и другим атомом того же или другого электроотрицательного элемента (фтор, кислород, азот).

Водородный показатель (pH) – характеризует концентрацию (активность) ионов водорода в растворах; численно равен отрицательному десятичному логарифму концентрации (активности) водородных ионов $[H^+]$, выраженной в молях на литр: $pH = -\lg[H^+]$.

Возбужденное состояние атома – неустойчивое состояние атома, характеризующееся более высокой энергией, чем основное состояние.

Восстановитель – частица, являющаяся в окислительно-восстановительной реакции донором электронов, в результате ОВР подвергается окислению.

Генетическая связь – связь между веществами разных классов, основанная на их взаимопревращениях и отражающая единство их происхождения, т. е. генезис веществ.

Гетерогенная система – макроскопически неоднородная физико-химическая система, состоящая из различных по своим свойствам частей, разграниченных поверхностями раздела.

Гетерогенные реакции – реакции, в которых исходные вещества находятся в разных фазах.

Гидролиз солей – реакция ионного обмена соли с водой, приводящая к образованию слабого электролита или ионов.

Гибридизация атомных орбиталей – это процесс изменения электронных плотностей близких по энергии орбиталей, который приводит к их равноценности по энергии и форме.

Гомогенные реакции – реакции, в которых все исходные вещества находятся в одной фазе.

Гомогенная система (от *греч.* *homogenes* – однородный) – система, химический состав и физические свойства которой во всех частях одинаковы или меняются непрерывно, без скачков (между частями системы нет поверхностей раздела).

Дентатность лиганда – число донорных атомов в молекуле лиганда, доступных для координации центральным атомом, т. е. число мест, которые данный лиганд может занять во внутренней координационной сфере (например, монодентатный лиганд – одно, бидентатный – два, гексадентатный – шесть).

Дисперсные системы – системы, в которых одно или несколько веществ в виде мелких частиц распределены в другом веществе.

Дисперсная фаза – вещество, которое распределяется в дисперсионной среде.

Дисперсионная среда – вещество, в котором происходит распределение дисперсной фазы.

Диссоциация (от *лат.* dissociatio – разъединение) – распад частицы (молекулы, радикала, иона) на несколько более простых частиц. Отношение числа распавшихся при диссоциации частиц к общему их числу до распада называется степенью диссоциации. В зависимости от характера воздействия, вызывающего диссоциацию, различают термическую диссоциацию, фотодиссоциацию, электролитическую диссоциацию, диссоциацию под действием ионизирующих излучений.

Дистиллированная вода – вода, очищенная от примесей путем дистилляции. Применяют в лабораториях, медицинской практике.

Закон действующих масс для кинетики (К. Гульдберг, П. Вааге, 1867) – скорость простой гомогенной реакции при постоянной температуре пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, численно равные их стехиометрическим коэффициентам.

Закон разведения Оствальда: степень диссоциации слабого бинарного электролита при разбавлении раствора увеличивается обратно пропорционально корню квадратному

из его молярной концентрации: $\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}$.

Закон эквивалентов – в химических реакциях число моль эквивалентов всех веществ, вступивших в реакцию и образовавшихся в ней, всегда равны между собой.

Золи (коллоидные растворы) – жидкие коллоидные системы с частицами дисперсной фазы (мицеллами), свободно и независимо друг от друга перемещающимися в процессе броуновского движения. Золи с водной дисперсионной средой называют гидрозолями, с органическими – органозолями.

Изотопы – атомы одного химического элемента, имеющие одинаковое число протонов в ядре, но разное число нейтронов, т. е. разные массовые числа.

Изобары – атомы различных химических элементов, имеющие одинаковые массовые числа, но различные заряды ядер.

Индикаторы кислотно-основные – это слабые органические кислоты или основания вещества, изменяющие свою окраску в зависимости от pH раствора.

Ионы (от *греч.* ion – идущий) – электрически заряженные частицы, представляющие собой атомы, утратившие или присоединившие один или несколько электронов (атомные ионы, например H^+ , Ca^{2+} , H^- , O^{2-}) или система взаимодействующих атомов, имеющая электрический заряд (молекулярные ионы, например NH_4^+ , SO_4^{2-}). Ионы, имеющие положительный заряд, называются катионами, а отрицательный – анионами. Термин предложен М. Фарадеем в 1834 г.

Ионная связь – один из видов химической связи, в основе которой лежит электростатическое взаимодействие между противоположно заряженными ионами. Наиболее ярко выражена в галогенидах щелочных металлов, например в NaCl, KF. Ионная связь – переход электрона от одного атома к другому, в результате чего образуются разноименно заряженные ионы с устойчивыми электронными конфигурациями, между которыми устанавливается электростатическое притяжение.

Катализатор – вещество, которое изменяет скорость реакции, оставаясь неизменным в качественном и количественном отношении к окончанию реакции.

Кислоты – химические соединения, обычно характеризующиеся диссоциацией в водном растворе с образованием ионов H^+ (точнее – ионов гидроксония H_3O^+). Присутствие этих ионов обуславливает характерный острый вкус кислот и их способность изменять окраску индикаторов.

Кислоты Бренстеда – Лоури – молекулы или ионы, доноры протона.

Комплексные соединения (координационные соединения) – химические соединения, в молекулах которых можно выделить центральный атом (комплексообразователь) и непосредственно связанные с ним молекулы или ионы – так называемые лиганды; коли-

чество последних (обычно 4 или 6) определяется так называемым координационным числом. Центральный атом и лиганды образуют внутреннюю сферу. Внешнюю сферу составляют ионы, заряд которых компенсирует заряд внутренней сферы, а также нейтральные молекулы или комплексы. Комплексные соединения могут быть как синтетическими, так и природными (гемоглобин, хлорофилл).

Константа автопротолиза воды (ионное произведение воды) – произведение концентраций катионов водорода и гидроксид-анионов, при постоянной температуре величина постоянная и равна 10^{-14} .

Константа ионизации (константа диссоциации) – константа равновесия для процесса диссоциации.

Константа нестойкости комплексного соединения – константа равновесия, существующего в растворах комплексных соединений; численно равна отношению произведения активностей продуктов диссоциации внутренней координационной сферы к активности комплексного иона (или молекулы), в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам. Позволяет сравнивать прочность комплексов между собой.

Константа растворимости, K_s (произведение растворимости, ПР) – стехиометрическое произведение равновесных концентраций ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе при данных условиях.

Константа равновесия – постоянная величина (при постоянной температуре), характеризующая состояние равновесия в термодинамической системе. Константа химического равновесия численно равна отношению произведения активностей продуктов реакции к произведению активностей исходных веществ, при наличии в уравнении реакции стехиометрических коэффициентов активности возводятся в степени, равные этим коэффициентам.

Константа скорости химической реакции – ее основная кинетическая характеристика; коэффициент пропорциональности в кинетическом уравнении, связывающем скорость реакции с концентрациями реагирующих веществ и их стехиометрическими коэффициентами. Для мономолекулярных реакций константа скорости имеет размерность с^{-1} , для биомолекулярных – $\text{л/моль} \cdot \text{с}$. Зависимость константы скорости от температуры выражается уравнением Аррениуса: $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$.

Концентрация вещества – отношение числа частиц компонента системы (смеси, раствора, сплава), его количества (молярная концентрация) или массы (массовая концентрация) к объему системы. Единицы измерения – соответственно м^{-3} , моль/м^3 или кг/м^3 . На практике часто используют безразмерные величины – массовую, молярную или объемную доли, равные отношению массы, количества или объема какого-либо компонента системы к ее массе, количеству или объему соответственно. Выражают их в долях единицы, например в сотых (процент, %), тысячных (промилле, ‰), миллионных (млн^{-1}) и т. д.

Лигандообменные реакции – реакции, в ходе которых происходит перенос электронно-пары от одних реагирующих веществ к другим с образованием ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.

Массовая доля растворенного вещества $w(X)$ – величина, равная отношению массы растворенного вещества $m(X)$ к массе раствора $m_{\text{раствора}}$.

Молекулярная масса – масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы. Практически равна сумме масс всех атомов, из которых состоит молекула. Величины молекулярной массы используются в химических, физических и химико-технических расчетах.

Моль – единица количества вещества, в котором содержится такое же количество частиц (атомов, молекул, ионов), какое находится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C , т. е. $6 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества.

Молярная масса – масса одного моль вещества.

Молярная концентрация вещества в растворе $c(X)$ – величина, равная отношению количества растворенного вещества $n(X)$ к объему раствора $V_{\text{раствора}}$.

Молярность раствора – концентрация раствора, характеризующаяся числом моль растворенного вещества в 1 л раствора: $c = n/V$.

Молярная масса эквивалента вещества – масса одного моль эквивалента вещества.

Молярная концентрация эквивалента вещества X , $c(\frac{1}{z}X)$ – величина, равная отношению количества вещества эквивалента $n(\frac{1}{z}X)$ в растворе к объему этого раствора.

Необратимые (по направлению) реакции – реакции, при определенных условиях протекающие только в одном направлении.

Неэлектролиты – вещества, не диссоциирующие на ионы в растворе или расплаве.

Объемная доля – отношение объема, приходящегося на данное вещество, к общему объему раствора.

Объемная доля растворенного вещества – способ выражения концентрации растворов, определяемый как отношение объема растворенного вещества к объему раствора.

Обменный механизм образования ковалентной связи – образование общей электронной пары в результате обобществления неспаренных электронов, принадлежавших до связывания разным атомам.

Обратимые (по направлению) реакции – реакции, в ходе которых продукты вступают между собой в реакцию образования исходных веществ при тех же условиях, при которых они образовались.

Окислительно-восстановительные реакции – химические реакции, при которых изменяются степени окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ в результате передачи электронов от восстановителя к окислителю.

Окислитель – частица, являющаяся в окислительно-восстановительной реакции акцептором электронов, в результате ОВР восстанавливается.

Орбиталь – область пространства внутри атома, в которой сосредоточена большая часть заряда электрона. Орбиталь рассматривается как совокупность вероятных (примерно 90% от возможных) положений электрона.

Основание Бренстеда – Лоури – молекула или ион, акцептор протона.

Периодический закон (современная формулировка) – свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

Периодическая система элементов (ПСЭ) – это упорядоченное множество химических элементов, их естественная классификация, являющаяся конкретным выражением ПЗ. Сущность Периодической системы заключена во взаимосвязи ее структуры с электронным строением атомов.

Протолитические реакции – реакции, при которых осуществляется перенос протона от одних реагирующих веществ к другим.

Растворимость – способность вещества в смеси с одним или несколькими другими веществами образовывать растворы. Мера растворимости вещества в данном растворителе – его концентрация в насыщенном растворе при данных температуре и давлении. Растворимость газов зависит от температуры и давления, растворимость жидких и твердых тел практически от давления не зависит.

Раствор – гомогенная динамическая система, состоящая из двух и более компонентов (растворитель и растворенные вещества) и продуктов их взаимодействия. Растворы могут быть жидкие и твердые.

Реакция нейтрализации – взаимодействие основания и кислоты с образованием соли и воды.

Свойства веществ – это признаки, по которым одни вещества отличаются от других.

Скорость химической реакции – основное понятие химической кинетики. Для простых гомогенных реакций скорость химической реакции измеряют по изменению числа молей прореагировавшего вещества (при постоянном объеме системы) или по изменению концентрации любого из исходных веществ или продуктов реакции (если объем системы изменяется).

$$\nu_{\text{гомог}} = \pm \frac{n(X)}{\Delta V \Delta t}; \quad \nu_{\text{гетер}} = \pm \frac{n(X)}{\Delta S \Delta t}; \quad \nu_{\text{ср}} = \pm \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}.$$

Скорость реакции истинная (моль/(л·с)) характеризует скорость реакции в данный момент времени ($\Delta \tau \rightarrow 0$); n_i – стехиометрический коэффициент вещества в реакции:

$$\nu = \frac{1}{n_i} \left| \frac{dc_i}{d\tau} \right|.$$

Слабые электролиты – вещества, диссоциирующие в незначительной степени, это означает, что преобладающей формой их существования в растворе является молекулярная.

Степень окисления – условный, формальный заряд атома в молекуле, вычисленный, исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.

Степень электролитической диссоциации (ионизации) α – отношение количества электролита, распавшегося на ионы, к общему количеству растворенного электролита.

Теплота (Q) – энергетическая мера хаотических форм движения частиц в процессе взаимодействия системы с окружающей средой. Теплота – неупорядоченная форма передачи энергии от одной системы к другой, осуществляемая посредством совокупности микроскопических процессов взаимодействия (столкновений) молекул в ходе их теплового движения.

Тепловой эффект реакции – количество теплоты, выделяемой или поглощаемой системой при химической реакции. Тепловой эффект реакции равен изменению внутренней энергии системы при постоянном объеме или изменению ее энтальпии при постоянном давлении и отсутствии работы внешних сил. В зависимости от знака теплового эффекта работы все химические реакции подразделяют на эндо- и экзотермические.

Фактор эквивалентности ($\frac{1}{z} X$) – число, показывающее, какая часть реальной частицы вещества эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону – в окислительно-восстановительных реакциях.

Химический элемент – определенный вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.

Химические явления (химические реакции) – явления, в результате которых одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от первоначальных составом и свойствами.

Химическое уравнение – условная запись химической реакции при помощи химических символов, формул, знаков.

Химическая кинетика – раздел химической науки, изучающий механизмы химических реакций и факторы, влияющие на скорость химических реакций.

Химическое равновесие – устойчивое и независимое от времени состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, в результате чего в реакционной системе устанавливается постоянство концентраций реагентов и продуктов их взаимодействия.

Химического равновесия константа – величина, выражающая соотношение между концентрациями (парциальными давлениями, летучестями, активностями) компонентов системы в состоянии химического равновесия. Численные значения химического равновесия константы позволяют рассчитывать выход продуктов реакции в данных условиях по начальным концентрациям реагирующих веществ.

Химическая связь – совокупность сил, связывающих атомы, ионы или молекулы друг с другом в новые устойчивые образования: молекулы, сложные ионы, ассоциаты.

Химическое соединение – вещество, в котором атомы одного или многих элементов связаны друг с другом и между массами, которых существует определенное стехиометрическое соотношение.

Химическая формула – изображение качественного и количественного состава молекулы с помощью химических знаков и индексов.

Щёлочи – хорошо растворимые в воде основания, создающие в водном растворе большую концентрацию ионов OH^- . К щелочам относятся гидроксиды металлов подгрупп I-A и II-A Периодической системы элементов (напр., NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$).

Эквивалент – это частица (условная или реальная), которая может отдавать, присоединять или как-то иначе быть равноценной 1 иону водорода в кислотно-основных реакциях, а в окислительно-восстановительных реакциях – 1 электрону.

Электролитическая диссоциация – процесс распада электролита на ионы, происходящий под действием температуры в расплаве или в растворе вследствие электростатического взаимодействия электролита с полярными молекулами растворителя.

Электролиты – вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток за счет свободных ионов.

Электролиз – совокупность окислительно-восстановительных реакций, протекающих под действием электрического тока на электродах, погруженных в раствор или расплав электролита.

s-Элементы – элементы, в атомах которых происходит заполнение электронами *s*-подуровня; к ним относятся в каждом периоде по два первых элемента, образующих I-A–II-A группы.

p-Элементы – элементы, в атомах которых происходит заполнение электронами *p*-подуровня; к ним относятся в каждом периоде (кроме первого) по шесть последних элементов, образующих III-A–VIII-A группы.

d-Элементы – элементы, в атомах которых происходит заполнение электронами *d*-подуровня; к ним относятся в каждом периоде, начиная с 4-го, по десять элементов, расположенных между *s*- и *p*-элементами и образующих В группы Периодической системы.

f-Элементы – два семейства по 14 элементов (лантаноиды и актиноиды), в атомах которых происходит заполнение электронами *f*-подуровня, и находящиеся в 6-м и 7-м периодах.

Экзотермические реакции – реакции, идущие с выделением теплоты.

Эндотермические реакции – реакции, идущие с поглощением теплоты.

Энтальпия реакции ($\Delta H_{\text{реакции}}$) – количество теплоты, которое выделяется или поглощается при проведении химической реакции в изобарно-изотермических условиях Q_p равно изменению энтальпии системы и называется.

Электроотрицательность – мера способности атомов химического элемента притягивать к себе общие электронные пары (точнее электронную плотность) в молекулах при образовании химической связи.

Энергия связи – энергия, выделяющаяся в процессе образования связи и характеризующая прочность этой связи.

Энергия активации в химии – наименьшая энергия, которой должна обладать частица (атом, ион, радикал) для того, чтобы произошла химическая реакция. Одна из основных величин, определяющих скорость реакции при данной температуре.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Правила техники безопасности в химической лаборатории

В химической лаборатории запрещается:



1. Принимать пищу и пробовать вещества на вкус.



2. Брать вещества руками.



3. Оставлять неубранными рассыпанные или пролитые реактивы.



4. Оставлять открытыми банки и склянки.



5. Выливать или высыпать избыток реактивов в склянки и банки, из которых они были взяты.



6. Менять пробки у банок и склянок.



7. Брать одной и той же пипеткой или одним и тем же шпателем разные вещества.

8. При определении запаха вещества низко наклоняться над склянкой или подносить пробирку близко к лицу.

9. Самостоятельно проводить опыты, не предусмотренные данной работой.

10. Загромождать проходы портфелями и сумками.

Помните !

1. В кабинете химии (или в химической лаборатории) вы обязаны проявлять осторожность в движениях, быть внимательными к указаниям преподавателя и лаборанта.

2. Во время работы в лаборатории нужно находиться в халатах, соблюдать чистоту и порядок на рабочем месте.

3. Прежде чем приступить к выполнению химических опытов, обязательно изучите порядок проведения практической работы, описание лабораторного опыта по имеющейся инструкции, внимательно выслушайте объяснения учителя.

4. В химической лаборатории (или кабинете химии) очень важно быть аккуратным во всем – тут нет мелочей. Прежде чем начнете работать руками, проверьте, все ли необходимое для работы есть на вашем столе, продумайте, как разместить оборудование на столе, чтобы было удобно и работать, и наблюдать за ходом химического эксперимента.

5. В ходе выполнения работы координируйте свои действия с действиями соседа по парте. Разговаривайте шепотом, чтобы не мешать работать другим.

6. Строго соблюдайте все указания преподавателя по безопасному обращению с приборами, реактивами, методам нагревания и т. д.

7. Если возникают какие-либо затруднения, которые вы не можете разрешить самостоятельно, обратитесь за помощью к преподавателю.

8. По окончании работы следует убрать свое рабочее место: разобрать прибор, слить растворы в банку для слива, пробирки промыть, склянки с реактивами расставить по своим местам, привести стол в порядок.

Правила обращения с реактивами

Вещества, с которыми работают в химической лаборатории, называются реактивами. Их хранят в специальной таре: банках или склянках. На склянках (или банках), в которых хранятся реактивы, всегда должна быть этикетка с названием вещества или его химической формулой (рис. 10). Если на банке или склянке нет этикетки, то реактив использовать нельзя. Такие реактивы уничтожаются. На этикетке также указывается степень чистоты реактива: «х.ч.» – химически чистый; «ч.д.а.» – чистый для анализа; «ч.» – чистый; «техн.» – технический. На этикетках обязательно указывают и особые свойства веществ, на которые нужно обращать внимание при работе с реактивами: степень ядовитости, горючесть, способность образовывать взрывоопасные смеси с другими веществами и др.



Рис. 10. Склянки с этикетками

Некоторые реактивы, изменяющиеся под действием света, хранят в склянках из оранжевого или темного стекла, дополнительно эти склянки также оборачивают черной бумагой. Есть реактивы, которые нельзя хранить в стеклянной посуде, например плавиковую кислоту, которая вступает во взаимодействие со стеклом. Такие реактивы хранят в полиэтиленовой таре.

Запомните!

- Насыпать или наливать вещества можно только над специальным подносом.
- Для опыта брать только указанное количество вещества; если таких указаний нет, то объемы веществ не должны превышать 1 см³.
- Твердые сыпучие реактивы разрешается брать из склянок только с помощью шпателя, ложечки, пробирки, но не руками (рис. 11).

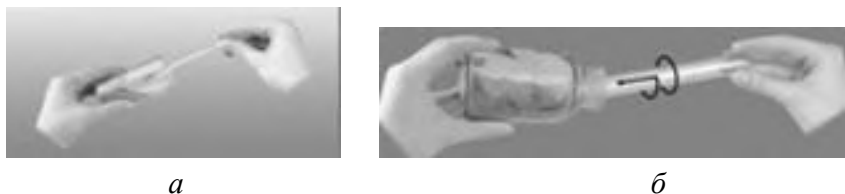


Рис. 11. Взятие пробы сухого вещества: а – шпателем; б – пробиркой.

- Нельзя использовать один и тот же шпатель или одну и ту же пипетку для отбора проб разных веществ.
- Ошибочно взятый излишек реактива нельзя высыпать (или выливать) обратно в склянку.
- При отборе пробы растворов или жидких веществ, чтобы не испортить этикетку, склянку держать так, чтобы этикетка была закрыта ладонью (рис. 12).



Рис. 12. Положение склянки с реактивом в руке при отборе пробы

- Для определения запаха вещества держать склянку надо на небольшом расстоянии от лица и легким движением руки над горлом сосуда направить пары вещества в свою сторону и осторожно вдохнуть (рис. 13). *(Никогда не наклоняйтесь над склянкой и не подносите близко к лицу открытую склянку: пары некоторых веществ могут вызывать раздражение слизистой оболочки глаз, носа, рта и даже отравления!)*



Рис. 13. Ознакомление с запахом вещества

- Пробки от склянок нужно класть на стол широкой частью вниз. Чтобы не перепутать пробки, нельзя открывать одновременно несколько склянок.
- Измельчение твердых веществ разрешается проводить только в фарфоровой ступке с помощью пестика:



- При попадании на кожу растворов щелочей или кислот необходимо смыть их большим количеством холодной проточной воды, а затем обработать нейтрализующим раствором (2%-ными раствором уксусной кислоты или гидрокарбоната натрия) и ополоснуть водой.

Правила работы со спиртовкой

Устройство спиртовки

Спиртовка состоит из резервуара (обычно стеклянного), в который налит спирт, фитиля, укрепленного в металлической трубке с диском, и колпачка (рис. 14).

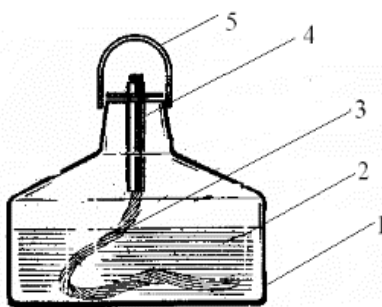


Рис. 14. Спиртовка:

1 – резервуар; 2 – спирт; 3 – фитиль;
4 – трубка с диском; 5 – колпачок.

Подготовка спиртовки

Спиртовку заправляют в следующем порядке (рис. 15): в резервуар через воронку наливают спирт (не более 2/3 объема спиртовки); в металлическую трубку вставляют фитиль из хлопчатобумажных нитей так, чтобы он входил не слишком плотно, но вместе с

тем не выпадал из трубки. Конец фитиля обрезают ножницами. Чтобы предотвратить испарение спирта, сверху спиртовку закрывают стеклянным притертым колпачком.

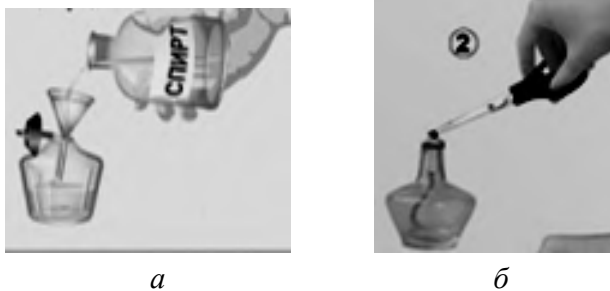


Рис. 15. Подготовка спиртовки:

а – заполнение резервуара спиртом; б – подрезание фитиля.

Зажигание и тушение спиртовки

При работе со спиртовкой важно помнить, что:

- Зажигать спиртовку разрешается только от горящей спички (рис. 16).
- **Нельзя зажигать спиртовку от другой спиртовки.** Это может вызвать пожар.
- Запрещается переносить или передавать соседу горящую спиртовку. Это очень опасно!
- В горящую спиртовку нельзя подливать спирт.
- Запрещается наклоняться над горящей спиртовкой.
- Тушить спиртовку можно, только накрывая пламя колпачком (рис. 16в). **Нельзя при тушении спиртовки дуть на нее.** Это может привести к пожару.
- Если спиртовку не используют, она должна быть закрыта колпачком, иначе спирт через фитиль быстро испарится.

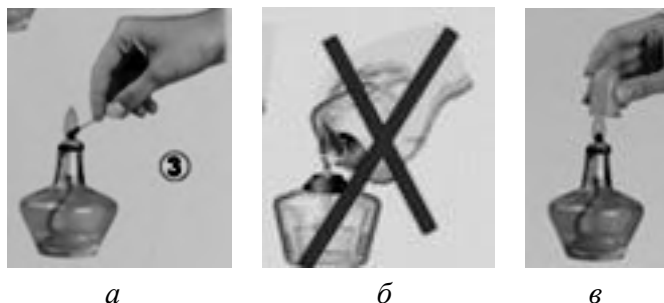


Рис. 16. Зажигание и тушение спиртовки:

а – зажигание от спички; б – запрещается зажигать от другой спиртовки;
в – тушение колпачком.

Регулировку величины пламени производят изменением длины наружной части фитиля. Для этого надо потушить спиртовку и, придерживая диск левой рукой, правой слегка потянуть фитиль вверх. Затем спиртовку можно зажечь снова.

Нагревание на спиртовке

Прежде чем нагревать вещество в пробирке, чтобы не получить ожог, пробирку надо закрепить или в лапке штатива, или в специальном держателе для пробирок. Закрепляя пробирку в лапке штатива или в держателе для пробирок, нужно помнить о том, что стекло при нагревании расширяется. Поэтому не стоит сильно закручивать винт лапки или сильно затягивать зажимную часть у держателя для пробирок: пробирка должна свободно вращаться вокруг своей продольной оси, но и не выпадать из лапки или держателя для пробирок.

Нагревание жидкости в пробирке начинается со слабого нагрева всей пробирки. Для этого пробирку, закрепленную в держателе для пробирок, медленно проводят сквозь пламя от доньшка до отверстия и обратно (рис. 17). Эту операцию повторяют несколько раз (обычно 2–3 раза), чтобы стекло равномерно прогрелось. Признаком прогрева стекла можно считать исчезновение запотевания на стенках пробирки.

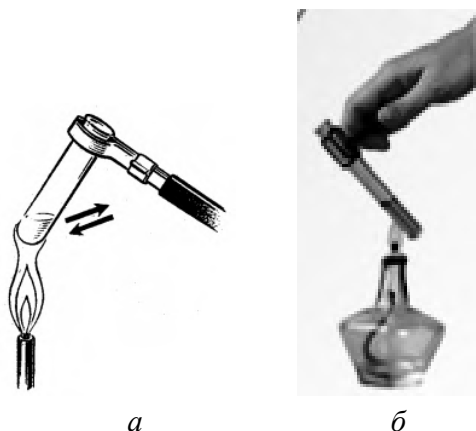


Рис. 17. Нагревание жидкости в пробирке на спиртовке:
а – прогревание всей пробирки; б – пламя не должно касаться
границы раздела «жидкость – воздух».

Если пробирка закреплена в лапке штатива, то пробирку прогревают, перемещая спиртовку вдоль пробирки.

После того как вы прогреете всю пробирку, можно приступить к нагреванию вещества или раствора в пробирке. На этом этапе нагревания важно следить за тем, чтобы:

- пламя не касалось границы раздела «жидкость – воздух» (из-за неравномерного разогрева в этом месте пробирка может лопнуть);
- дно пробирки не прикоснулось к фитилю, так как горячая пробирка может лопнуть от соприкосновения с холодным и мокрым фитилем;
- отверстие пробирки всегда было направлено в сторону от вас и работающих рядом с вами.

Помните! Температура наружной части пламени самая высокая, поэтому рекомендуется нагревать вещества в верхней части пламени.

При нагревании жидкости в пробирке может произойти выплескивание (или «выброс») жидкости из пробирки. Чтобы этого избежать, следует:

- пробирку заполнять не более чем на 1/3 ее объема;
- пробирку держать в пламени спиртовки наклонно, а не вертикально, время от времени потряхивая ее или совершая круговые движения;
- не доводить жидкость в пробирке до бурного кипения.

Если пробирка закреплена в лапке штатива, то перед началом эксперимента надо положить на дно пробирки немного прокаленного песка или небольшие фарфоровые гранулы, выполняющие роль «кипелок».

В ходе нагревания запрещается наклоняться над сосудами, которые нагревают, и заглядывать в них. По окончании нагревания спиртовку необходимо сразу потушить, накрыв колпачком.

После завершения нагревания веществ в стеклянной посуде не спешите брать ее незащищенными руками за стекло: **горячее стекло по внешнему виду не отличается от холодного.**

Помните! Нагревание пробирки на голом огне требует особой осторожности и концентрации внимания на том, что вы делаете.

Правила безопасности при растворении и перемешивании растворов

Скорость растворения вещества значительно увеличивается при перемешивании.

Перемешивать растворы в пробирке можно разными способами. Первый способ заключается в следующем: пробирку необходимо взять тремя пальцами левой руки (большим, указательным и средним) около отверстия, а указательным пальцем правой руки ударять по нижней части пробирки (рис. 18а).

Запомните! Нельзя закрывать отверстие пробирки пальцем и сильно встряхивать жидкость.

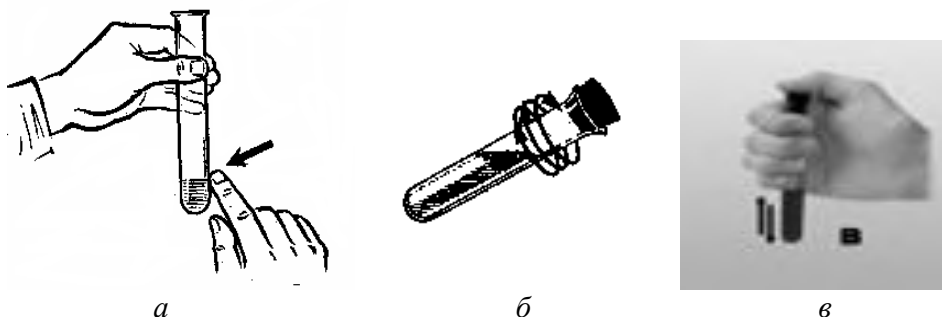


Рис. 18. Перемешивание жидкости в пробирке:

а – ударяя по нижней части пробирки; б – совершая круговые, вращательные движения; в – трясти пробирку нельзя.

Другой простой и безопасный способ заключается в том, что пробирку закрывают пробкой, и, придерживая ее пальцем, совершают круговые, вращательные движения (рис. 18б) или несколько раз переворачивают. После двух-трех переворачиваний пробку нужно аккуратно открыть. Трясти пробирку не стоит – это не ускорит растворения, но увеличит вероятность того, что пробка вылетит из пробирки.

Перемешивание растворов (или жидкости) в химическом стакане (рис. 19) проводят, используя стеклянную палочку, опущенную в стакан концом, на который надет резиновый наконечник (это делают для того, чтобы случайно не разбить стакан).

Перемешивание растворов в мерной колбе проводят, совершая вращательные движения и не отрывая дна колбы от поверхности стола (рис. 20). Обратите внимание, что колба при этом должна быть заполнена на 1/3 объема.

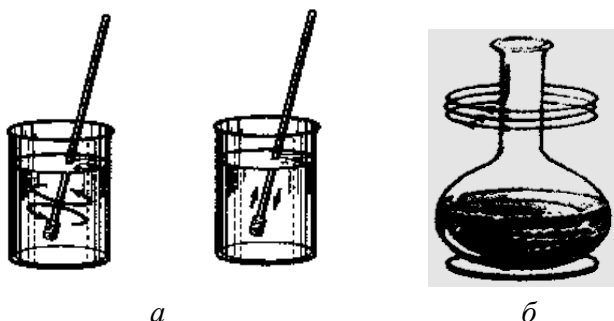


Рис. 19. Перемешивание жидкости в стакане:
а – правильно; б – неправильно.

Рис. 20. Перемешивание жидкости в колбе

При растворении жидкостей нужно помнить и неукоснительно соблюдать правило: **сначала наливают жидкость с меньшей плотностью, затем осторожно добавляют жидкость с большей плотностью.** Особую осторожность следует соблюдать при разбавлении концентрированных кислот и щелочей. Например, при растворении серной кислоты

выделяется очень большое количество теплоты. И если к серной кислоте приливать воду, то она останется на поверхности и от выделяющейся теплоты закипит. Горячие брызги раствора серной кислоты могут попасть на кожу и вызвать серьезные ожоги (рис. 21, 22).



Рис. 21. Приготовление раствора серной кислоты

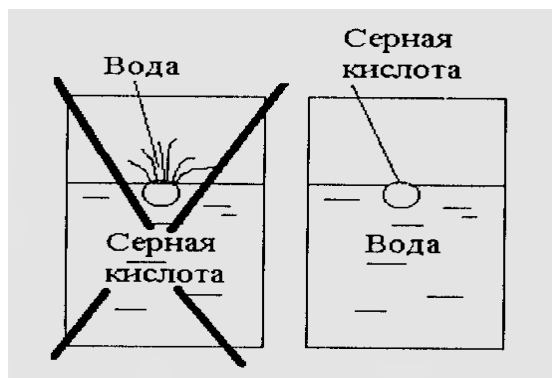


Рис. 22. Поведение капли воды в серной кислоте (а); капли серной кислоты в воде (б)

Запомните!

Кислоту приливают в воду небольшими порциями, а не наоборот!

Разбавлять концентрированные кислоты можно только в фарфоровой или тонкостенной стеклянной химической посуде. Растворение щелочи следует производить в фарфоровой посуде путем прибавления к воде небольших порций вещества, при непрерывном перемешивании. Кусочки щелочи можно брать только пинцетом или щипцами.

Оказание первой медицинской помощи при ожогах и отравлениях химическими веществами

1. При термических ожогах первой степени (краснота и припухлость) обожженное место надо обработать спиртовым раствором танина, 96%-ным этиловым спиртом или раствором перманганата калия. При ожогах второй и третьей степени (пузыри и язвы) допустимы только обеззараживающие примочки из раствора перманганата калия, после чего необходимо обратиться к врачу.

2. При ожогах кислотами необходимо промыть пораженное место большим количеством проточной воды, а затем 3%-ным раствором гидрокарбоната натрия, после чего – снова водой.

3. При ожогах щелочами нужно промыть очаг поражения проточной водой, а затем разбавленным раствором борной или уксусной кислоты.

4. При попадании щелочи или кислоты в глаза необходимо промыть их проточной водой (3–5 мин), а затем раствором борной кислоты (в случае попадания щелочи) или гидрокарбоната натрия (в случае попадания кислоты), после чего обратиться к врачу.

5. При ожогах фенолом очаг поражения следует обработать 70%-ным этиловым спиртом, а затем глицерином до исчезновения белых пятен на коже. При отравлении парами фенола категорически запрещается пить молоко.

6. При ожогах бромом его нужно смыть 96%-ным спиртом или разбавленным раствором щелочи, после чего место поражения смазать мазью от ожогов и обратиться к врачу. При отравлении парами брома необходимо несколько раз глубоко вдохнуть пары этилового спирта, а затем выпить молока.

7. При попадании на кожу едких органических веществ, не растворимых в воде, их необходимо смыть большим количеством подходящего растворителя. После оказания первой помощи пострадавший должен быть направлен в медпункт.

Приложение 2

Метрическая система мер

Меры длины или линейные	Меры массы
<p>1 километр (км) = 1000 метров (м) 1 метр (м) = 10 дециметр (дм) = 100 сантиметров (см) 1 дециметр (дм) = 10 сантиметров (см) 1 сантиметр (см) = 10 миллиметров (мм)</p> <p style="text-align: center;">$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ м}$</p>	<p>1 тонна (т) = 1000 килограммов (кг) 1 центнер (ц) = 100 килограммов (кг) 1 килограмм (кг) = 1000 граммов (г) 1 грамм (г) = 1000 миллиграммов (мг)</p> <p style="text-align: center;"> $1 \text{ кг} = 1 \cdot 10^3 \text{ г} = 1 \cdot 10^6 \text{ мг}$ $1 \text{ г} = 1 \cdot 10^3 \text{ мг} = 1 \cdot 10^6 \text{ мкг}$ $1 \text{ г} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ $1 \text{ мг} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ г}$ $1 \text{ мкг} = 1 \cdot 10^{-6} \text{ г}$ </p> <p style="text-align: center;">$1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$</p>
Меры площади	Меры объема
<p style="text-align: center;"> $1 \text{ км}^2 = 1\,000\,000 \text{ м}^2$ $1 \text{ м}^2 = 100 \text{ дм}^2 = 10\,000 \text{ см}^2$ $1 \text{ см}^2 = 1 \cdot 10^{-4} \text{ м}^2$ </p>	<p style="text-align: center;"> $1 \text{ м}^3 = 1\,000 \text{ дм}^3 = 1\,000\,000 \text{ см}^3$ $1 \text{ дм}^3 = 1000 \text{ см}^3$ $1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3$ $1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ л} = 1\,000\,000 \text{ мл}$ $1 \text{ м}^3 = 1 \cdot 10^3 \text{ л} = 1 \cdot 10^6 \text{ мл}$ $1 \text{ л} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ $1 \text{ мл} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ л}$ $1 \text{ см}^3 = 1 \text{ мл}$ </p>
Давление	Время
<p style="text-align: center;"> $1 \text{ атм} = 760 \text{ мм рт. ст.}$ $1 \text{ атм} = 101\,325 \text{ Па}$ </p>	<p style="text-align: center;"> $1 \text{ час} = 60 \text{ мин}$ $1 \text{ мин} = 60 \text{ с}$ $1 \text{ час} = 3600 \text{ с}$ </p>

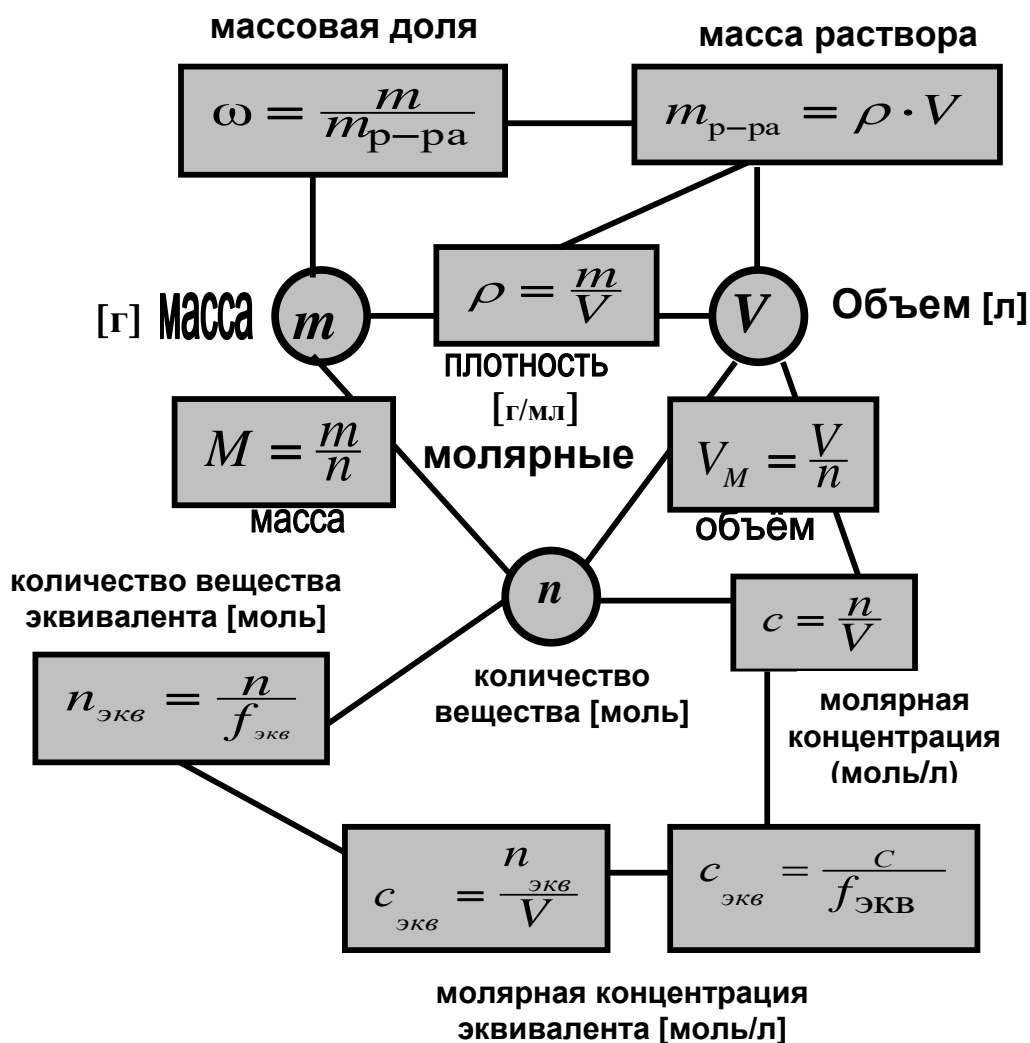
Приложение 3

Основные формулы для решения задач

Величина и ее размерность	Соотношение
Атомная масса элемента X (относительная)	$Ar(X) = \frac{m_a(X)}{1/12m_a(^{12}\text{C})}$ $1 \text{ а.е.м.} = \frac{m_a(^{12}\text{C})}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг};$ $m_a = Ar \cdot 1 \text{ а.е.м.}$
Порядковый номер элемента	$Z = N(e^-) = N(p^+)$
Массовая доля элемента Ξ в веществе X , в долях единицы, в %	$\omega(\Xi) = \frac{m(\Xi)}{m(X)}; \quad \omega(\Xi) = \frac{Ar(\Xi) \cdot n}{Mr(X)}; \quad \omega(\Xi) = \frac{M(\Xi) \cdot n}{M(X)}$
Количество вещества X , моль	$n = \frac{N}{N_A}; \quad n = \frac{m}{M}; \quad N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Количество вещества газа, моль	$n = \frac{V}{V_m}; \quad V_m = 22,4 \text{ л/моль (н.у.)}$ $\text{н.у.} - p = 101\,325 \text{ Па}, T = 273 \text{ К}$
Молярная масса вещества X , г/моль, кг/моль	$M = \frac{m}{n}$
Масса вещества X , г, кг	$m(X) = n(X) \cdot M(X)$
Молярный объем газа, л/моль, м ³ /моль	$V_m = 22,4 \text{ л/моль при н.у.}$
Объем газа, м ³	$V = V_m \cdot n$
Выход продукта	$\eta = \frac{m_{\text{пр}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%; \quad \eta = \frac{n_{\text{пр}}}{n_{\text{теор}}} \cdot 100\%; \quad \eta = \frac{V_{\text{пр}}}{V_{\text{теор}}} \cdot 100\%$
Плотность вещества X , г/л, г/мл, кг/м ³	$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)}; \quad \rho_{\text{газа}} = \frac{M_{\text{газа}}}{V_m}$
Плотность газообразного вещества X по водороду	$D(X)_{\text{H}_2} = \frac{M(X)}{2}$
Плотность газообразного вещества X по воздуху	$D(X)_{\text{возд.}} = \frac{M(X)}{29}$ $M_{\text{возд.}} = 29 \text{ г/моль}$
Объединенный газовый закон	$\frac{pV}{T} = \frac{p_o V_o}{T_o};$
Уравнение Менделеева – Клапейрона	$PV = nRT, R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$
Объемная доля газообразного вещества в смеси газов, в долях единицы или в %	$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V_{\text{системы}}} \cdot 100\%$
Молярная масса смеси газов	$M_{\text{смеси газов}} = \frac{n_1 M_1 + n_2 M_2 + \dots}{n_1 + n_2 + \dots}$
Молярная доля вещества (X) в смеси	$N(X) = \frac{n(X)}{n_1 + n_2 + \dots}$
Количество теплоты, Дж, кДж	$Q = n(X) \cdot Q(X)$
Тепловой эффект реакции	$Q = -\Delta H$

Величина и ее размерность	Соотношение
Теплота образования вещества X , Дж/моль, кДж/моль	$Q(X) = \frac{Q}{n(B)}$
Скорость химической реакции (моль/л·с)	$v_{\text{гом}} = \pm \frac{\Delta n}{V \Delta t} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}; \quad v_{\text{гет}} = \pm \frac{\Delta n}{S \Delta t}$
Закон действия масс (для простой реакции)	$aA + eB = cC + dD$ $v = k \cdot c^a(A) \cdot c^e(B)$
Правило Вант-Гоффа	$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$
Растворимость вещества (X) (г/100 г растворителя)	$S(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ля}}} \cdot 100$
Массовая доля вещества X в смеси $A + X$, в долях единицы, %	$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(A) + m(X)}$
Масса раствора, г, кг	$m_{\text{р-ра}} = m(X) + m(\text{H}_2\text{O})$ $m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}$
Массовая доля растворенного вещества в растворе, в долях единицы, в %	$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{m(X)}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}}$
Плотность раствора	$\rho_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{V_{\text{р-ра}}}$
Объем раствора, см ³ , л, м ³	$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}}$
Молярная концентрация, моль/л	$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{р-ра}} (\text{л})} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{р-ра}} (\text{л})}$
Степень диссоциации электролита (X), в долях единицы или %	$\alpha = \frac{n(X)_{\text{дисс.}}}{n(X)_{\text{общ.}}}$
Ионное произведение воды	$K(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$
Водородный показатель	$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$

Приложение 4
Связь физико-химических величин



Приложение 5 Типовые расчетные задачи с решением

I. Расчеты по формулам

1. Вычисления, связанные с основными понятиями химии (относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, молярная масса, количество вещества, число Авогадро, масса атома, масса молекулы).

Пример 1. Рассчитайте относительную молекулярную массу, молярную массу и массу молекулы аммиака NH_3 .

Решение

1. Рассчитаем относительную молекулярную массу аммиака, используя значения относительных атомных масс соответствующих элементов:

$$Mr(\text{NH}_3) = Ar(\text{N}) + 3 Ar(\text{H}) = 14 + 3 = 17.$$

2. Молярная масса численно совпадает с относительной молекулярной массой:

$$M(\text{NH}_3) = Mr(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}.$$

3. Вычисляем массу молекулы аммиака:

$$1 \text{ способ: } m_{\text{м}}(\text{NH}_3) = \frac{M(\text{NH}_3)}{N_A(\text{NH}_3)} = \frac{17 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 2,8 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

$$2 \text{ способ: } m_{\text{м}}(\text{NH}_3) = Ar(\text{NH}_3) \cdot 1 \text{ а.е.м.} = 17 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 2,8 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

Пример 2. Сколько моль и молекул составляют 19,6 г фосфорной кислоты?

Решение

1. Рассчитаем количество вещества фосфорной кислоты:

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{19,6 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

2. Рассчитаем число молекул фосфорной кислоты:

$$N(\text{H}_3\text{PO}_4) = n(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot N_A = 0,2 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,204 \cdot 10^{23}.$$

Ответ: $1,204 \cdot 10^{23}$.

2. Расчет массовой доли химического элемента по формуле вещества

Пример. Вычислите массовые доли углерода, водорода и кислорода в уксусной кислоте.

Решение

1. Определяем молярную массу уксусной кислоты:

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ г/моль}.$$

2. По формуле $\omega(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r} \cdot 100\%$ рассчитываем массовую долю элементов в соединении:

$$\omega(\text{C}) = \frac{2 \cdot 12}{60} \cdot 100\% = 40,0\%; \quad \omega(\text{H}) = \frac{4 \cdot 1}{60} \cdot 100\% = 6,67\%; \quad \omega(\text{O}) = \frac{16 \cdot 2}{60} \cdot 100\% = 53,33\%.$$

Ответ: 53,33%.

3. Нахождение простейших и молекулярных формул химических соединений (неорганических и органических):

а) по массовым долям элементов;

б) по продуктам сгорания;

в) по данным об объемах газообразных исходных веществ и продуктов реакции;

г) нахождение формул кристаллогидратов.

Пример 1. Массовая доля кислорода в оксиде трехвалентного металла составляет 47,06%. Определите металл.

Решение

1. Запишем формулу оксида в виде Me_2O_3 и определим его молярную массу, пользуясь формулой $\omega(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r} \cdot 100\%$:

$$M_r = \frac{A_r(\text{O}) \cdot n}{\omega(\text{O})} \cdot 100\%; \quad M(\text{Me}_2\text{O}_3) = \frac{3 \cdot 16}{47,06\%} \cdot 100\% = 102 \text{ г/моль};$$

2. Рассчитаем молярную массу металла:

$$M(\text{Me}) = \frac{M(\text{Me}_2\text{O}_3) - 3 \cdot M(\text{O})}{2}; \quad M(\text{Me}) = \frac{102 - 3 \cdot 16}{2} = 27 \text{ г/моль}.$$

Следовательно, металл – алюминий.

Ответ: Al.

Пример 2. Определить молекулярную формулу оксида фосфора, содержащего 43,7% фосфора. Плотность по воздуху паров этого оксида 9,8.

Решение

1. Обозначим простейшую формулу P_xO_y , молекулярную $(\text{P}_x\text{O}_y)_p$.

2. Примем массу оксида $m(\text{P}_x\text{O}_y) = 100 \text{ г}$, тогда

$$m(\text{P}) = m(\text{оксида}) \cdot \omega(\text{P}) = 43,7 \text{ г}; \\ m(\text{O}) = 100 - m(\text{P}) = 100 - 43,7 = 56,3 \text{ г}.$$

3. Находим количества веществ атомарных фосфора и кислорода:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{P}) = \frac{43,7 \text{ г}}{31 \text{ г/моль}} = 1,41 \text{ моль}; \quad n(\text{O}) = \frac{56,3 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 3,52 \text{ моль}.$$

4. Находим отношение числа атомов элементов в химическом соединении, т. е. простейшую формулу:

$$x:y = n(\text{P}):n(\text{O}) = 1,41:3,52 = 1:2,5 = 2:5.$$

Следовательно, простейшая формула P_2O_5 .

Атомному соотношению 2:5 соответствует формулы $(\text{P}_2\text{O}_5)_p$, где $p = 1, 2, 3 \dots$

5. Для нахождения p вычислим молярную массу соединения по относительной плотности:

$$M(\text{P}_2\text{O}_5)_p = 29 \cdot D_{\text{возд.}} = 29 \text{ г/моль} \cdot 8 = 284 \text{ г/моль}.$$

$$6. p = \frac{M(\text{P}_2\text{O}_5)_p}{M(\text{P}_2\text{O}_5)} = \frac{284 \text{ г/моль}}{142 \text{ г/моль}} = 2.$$

Следовательно, молекулярная формула оксида $(\text{P}_2\text{O}_5)_2$ или P_4O_{10} .

Ответ: P_4O_{10} .

Пример 3. При сжигании 0,46 г вещества получено 0,448 л (н.у.) оксида углерода (IV) и 0,54 г воды. Плотность паров этого вещества по водороду 23. Выведите молекулярную формулу этого вещества.

Решение

1. Устанавливаем элементный состав вещества. Поскольку при сгорании вещества в кислороде образуются CO_2 и H_2O , то в состав вещества, кроме углерода и водорода, может входить и кислород: таким образом $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ – простейшая формула; $(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z)_p$ – молекулярная формула.

2. Определим, входит ли в состав вещества кислород. Находим количество вещества углерода и водорода, входящих в состав соединения. $\text{CO}_2 \rightarrow \text{C}; \quad n = \frac{V}{V_m};$

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = \frac{0,448 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,02 \text{ моль}; \quad n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,02 \text{ моль};$$

$$\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}; n = \frac{m}{M}; \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n(\text{H})} = \frac{1}{2}; n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot \frac{0,54 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль.}$$

3. Рассчитываем массу кислорода, входящего в состав вещества:

$$m(\text{O}) = m(\text{в-ва}) - m(\text{C}) - m(\text{H}) = 0,46 - 0,02 \cdot 12 - 0,06 \cdot 1 = 0,16 \text{ г.}$$

4. Определяем количество вещества кислорода:

$$n(\text{O}) = \frac{0,16 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,01 \text{ моль.}$$

5. Находим атомное соотношение элементов в веществе:

$$x:y:z = n(\text{C}):n(\text{H}):n(\text{O}) = 0,02:0,06:0,01 = 2:6:1.$$

$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ – простейшая формула.

6. Для нахождения « p » воспользуемся дополнительным условием

$$M(\text{вещества}) = 2 \cdot D(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль} \cdot 23 = 46 \text{ г/моль,}$$

следовательно, $46p = 46$; $p = 1$.

$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ – истинная формула.

Ответ: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

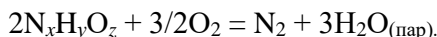
Пример 4. При сжигании смеси, состоявшей из двух объемов неизвестного газа и полутора объемов кислорода, образовалась смесь из одного объема азота и трех объемов водяного пара. Во всех случаях объемы газов измерены при одинаковых условиях.

Решение

Так как при сгорании неизвестного газа в кислороде образуются N_2 и H_2O , то в состав газа входят азот, водород и возможно кислород: $\text{N}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

Согласно закону объемных отношений объемы газов пропорциональны их количествам и равны коэффициентам в уравнении реакции.

1. Запишем уравнение реакции:



2. По закону сохранения массы веществ число атомов элементов в левой и правой частях уравнения равно:

$$\begin{cases} 2x = 2; & x = 1; \\ 2y = 6; & y = 3; \\ 2z + 3 = 3; & z = 0. \end{cases} \quad \text{Следовательно, формула неизвестного газа } \text{NH}_3.$$

Ответ: NH_3 .

Пример 5. Выведите формулу кристаллогидрата фосфата цинка, если известно, что массовая доля соли в нем равна 84,2%.

Решение

1. Пусть $m(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г}$, тогда

$$m(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2) = 84,2 \text{ г}; m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 84,2 = 15,8 \text{ г.}$$

2. Находим количество вещества соли и воды:

$$n(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{84,2 \text{ г}}{385 \text{ г/моль}} = 0,219 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{15,8 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,878 \text{ моль.}$$

3. Находим молярное соотношение соли и воды в кристаллогидрате:

$$n(\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2):n(\text{H}_2\text{O}) = 0,219:0,878 = 1:4.$$

Следовательно, формула кристаллогидрата $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Ответ: $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

4. Расчеты с использованием газовых законов, уравнения Менделеева – Клапейрона, закона Авогадро и следствий из него.

Пример 1. Некоторый газ при 25°C и давлении 99,3 кПа занимает объем 1,52 мл. Какой объем займет этот газ при н. у.?

Решение

1. Для приведения газа к н. у. используем объединенный газовый закон Бойля – Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{P_o V_o}{T_o} = \frac{PV}{T}, \text{ где } T_o = 273 \text{ К};$$

$$T = 273 + t = 273 + 25 = 298 \text{ К}; \quad P_o = 101,325 \text{ кПа.}$$

$$V_o = \frac{PV T_o}{P_o T}; \quad V_o = \frac{99,3 \cdot 1,52 \cdot 273}{101,325 \cdot 298} = 136,5 \text{ мл.}$$

Ответ: 136,5 мл.

Пример 2. Определить относительную плотность по водороду газообразного вещества, 1 г которого при 27°C и давлении 101 656 Па занимает объем 760 мл.

Решение

1. Для нахождения относительной плотности газа надо знать молярные массы: $M(\text{газа})$ и $M(\text{H}_2)$. $M(\text{H}_2) = 2$ г/моль, а молярную массу газа найдем из уравнения Менделеева – Клапейрона:

$$PV = \frac{mRT}{M}; \quad M = \frac{mRT}{PV};$$

газовая постоянная $R = 8,31$ Дж/(моль·К); $T = 273 + 27 = 300$ К (при выражении газовой постоянной в Дж/моль·К, объем газа должен выражаться в м³, а давление в Па: $V = 760 \text{ мл} = 760 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$).

2. Находим молярную массу газа:

$$M = \frac{1 \cdot 8,31 \cdot 300}{101656 \cdot 760 \cdot 10^{-6}} = 32,2 \text{ г/моль.}$$

3. Находим плотность этого газа по водороду по формуле

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{H}_2)} = \frac{32,2}{2} = 16,1.$$

Ответ: 16,1.

5. Вычисление массовой или объемной доли компонентов в смеси.

Пример. Масса 10,75 л смеси водорода и кислорода (н. у.) составляет 2 г. Найти объемные доли газов в смеси.

Решение

1. Находим плотность смеси газов:

$$\rho(\text{смеси}) = \frac{m(\text{смеси})}{V(\text{смеси})} = \frac{2}{10,75} = 0,186 \text{ г/л.}$$

2. Рассчитываем среднюю молярную массу смеси газов:

$$M_{\text{смеси}} = \rho_{\text{смеси}} \cdot 22,4 = 0,186 \cdot 22,4 = 4,16 \text{ г/моль.}$$

3. Вычисляем объемные доли газов:

$$M_{\text{смеси}} = \varphi_{\text{H}_2} \cdot M_{\text{H}_2} + \varphi_{\text{O}_2} \cdot M_{\text{O}_2} = \varphi_{\text{H}_2} \cdot 2 + (1 - \varphi_{\text{H}_2}) \cdot 32; \quad 4,16 = \varphi_{\text{H}_2} \cdot 2 + (1 - \varphi_{\text{H}_2}) \cdot 32.$$

$$\varphi(\text{H}_2) = 0,927 \text{ или } 92,7\%; \quad \varphi(\text{O}_2) = 100 - 92,7 = 7,3\%.$$

Ответ: 7,3% O₂ и 92,7% H₂.

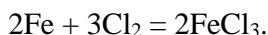
II. Расчеты по химическим уравнениям реакций

6. Вычисление массы (объема, количества вещества) одного из участников реакций по известной массе (объему, количеству вещества) другого участника реакции.

Пример. 5,6 г железа сожгли в избытке хлора. Какая масса соли образуется? Какой объем хлора вступит в реакцию?

Решение

1. Запишем уравнения реакции:



2. Рассчитаем количество вещества железа:

$$n(\text{Fe}) = \frac{m}{M} = \frac{5,6 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

3. Находим количество вещества хлора и хлорида железа (III):

$$n(\text{Cl}_2) = 3/2 n(\text{Fe}) = 3/2 \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,15 \text{ моль}; \quad n(\text{FeCl}_3) = n(\text{Fe}) = 0,1 \text{ моль}.$$

4. Находим массу хлорида железа (III) и объем хлора:

$$m(\text{FeCl}_3) = n(\text{FeCl}_3) \cdot M(\text{FeCl}_3) = 0,1 \cdot 162,5 \text{ г/моль} = 16,25 \text{ г};$$

$$V(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot V_M = 0,15 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 3,36 \text{ л}.$$

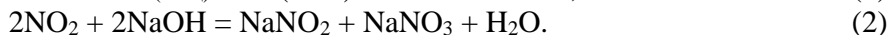
Ответ: 16,25 г FeCl_3 ; 3,36 л Cl_2 .

7. Вычисления по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке.

Пример. 12,8 г меди растворили в избытке концентрированной азотной кислоты. Выделившийся газ пропустили через раствор, содержащий 18 г гидроксида натрия. Какие соли и в каком количестве образовались в этом растворе?

Решение

1. Запишем уравнения происходящих реакций:



2. Рассчитаем количество вещества меди и гидроксида натрия:

$$n(\text{Cu}) = \frac{m}{M} = \frac{12,8}{64} = 0,2 \text{ моль}; \quad n(\text{NaOH}) = \frac{18}{40} = 0,45 \text{ моль}.$$

3. Находим количество вещества диоксида азота по уравнению (1):

$$n(\text{NO}_2) = 2 n(\text{Cu}) = 2 \cdot 0,2 = 0,4 \text{ моль}.$$

4. Определяем какой из реагентов реакции (2) находится в избытке. По уравнению (2) $n(\text{NO}_2) = n(\text{NaOH})$, а по условию $n(\text{NO}_2) < n(\text{NaOH})$, следовательно, диоксид азота находится в недостатке. **Расчет количества образующихся солей ведется по реагенту, находящемуся в недостатке:**

$$n(\text{NaNO}_2) = n(\text{NaNO}_3) = 1/2 n(\text{NO}_2) = 1/2 \cdot 0,4 = 0,2 \text{ моль}.$$

Ответ: по 0,2 моль солей.

8. Определение массовой доли и объемной доли выхода продукта реакции (в процентах) от теоретически возможного.

Пример. Рассчитайте, какую массу чистого железа можно получить из 1 тонны магнетита – руды, содержащей 80% Fe_3O_4 , если массовая доля выхода составляет 75%.

Решение

1. Найдем массу Fe_3O_4 в 1 т руды:

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{\omega(\text{Fe}_3\text{O}_4) \cdot m(\text{руды})}{100\%}; \quad m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{80\% \cdot 1000 \text{ кг}}{100\%} = 800 \text{ кг};$$

2. Определим $n(\text{Fe}_3\text{O}_4)$ этой массы, учитывая, что $M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ кг/кмоль}$:

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{m(\text{Fe}_3\text{O}_4)}{M(\text{Fe}_3\text{O}_4)}; \quad n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{800 \text{ г}}{232 \text{ г/моль}} = 3,45 \text{ кмоль}.$$

3. Поскольку 1 моль Fe_3O_4 содержит 3 моль атомов железа, то

$$n(\text{Fe}) = 3 \cdot 3,45 = 10,35 \text{ кмоль}.$$

4. Рассчитаем $m(\text{Fe})_{\text{теор}}$:

$$m(\text{Fe})_{\text{теор}} = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}); \quad m(\text{Fe})_{\text{теор}} = 10,35 \text{ кмоль} \cdot 56 \text{ кг/кмоль} = 580 \text{ кг};$$

5. Находим $m(\text{Fe})_{\text{практ}}$:

$$m(\text{Fe})_{\text{практ}} = \frac{\eta \cdot m(\text{Fe})_{\text{теор}}}{100\%}; \quad m(\text{Fe})_{\text{практ}} = \frac{75\% \cdot 580 \text{ кг}}{100\%} = 435 \text{ кг}.$$

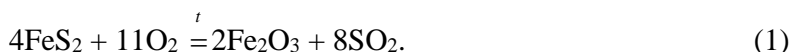
Ответ: 435 кг железа.

9. Вычисления по химическим уравнениям, если одно из исходных веществ содержит примеси.

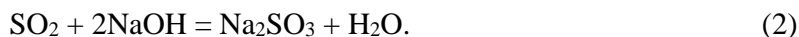
Пример. Газ, полученный при обжиге 120 г пирита, использовали для полной нейтрализации раствора, содержащего 152 г гидроксида натрия. Определите массовую долю примесей в пирите.

Решение

1. Записываем уравнения происходящих реакций:



По условию задачи нейтрализация щелочи полная, поэтому образуется **средняя** соль:



2. Находим количество вещества NaOH:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}; \quad n(\text{NaOH}) = \frac{152}{40} = 3,8 \text{ моль}.$$

3. Находим количество вещества SO_2 и FeS_2 :

– по уравнению (2)

$$n(\text{SO}_2) = 1/2 n(\text{NaOH}) = 1/2 \cdot 3,8 = 1,9 \text{ моль};$$

– по уравнению (1)

$$n(\text{SO}_2):n(\text{FeS}_2) = 2:1,$$

следовательно,

$$n(\text{FeS}_2) = 1,9 \cdot 1/2 = 0,95 \text{ моль}.$$

4. Находим массу FeS_2 :

$$m(\text{FeS}_2) = n(\text{FeS}_2) \cdot M(\text{FeS}_2);$$

$$m(\text{FeS}_2) = 0,95 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 114 \text{ г}.$$

5. Рассчитываем массу и массовую долю примесей в пирите:

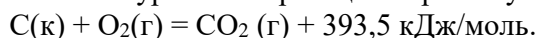
$$m(\text{примесей}) = m(\text{руды}) - m(\text{FeS}_2); \quad m(\text{примесей}) = 120 - 114 = 6 \text{ г};$$

$$\omega(\text{примесей}) = \frac{m(\text{примесей})}{m(\text{руды})} \cdot 100\%; \quad w(\text{примесей}) = \frac{6 \text{ г}}{120 \text{ г}} \cdot 100\% = 5\%.$$

Ответ: 5% примесей.

10. Расчеты по термохимическим уравнениям.

Пример 1. Термохимическое уравнение реакции горения углерода:



Какова масса (г) сгоревшего углерода, если в результате реакции выделилось 167 600 кДж теплоты?

Решение

1. Из анализа термохимического уравнения следует, что при сгорании 1 моль углерода выделяется 393,5 кДж, а по условию задачи в результате реакции выделилось 167 600 кДж.

2. Обозначим количество вещества сгоревшего углерода x моль и определим его.

$$x = \frac{167600}{393,5} = 425,9 \text{ моль.}$$

3. Рассчитаем массу сгоревшего углерода по формуле $m(C) = n(C) \cdot M(C)$:

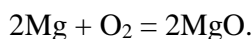
$$m(C) = 425,9 \cdot 12 = 5111 \text{ (г).}$$

Ответ: 5111 г.

Пример 2. Магний массой 6,08 г сожгли в кислороде. При этом выделилось 150,5 кДж теплоты. Определите энтальпию образования оксида магния, запишите термохимическое и термодинамическое уравнения.

Решение

1. Запишем химическое уравнение реакции горения магния:



2. Находим количество вещества магния:

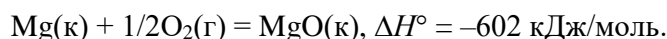
$$n(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})}; \quad n(\text{Mg}) = \frac{6,08}{24,32} = 0,25 \text{ моль.}$$

3. Для определения энтальпии образования оксида магния необходимо рассчитать количество теплоты, которое выделяется при сгорании 1 моль магния, а следовательно, при образовании 1 моль оксида магния:

$$Q = \frac{150,5 \text{ кДж}}{0,25 \text{ моль}} = 602 \text{ кДж/моль.}$$

Теплота реакции равна энтальпии с обратным знаком $\Delta H_{\text{обр}}(\text{MgO}) = -Q$.

4. Запишем термохимическое и термодинамическое уравнения данной реакции:



Ответ: $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{MgO})(\text{к}) = -602 \text{ кДж/моль.}$

11. Расчет объемных отношений газов по уравнениям химических реакций.

Пример. Какой объем воздуха требуется для сжигания 8 л аммиака?

Решение

1. Записываем уравнение реакции горения аммиака: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

2. Вычисляем необходимый объем кислорода, используя закон объемных отношений:

$$\frac{V(\text{NH}_3)}{V(\text{O}_2)} = \frac{4}{3}; \quad V(\text{O}_2) = \frac{3 \cdot V(\text{NH}_3)}{4} = \frac{3 \cdot 8}{4} = 6 \text{ л.}$$

3. Объемная доля кислорода в воздухе составляет 21%. Вычисляем объем воздуха, содержащий 6 л кислорода:

$$V_{\text{воздуха}} = \frac{V(\text{O}_2) \cdot 100\%}{\varphi(\text{O}_2)} = \frac{6 \cdot 100\%}{21\%} = 28,6 \text{ л.}$$

Ответ: 28,6 л.

12. Определение состава соли (кислая или средняя) на основании данных о количестве реагентов.

Пример. Через 500 мл 1 М раствора едкого натра пропущено 11,2 л оксида серы (IV) при н.у. Какая соль и в каком количестве образовалась?

Решение

1. При взаимодействии SO_2 и гидроксида натрия может образоваться две соли – средняя и кислая:



2. Чтобы установить формулу соли, необходимо знать количественное соотношение оксида и щелочи.

Рассчитываем количества исходных веществ:

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{раствора}) = 1 \cdot 0,5 = 0,5 \text{ моль}; \quad n(\text{SO}_2) = \frac{V(\text{SO}_2)}{V_m} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ моль}.$$

Так как $\frac{n(\text{SO}_2)}{n(\text{NaOH})} = \frac{0,5}{0,5} = \frac{1}{1}$, следовательно, образовалась соль NaHSO_3 .

3. Рассчитаем количество соли:

$$n(\text{NaHSO}_3) = n(\text{SO}_2) = n(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль}.$$

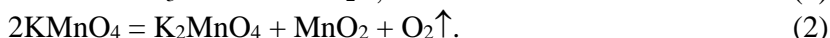
Ответ: 0,5 моль NaHSO_3 .

13. Определение состава двух-, трехкомпонентной смеси по массам веществ, образующихся в ходе нескольких реакций (алгебраический способ решения задач на смеси).

Пример. При разложении смеси бертолетовой соли и перманганата калия массой 273,4 г образовалось 49,28 л кислорода (н.у). Определите массы солей в исходной смеси.

Решение

1. Записываем уравнения химических реакций:



2. Рассчитываем количество вещества кислорода, выделившегося в обеих реакциях:

$$n(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m}; \quad n(\text{O}_2) = \frac{49,28 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 2,2 \text{ моль}.$$

3. Примем количества вещества кислорода, выделившегося в реакции (1) через $n_1(\text{O}_2) = x$ моль, тогда количества вещества кислорода, выделившегося в реакции (2) $n_2(\text{O}_2) = 2,2 - x$ моль.

4. Определим количества вещества исходных солей по уравнениям (1) и (2):

$$n(\text{KClO}_3) = \frac{2}{3} n_1(\text{O}_2) = \frac{2}{3} x; \quad n(\text{KMnO}_4) = 2n_2(\text{O}_2) = 2 \cdot (2,2 - x).$$

5. Выразим массы исходных солей:

$$m(\text{KClO}_3) = n(\text{KClO}_3) \cdot M(\text{KClO}_3) = \frac{2}{3} x \cdot 122,5 = 81,67x;$$

$$m(\text{KMnO}_4) = n(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) = 2 \cdot (2,2 - x) \cdot 158 = 316 \cdot (2,2 - x).$$

6. Составляем алгебраическое уравнение:

$$m(\text{KClO}_3) + m(\text{KMnO}_4) = 273,4;$$

$$81,67x + 316 \cdot (2,2 - x) = 273,4.$$

Решая уравнение, находим x :

$$x = 1,8 \text{ моль},$$

следовательно,

$$m(\text{KClO}_3) = 81,67 \cdot 1,8 = 147 \text{ г}; \quad m(\text{KMnO}_4) = 316 \cdot (2,2 - 1,8) = 126,4 \text{ г}.$$

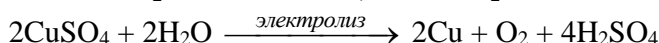
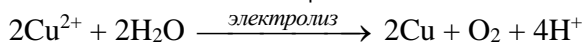
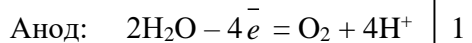
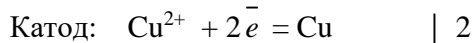
Ответ: 147 г KClO_3 , 126,4 г KMnO_4 .

14. Вычисления по уравнениям реакций, протекающих при электролизе расплавов и растворов электролитов.

Пример. При полном электролизе раствора сульфата меди (II) массой 1 кг на катоде выделилась медь массой 64 г. Какой объем кислорода (н.у.) выделится при этом на аноде? Какова массовая доля сульфата меди в исходном растворе?

Решение

1. Составляем уравнение реакции электролиза водного раствора сульфата меди (II):



2. Определяем количество вещества меди, выделившейся на катоде:

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{64 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль.}$$

3. По уравнению реакции рассчитываем:

а) количество и объем кислорода, выделившегося на аноде:

$$\frac{n(\text{Cu})}{n(\text{O}_2)} = \frac{2}{1}; n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ моль}; V(\text{O}_2) = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л};$$

б) количество и массу CuSO_4 , израсходованного в результате электролиза:

$$\frac{n(\text{Cu})}{n(\text{CuSO}_4)} = \frac{1}{1}; n(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ моль}; m(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 160 \text{ г.}$$

4. Находим массовую долю CuSO_4 в исходном растворе:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\% = \frac{160 \text{ г}}{1000 \text{ г}} \cdot 100\% = 16\%.$$

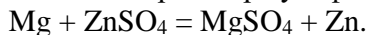
Ответ: 11,2 л O_2 ; 16% CuSO_4 .

15. Вычисления по уравнениям реакций, протекающих при вытеснение одного металла другим из раствора его соли (задачи на «пластинку»).

Пример. В раствор сульфата цинка массой 596 г поместили 40 г порошка магния. Через некоторое время металлический порошок отделили от раствора, высушили и взвесили. Масса порошка оказалась равной 56 г. Определить массовую долю сульфата магния в растворе, оставшемся после отделения металлического порошка.

Решение

1. При помещении порошка магния в раствор сульфата цинка протекает реакция



2. Изменение массы порошка:

$$\Delta m_{\text{порошка}} = m(\text{Zn}) - m(\text{Mg})_{\text{растворив.}}$$

3. Пусть образовалось x моль Zn , тогда растворилось x моль Mg и образовалось x моль MgSO_4 .

$$m(\text{Zn}) = 65x, m(\text{Mg}) = 24x, 65x - 24x = 16; x = 0,39 \text{ моль.}$$

$$4. m(\text{MgSO}_4) = n(\text{MgSO}_4) \cdot M(\text{MgSO}_4) = 0,39 \text{ моль} \cdot 122 \text{ г/моль} = 47,6 \text{ г}; m_2(\text{раствора}) = 596 - \Delta m = 596 - 16 = 580 \text{ г.}$$

Так как масса порошка увеличилась на 16 г, следовательно, масса раствора уменьшилась на 16 г.

$$\omega(\text{MgSO}_4) = \frac{m(\text{MgSO}_4)}{m_2(\text{р-ра})} \cdot 100\% = \frac{47,6}{580} \cdot 100\% = 8,2\%.$$

Ответ: 8,2% MgSO_4 .

III. Расчеты по теме «Растворы»

16. Расчеты, связанные с понятием «растворимость».

Пример 1. В 300 г насыщенного раствора при 50°C содержится 81 г хлорида натрия. Рассчитайте растворимость соли при данной температуре.

Решение

1. Растворимость или коэффициент растворимости показывает, какая масса вещества при данной температуре растворяется в 100 г растворителя с образованием насыщенного раствора.

Выражается формулой

$$S(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ля})} \cdot 100; \text{ (г/100 г р-ля).}$$

2. Находим массу растворителя:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300 - 81 = 219 \text{ г}$$

и рассчитываем растворимость:

$$S(\text{NaCl}) = \frac{81}{219} \cdot 100 = 37 \text{ г.}$$

Ответ: 37 г NaCl.

Пример 2. Коэффициент растворимости соли при температуре 50°C равен 40 г, а при температуре 10°C – 15 г. Чему равна масса осадка (г), полученного при охлаждении насыщенного при температуре 50°C раствора массой 70 г до температуры 10°C?

Решение

1. Пользуясь смысловым значением коэффициента растворимости, определяем массу раствора при температуре 50°C:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{соли}); \quad m(\text{раствора}) = 100 + 40 = 140 \text{ г.}$$

2. Определяем массу соли в 70 г насыщенного раствора при температуре 50°C:

140 г раствора содержит 40 г соли;

70 г раствора содержит x г соли:

$$x = \frac{70 \cdot 40}{140} = 20; \quad m(\text{соли}) = 20 \text{ г.}$$

3. Определяем массу воды, содержащуюся в 70 г этого раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{соли});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 70 - 20 = 50 \text{ г.}$$

4. Определяем массу соли, которая растворится в 50 г воды при температуре 10°C, учитывая коэффициент растворимости при данной температуре:

в 100 г H_2O растворяется 15 г соли;

в 50 г H_2O растворяется x г соли;

$$x = \frac{50 \cdot 15}{100} = 7,5 \text{ г.}$$

5. Находим массу осадка, рассуждая: так как в растворе, насыщенном при температуре 50°C содержалось 20 г соли, а при температуре 10°C в растворе остается 7,5 г, следовательно, масса осадка составит: $m(\text{осадка}) = 20 - 7,5 = 12,5 \text{ (г)}$.

Ответ: 12,5 г.

17. Вычисление массовой доли, молярной концентрации растворенного вещества.

Пример. 10 г хлорида натрия растворили в 40 г воды. Определите массовую долю хлорида натрия в полученном растворе.

Решение

1. Рассчитаем массу раствора:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{соли});$$

$$m(\text{раствора}) = 10 + 40 = 50 \text{ г.}$$

2. Определяем массовую долю хлорида натрия в растворе:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{раствора})} = \frac{10\text{г}}{50\text{г}} = 0,2(20\%).$$

Ответ: 20%.

18. Расчеты, связанные с приготовлением раствора определенной концентрации.

Пример. Какой объем аммиака (н.у.) необходим для приготовления 3 л раствора с массовой долей аммиака 10%, если плотность раствора 0,95 г/мл?

Решение

1. Рассчитаем массу аммиака в растворе:

$$m(\text{NH}_3) = V(\text{раствора}) \cdot \rho(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{NH}_3) = 3000 \text{ мл} \cdot 0,95 \text{ г/мл} \cdot 0,10 = 285 \text{ г}.$$

2. Определяем количество аммиака:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)};$$

$$n(\text{NH}_3) = \frac{285 \text{ г}}{17 \text{ г/моль}} = 16,7 \text{ моль}.$$

3. Находим объем аммиака при н. у.:

$$V(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot V_m;$$
$$V(\text{NH}_3) = 16,7 \cdot 22,4 = 374 \text{ л}.$$

Ответ: 374 л NH_3 .

19. Расчеты, связанные с разбавлением (концентрированием) растворов, смешиванием растворов одного и того же вещества.

Пример 1. Сколько граммов хлорида натрия надо добавить к 200 г 10%-ного раствора, чтобы получить 20%-ный раствор?

Решение

1. К раствору надо добавить x г соли NaCl , в связи с чем масса раствора увеличится и станет $(200 + x)$ г.

2. Определяем массу соли, содержащейся в исходном растворе:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%, \text{ отсюда } m(X) = \omega \cdot m(\text{р-ра}) / 100;$$

$$m(\text{NaCl}) = 10 \cdot 200 / 100 = 20 \text{ г}.$$

3. В растворе, который нужно получить, будет содержаться $(20 + x)$ г соли, а концентрация должна быть 20%, следовательно, математическое выражение массовой доли будет выглядеть следующим образом:

$$20\% = \frac{20 + x}{200 + x} \cdot 100\%.$$

4. Решая это уравнение, получаем:

$$100(20 + x) = 20(200 + x); \quad 2000 + 100x = 4000 + 20x; \quad 100x - 20x = 4000 - 2000;$$
$$80x = 2000; \quad x = 25 \text{ г}.$$

Ответ: 25 г.

Пример 2. Из 200 г 15%-ного раствора сахарозы выпарили 50 г воды. Определите массовую долю сахарозы в оставшемся растворе.

1. При выпаривании воды меняется (уменьшается) масса раствора, а масса растворенного вещества остается прежней.

Находим массу растворенного вещества:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\% \Rightarrow m(\text{сах.}) = 15\% \cdot 200 \text{ г} / 100\% = 30 \text{ г}.$$

2. Находим массу раствора после выпаривания воды:

$$200 - 50 = 150 \text{ г.}$$

3. Определяем массовую долю сахарозы в растворе после выпаривания воды:

$$\omega(\text{сах}) = \frac{30}{150} \cdot 100\% = 20\%.$$

Ответ: 20%.

Пример 3. Какие массы 95%-ного и 10%-ного растворов серной кислоты необходимо смешать для получения 170 г 25%-ного раствора?

Решение

1. Пусть $m_1(\text{раствора}) = x \text{ г}$, тогда $m_2(\text{раствора}) = (170 - x) \text{ г}$. В этом случае можно выразить массы веществ следующим образом:

$$m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,95x; \quad m_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1(170 - x) = 17 - 0,1x.$$

$$2. \omega_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_3(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_3(\text{р-ра})} = \frac{m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) + m_2(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_3(\text{р-ра})} = \frac{0,95x + 17 - 0,1x}{170};$$

$$0,25 = \frac{0,85x + 17}{170}; \quad x = 30;$$

$$m_1(\text{раствора}) = 30 \text{ г}; \quad m_2(\text{раствора}) = 170 - 30 = 140 \text{ г.}$$

Ответ: $m_1(\text{раствора})$ 30 г; $m_2(\text{раствора})$ 140 г.

20. Вычисления, связанные с переводом одного типа концентрации в другой.

Пример. Определите молярную концентрацию раствора соляной кислоты с массовой долей 27% и площадью $1,137 \text{ г/см}^3$.

Решение

1. Массовая доля растворенного вещества показывает, какая масса вещества содержится в 100 г раствора: следовательно, в 100 г раствора содержится 27 г HCl.

2. Находим количество вещества HCl и объем раствора соляной кислоты:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{27 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,74 \text{ моль};$$

$$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho(\text{р-ра})} = \frac{100 \text{ г}}{1,137 \text{ г/мл}} = 87,95 \text{ мл.}$$

3. Рассчитаем молярную концентрацию раствора соляной кислоты:

$$c = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{р-ра})} = \frac{0,74 \text{ моль}}{0,08795 \text{ л}} = 8,4 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 8,4 моль/л.

21. Элементарный расчет pH.

Пример. Вычислите pH водного раствора в 0,01 М растворе KOH, считая, что щелочь протиссоциировала полностью. Как изменится цвет фенолфталеина в этом растворе?

Решение

1. Находим концентрацию OH^- -ионов в 0,01 М растворе KOH:

$$[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 0,01 \text{ моль/л},$$

так как α KOH в водном растворе равна 1 (полная диссоциация).

2. Определяем концентрацию ионов H^+ :

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ моль/л.}$$

3. Определяем водородный показатель:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \quad \text{pH} = -\lg 10^{-12} = 12.$$

Среда раствора щелочная, так как $\text{pH} > 7$.

Фенолфталеин в щелочной среде окрашивается в малиновый цвет.

Ответ: pH = 12.

22. Расчеты, связанные с приготовлением раствора кристаллогидратов.

Пример. Определите массовую долю и молярную концентрацию сульфата меди (II) в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса в 750 г воды. Плотность полученного раствора 1,04 г/мл.

Решение

1. Определяем количество вещества медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и его безводной соли:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{50}{250} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль};$$

2. Находим массу CuSO_4 :

$$m = n \cdot M; \quad m(\text{CuSO}_4) = 0,2 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 32 \text{ г}.$$

3. Рассчитываем массу и объем полученного раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O}); \quad m(\text{р-ра}) = 50 + 750 = 800 \text{ г};$$

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho}; \quad V_{\text{р-ра}} = \frac{800}{1,04} = 769 \text{ мл} = 0,769 \text{ л}.$$

4. Теперь имеются все данные для расчета концентраций вещества в растворе:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%; \quad \omega(\text{CuSO}_4) = \frac{32}{800} \cdot 100\% = 4,0\%;$$

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{р-ра}}}; \quad c(\text{CuSO}_4) = \frac{0,2 \text{ моль}}{0,769 \text{ л}} = 0,26 \text{ моль/л или } 0,26 \text{ М}.$$

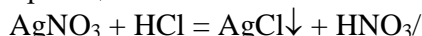
Ответ: 4,0%; 0,26 М.

23. Расчеты, связанные со смешиванием растворов разных веществ, приводящее к протеканию химической реакции.

Пример. К 100 г 17%-ного раствора нитрата серебра добавили 100 г 5,5 М раствора соляной кислоты ($\rho = 1,10 \text{ г/мл}$). Вычислите массу выпавшего осадка.

Решение

1. Записываем уравнение реакции:



2. Определяем массу и количество нитрата серебра в растворе:

$$m(X) = \frac{m_{\text{р-ра}} \cdot w}{100\%}; \quad m(\text{AgNO}_3) = \frac{100 \cdot 17}{100} = 17 \text{ г};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{AgNO}_3) = \frac{17}{170} = 0,1 \text{ моль}.$$

3. Рассчитываем объем раствора соляной кислоты и количество вещества HCl:

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho}; \quad V_{\text{р-ра}} = \frac{100}{1,1} = 90,9 \text{ мл} = 0,0909 \text{ л};$$

$$n(X) = c(X) \cdot V; \quad n(\text{HCl}) = 0,0909 \text{ л} \cdot 5,5 \text{ моль/л} = 0,5 \text{ моль}.$$

4. Определяем, какое из исходных веществ находится в избытке: по уравнению реакции $n(\text{AgNO}_3) = n(\text{HCl})$, а по условию $n(\text{HCl}) > n(\text{AgNO}_3)$, следовательно, нитрат серебра взят в недостатке и все расчеты надо вести по его количеству.

5. Определяем количество вещества и массу хлорида серебра:

$$n(\text{AgCl}) = n(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ моль}; \quad m(\text{AgCl}) = 143,5 \cdot 0,1 = 14,35 \text{ г}$$

Ответ: 14,35 г.

24. Расчеты, связанные с понятием «степень диссоциации».

Пример. Сульфат калия массой 34,8 г растворили в воде и довели объем раствора до 1 л. В полученном растворе концентрация ионов калия равна 0,38 моль/л. Рассчитайте степень диссоциации сульфата калия в растворе.

Решение

1. Запишем уравнение диссоциации электролита:



2. По массе соли находим ее количество ($n_{\text{общ.}}$) в 1 л раствора:

$$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = m(\text{K}_2\text{SO}_4)/M(\text{K}_2\text{SO}_4); n(\text{K}_2\text{SO}_4) = 34,8\text{г}/174\text{г/моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

3. Если бы соль диссоциировала полностью, то, судя по уравнению диссоциации сульфата калия, образовалось бы 0,2·2 (0,4) моль ионов калия и 0,2 моль сульфат-ионов. По условию задачи концентрация ионов калия в растворе составляет 0,38 моль, а значит, сульфат-ионов – в 2 раза меньше – 0,19 моль. Значит, не весь сульфат калия продиссоциировал: $n_{\text{продис.}} = 0,19 \text{ моль}$.

4. Рассчитываем степень диссоциации: $\alpha = \frac{0,19}{0,2} = 0,95 (95\%)$.

Ответ: 95%.

IV. Расчеты по теме «Основные закономерности протекания химической реакции»

25. Расчеты по теме «Скорость химической реакции».

Пример 1. Вычислите среднюю скорость реакции, если начальная концентрация исходных веществ 6 моль/л, а через 2 мин – 2 моль/л.

Решение

$$v_{\text{ср.}} = \pm \frac{c_{\text{кон}} - c_{\text{нач}}}{\Delta \tau} \quad \text{или} \quad v_{\text{ср.}} = \left| \frac{\Delta c}{\Delta \tau} \right|; \quad v_{\text{ср.}} = \left| \frac{2 - 6}{2} \right| = 2 \text{ моль/л·мин}.$$

Ответ: средняя скорость реакции 2 моль/(л·мин).

Пример 2. Как изменится скорость прямой реакции $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{г})$ при увеличении концентрации CO в 3 раза?

Решение

1. Запишем кинетические уравнения для прямой реакции до увеличения концентрации CO и после увеличения концентрации CO, предполагая, что данная реакция является простой (закон действующих масс применим для элементарных (простых) гомогенных реакций):

$$v_1 = k \cdot c^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2); \quad v_2 = k \cdot (3c)^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2).$$

2. Выразим соотношение скоростей v_1 и v_2 :

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot (3c)^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2)}{k \cdot c^2(\text{CO}) \cdot c(\text{O}_2)} = 9.$$

Ответ: скорость реакции увеличится в 9 раз.

26. Расчет константы равновесия.

Пример. В системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$ равновесные концентрации веществ равны: $[\text{NO}] = 0,2 \text{ моль/л}$, $[\text{O}_2] = 0,3 \text{ моль/л}$, $[\text{NO}_2] = 0,4 \text{ моль/л}$. Рассчитайте $K_{\text{равн.}}$ и оцените положение равновесия.

Решение

В соответствии с законом действующих масс для обратимых реакций:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}; \quad K_{\text{равн.}} = \frac{(0,4)^2}{(0,2)^2 \cdot 0,3} = 13,3.$$

Ответ: $K_{\text{равн.}} = 13,3$; $K_{\text{равн.}} > 1$, следовательно, преобладает прямая реакция.

Приложение 6
Таблица растворимости кислот, оснований, солей

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	P	H	H	H	M	?
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?	
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P	
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?	
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	?	H	H	H	H	H	?	H	?	H	H
HCO ₃ ⁻	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	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

P

- растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)

M

- мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)

H

- не растворяется (< 0,1 г на 100 г H₂O)

-

- в водной среде разлагается

?

- нет достоверных сведений о существовании соединения

СОВРЕМЕННАЯ ФОРМА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ ТАБЛИЦЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

[illegible]

Приложение 8
Таблица относительной электроотрицательности

Электроотрицательность элементов по Полингу

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H 2.2																	He
Li 1.0	Be 1.6											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.4	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.3											Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.1	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.6	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.6	Br 2.9	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.3	Nb 1.6	Mo 2.1	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.3	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.8	Sn 1.8	Sb 2.0	Te 2.1	I 2.6	Xe
Cs 0.8	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.3	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.3	Au 2.5	Hg 2.0	Tl 1.6	Pb 1.9	Bi 2.0	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr	Ra	Ac ** 1.1	Источники: L. Pauling, "The Nature of the Chemical Bond", 3 rd Ed., 1960, Ithaca A.L. Alfred, <i>J. Inorg. Nucl. Chem.</i> , 1961, V. 17, P. 215														
		*	Ce 1.1	Pr 1.1	Nd 1.1	Pm 1.1	Sm 1.2	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.2	Ho 1.2	Er 1.2	Tm 1.3	Yb 1.1	Lu 1.3	3
		**	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.4	Np 1.4	Pu 1.3	Am 1.1	Cm 1.3	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.3	

Приложение 9
Ряд напряжений металлов

Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах при 298 К
(ряд напряжений металлов)

<div> <div>↑</div> <div>Возрастает восстановительная способность атомов металлов</div> </div>		<div> <div>↑</div> <div>Возрастает окислительная способность катионов металлов</div> </div>			
<div> <div>↑</div> <div>активные металлы</div> </div>	<div> <div>↑</div> <div>металлы средней активности</div> </div>	<div> <div>↑</div> <div>малоактивные металлы</div> </div>			
M	ϕ	M	ϕ	M	ϕ
Li ⁺	-3,06	Li ⁺	-3,06	Li ⁺	M ²⁺
K ⁺	-2,92	K ⁺	-2,92	K ⁺	M ²⁺
Ca ²⁺	-2,87	Ca ²⁺	-2,87	Ca ²⁺	M ²⁺
Na ⁺	-2,71	Na ⁺	-2,71	Na ⁺	M ²⁺
Mg ²⁺	-2,36	Mg ²⁺	-2,36	Mg ²⁺	M ²⁺
Al ³⁺	-1,66	Al ³⁺	-1,66	Al ³⁺	M ²⁺
Mn ²⁺	-1,18	Mn ²⁺	-1,18	Mn ²⁺	M ²⁺
Zn ²⁺	-0,76	Zn ²⁺	-0,76	Zn ²⁺	M ²⁺
Cr ³⁺	-0,71	Cr ³⁺	-0,71	Cr ³⁺	M ²⁺
Fe ²⁺	-0,44	Fe ²⁺	-0,44	Fe ²⁺	M ²⁺
Cd ²⁺	-0,40	Cd ²⁺	-0,40	Cd ²⁺	M ²⁺
Ni ²⁺	-0,25	Ni ²⁺	-0,25	Ni ²⁺	M ²⁺
Sn ²⁺	-0,14	Sn ²⁺	-0,14	Sn ²⁺	M ²⁺
Pb ²⁺	-0,13	Pb ²⁺	-0,13	Pb ²⁺	M ²⁺
H ⁺	0,00	H ⁺	0,00	H ⁺	M ²⁺
Cu ²⁺	0,34	Cu ²⁺	0,34	Cu ²⁺	M ²⁺
Ag ⁺	0,80	Ag ⁺	0,80	Ag ⁺	M ²⁺
Hg ²⁺	0,85	Hg ²⁺	0,85	Hg ²⁺	M ²⁺
Pt ²⁺	1,20	Pt ²⁺	1,20	Pt ²⁺	M ²⁺
Au ⁺	1,75	Au ⁺	1,75	Au ⁺	M ²⁺
M ²⁺	ϕ	M ²⁺	ϕ	M ²⁺	M ²⁺

Приложение 10
Плотности и концентрация растворов хлорида натрия

Плотность, г/см ³ , при 20°C	Содержание NaCl		Плотность, г/см ³ , при 20°C	Содержание NaCl		Плотность, г/см ³ , при 20°C	Содержание NaCl	
	100 г	1 л		100 г	1 л		100 г	1 л
1,005	1,00	10,1	1,044	6,4	66,6	1,101	14,0	154
1,007	1,2	12,1	1,046	6,6	68,7	1,105	14,5	160
1,008	1,4	14,2	1,048	6,8	70,8	1,109	15,0	166
1,009	1,6	16,2	1,049	7,0	73,9	1,113	15,5	173
1,0011	1,8	18,3	1,051	7,2	76,0	1,116	16,0	179
1,013	2,0	20,03	1,052	7,4	78,1	1,120	16,5	185
1,015	2,2	22,4	1,053	7,6	80,2	1,124	17,0	191
1,016	2,4	24,5	1,055	7,8	82,3	1,128	17,5	198
1,017	2,6	26,5	1,056	8,0	84,5	1,132	18,0	204
1,019	2,8	28,6	1,058	8,2	86,6	1,136	18,5	211
1,020	3,0	30,6	1,059	8,4	88,7	1,140	19,0	217
1,022	3,2	32,7	1,060	8,6	91,0	1,144	19,5	224
1,023	3,4	34,7	1,062	8,8	93,2	1,148	20,0	230
1,024	3,6	36,8	1,063	9,0	95,6	1,152	20,5	237
1,026	3,8	38,8	1,065	9,2	97,9	1,156	21,0	243
1,027	4,0	41,1	1,066	9,4	100,2	1,160	21,5	250
1,029	4,2	43,1	1,067	9,6	102,5	1,164	22,0	256
1,030	4,4	45,2	1,069	9,8	104,8	1,168	22,5	263
1,031	4,6	47,3	1,071	10,0	107,1	1,172	23,0	270
1,033	4,8	49,4	1,075	10,5	112,6	1,176	23,5	277
1,034	5,0	51,7	1,078	11,0	118	1,180	24,0	283
1,036	5,2	53,7	1,082	11,5	124	1,183	24,5	290
1,038	5,6	57,8	1,086	12,0	130	1,185	25,0	297
1,040	5,8	59,9	1,093	13,0	142	1,189	25,5	304
1,041	6,0	62,5	1,097	13,5	148	1,200	26,4	318
1,043	6,2	64,5						

Приложение 11

Константы нестойкости комплексных ионов в водных растворах (25°C)

M^{n+}	Лиганд	Константа	M^{n+}	Лиганд	Константа
Al^{3+}	OH^-	$K_{1-4} = 1 \cdot 10^{-33}$	Cu^{2+}	Гистидин	$K_{1-2} = 4,68 \cdot 10^{-19}$
Zn^{2+}	OH^-	$K_{1-4} = 1,99 \cdot 10^{-18}$	Zn^{2+}	Гистидин	$K_{1-2} = 1,32 \cdot 10^{-13}$
Cu^{2+}	OH^-	$K_{1-4} = 2,75 \cdot 10^{-15}$	Al^{3+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 3,2 \cdot 10^{-17}$
Cr^{3+}	OH^-	$K_{1-4} = 1,26 \cdot 10^{-30}$	Ba^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-8}$
Cd^{2+}	OH^-	$K_{1-4} = 2 \cdot 10^{-9}$	Bi^{3+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 4,0 \cdot 10^{-28}$
Zn	(H_2O)	$K_{1-4} = 2,1 \cdot 10^{-10}$	Ca^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 2,6 \cdot 10^{-11}$
Ag^+	NH_3	$K_{1-2} = 5,9 \cdot 10^{-8}$	Cd^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 3,5 \cdot 10^{-17}$
Cd^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 2,8 \cdot 10^{-7}$	Co^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 4,9 \cdot 10^{-17}$
Co^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 8,5 \cdot 10^{-6}$	Co^{3+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 2,5 \cdot 10^{-41}$
Co^{2+}	NH_3	$K_{1-6} = 4,1 \cdot 10^{-5}$	Cr^{3+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 4,0 \cdot 10^{-21}$
Co^{3+}	NH_3	$K_{1-6} = 6,2 \cdot 10^{-36}$	Cu^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-19}$
Cu^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 1,1 \cdot 10^{-12}$	Fe^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 6,3 \cdot 10^{-15}$
Hg^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 5,0 \cdot 10^{-20}$	Fe^{3+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 5,9 \cdot 10^{-25}$
Ni^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 3,4 \cdot 10^{-8}$	Hg^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-22}$
Zn^{2+}	NH_3	$K_{1-4} = 8,3 \cdot 10^{-12}$	Mg^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 7,6 \cdot 10^{-10}$
Al^{3+}	F^-	$K_{1-6} = 2,1 \cdot 10^{-21}$	Mn^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 9,1 \cdot 10^{-15}$
Al^{3+}	F^-	$K_{1-6} = 2,1 \cdot 10^{-21}$	Pb^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 9,1 \cdot 10^{-19}$
Fe^{3+}	F^-	$K_{1-6} = 7,9 \cdot 10^{-17}$	Tl^+	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 2,9 \cdot 10^{-7}$
Bi^{3+}	Br^-	$K_{1-6} = 3,0 \cdot 10^{-10}$	Tl^{3+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-38}$
Hg^{2+}	Br^-	$K_{1-4} = 1,0 \cdot 10^{-21}$	Zn^{2+}	ЭДТА ⁴⁻ -ион	$K_1 = 5,5 \cdot 10^{-17}$
Pt^{2+}	Br^-	$K_{1-4} = 3,2 \cdot 10^{-21}$	Ca^{2+}	Тартрат-ион	$K_{1-2} = 9,8 \cdot 10^{-10}$
Bi^{3+}	Cl^-	$K_{1-6} = 3,8 \cdot 10^{-7}$	Fe^{3+}	Тартрат-ион	$K_{1-2} = 1,4 \cdot 10^{-12}$
Pt^{2+}	Cl^-	$K_{1-4} = 1 \cdot 10^{-16}$	Ca^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 2,1 \cdot 10^{-5}$
Bi^{3+}	I^-	$K_{1-6} = 7,98 \cdot 10^{-20}$	Mg^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 1,1 \cdot 10^{-4}$
Hg^{2+}	I^-	$K_{1-4} = 1,5 \cdot 10^{-30}$	Cu^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-6}$
Pb^{2+}	I^-	$K_{1-4} = 1,2 \cdot 10^{-4}$	Hg^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-11}$
Cd^{2+}	I^-	$K_{1-5} = 7,1 \cdot 10^{-6}$	Mg^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 3,5 \cdot 10^{-7}$
Hg^{2+}	I^-	$K_{1-4} = 1,48 \cdot 10^{-30}$	Ca^{2+}	Глицинат-ион	$K_1 = 4,2 \cdot 10^{-2}$
Ag^+	CN^-	$K_{1-2} = 1,4 \cdot 10^{-20}$	Mn^{2+}	Глицинат-ион	$K_1 = 3,6 \cdot 10^{-4}$
Au^+	CN^-	$K_{1-2} = 5,0 \cdot 10^{-30}$	Fe^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 1,6 \cdot 10^{-8}$
Cd^{2+}	CN^-	$K_{1-4} = 7,8 \cdot 10^{-18}$	Co^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 5,6 \cdot 10^{-10}$
Co^{2+}	CN^-	$K_{1-6} = 8,1 \cdot 10^{-20}$	Ni^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 2,7 \cdot 10^{-11}$
Co^{3+}	CN^-	$K_{1-6} = 1 \cdot 10^{-64}$	Cu^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 2,6 \cdot 10^{-16}$
Cu^+	CN^-	$K_{1-4} = 2,0 \cdot 10^{-30}$	Zn^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1-2} = 1,1 \cdot 10^{-10}$
Fe^{2+}	CN^-	$K_{1-6} = 1,3 \cdot 10^{-37}$	Mn^{2+}	Цистеинат-ион	$K_1 = 7,94 \cdot 10^{-5}$
Fe^{3+}	CN^-	$K_{1-6} = 1,3 \cdot 10^{-44}$	Fe^{2+}	Цистеинат-ион	$K_{1-2} = 1,7 \cdot 10^{-12}$
Ni^{2+}	CN^-	$K_{1-4} = 1,0 \cdot 10^{-31}$	Co^{2+}	Цистеинат-ион	$K_{1-2} = 1,26 \cdot 10^{-17}$
Ag^+	SCN^-	$K_{1-2} = 5,9 \cdot 10^{-9}$	Ni^{2+}	Цистеинат-ион	$K_{1-2} = 5,01 \cdot 10^{-20}$
M^{n+}	Лиганд	Константа	M^{n+}	Лиганд	Константа
Bi^{3+}	SCN^-	$K_{1-6} = 5,9 \cdot 10^{-5}$	Zn^{2+}	Цистеинат-ион	$K_{1-2} = 2,0 \cdot 10^{-19}$
Co^{2+}	SCN^-	$K_{1-3} = 1,6 \cdot 10^{-2}$	Mg^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_1 = 3,72 \cdot 10^{-5}$
Cu^{2+}	SCN^-	$K_{1-3} = 3,0 \cdot 10^{-7}$	Ca^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_1 = 2,51 \cdot 10^{-2}$
Fe^{3+}	SCN^-	$K_{1-6} = 5,9 \cdot 10^{-4}$	Mn^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_1 = 1,82 \cdot 10^{-4}$
Hg^{2+}	SCN^-	$K_{1-4} = 6,3 \cdot 10^{-22}$	Co^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_{1-2} = 6,61 \cdot 10^{-11}$
Ag^+	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1-3} = 7,1 \cdot 10^{-15}$	Cu^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_{1-2} = 4,47 \cdot 10^{-16}$

M^{n+}	Лиганд	Константа	M^{n+}	Лиганд	Константа
Cd^{2+}	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1-3} = 6,3 \cdot 10^{-9}$	Zn^{2+}	Аспаргиновая к-та	$K_{1-2} = 7,08 \cdot 10^{-11}$
Cu^+	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1-3} = 1,9 \cdot 10^{-14}$	Mg^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_1 = 1,26 \cdot 10^{-2}$
Pb^{2+}	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1-4} = 6,3 \cdot 10^{-8}$	Ca^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_1 = 8,91 \cdot 10^{-3}$
Hg^{2+}	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1-4} = 2,4 \cdot 10^{-34}$	Mn^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_1 = 5,01 \cdot 10^{-4}$
Ag^+	SO_3^{2-}	$K_{1-3} = 1 \cdot 10^{-9}$	Fe^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_1 = 2,51 \cdot 10^{-5}$
Cu^+	SO_3^{2-}	$K_{1-3} = 4,4 \cdot 10^{-10}$	Co^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_{1-2} = 3,47 \cdot 10^{-9}$
Hg^{2+}	SO_3^{2-}	$K_{1-3} = 1,1 \cdot 10^{-25}$	Ni^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_{1-2} = 4,57 \cdot 10^{-11}$
Ag^+	NO_2^-	$K_{1-2} = 1,5 \cdot 10^{-3}$	Cu^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_{1-2} = 3,98 \cdot 10^{-15}$
Cd^{2+}	NO_2^-	$K_{1-3} = 1,5 \cdot 10^{-4}$	Zn^{2+}	Глутаминовая к-та	$K_{1-2} = 3,47 \cdot 10^{-10}$
Al^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1-3} = 5,0 \cdot 10^{-17}$	Ni^{2+}	Салицилат-ион	$K_{1-2} = 1,8 \cdot 10^{-12}$
Cr^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1-3} = 3,6 \cdot 10^{-16}$	Cu^{2+}	Салицилат-ион	$K_{1-2} = 2,0 \cdot 10^{-21}$
Fe^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1-3} = 6,3 \cdot 10^{-21}$	Co^{3+}	Салицилат-ион	$K_{1-2} = 3,8 \cdot 10^{-12}$
Mn^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1-3} = 3,8 \cdot 10^{-20}$	Fe^{3+}	Салицилат-ион	$K_{1-3} = 5,4 \cdot 10^{-37}$
Ca^{2+}	Серин	$K_1 \sim 0,32$	Mg^{2+}	Глицил-глицин	$K_1 = 8,7 \cdot 10^{-2}$
Fe^{2+}	Серин	$K_1 = 10^{-7}$	Ca^{2+}	Глицил-глицин	$K_1 = 5,75 \cdot 10^{-2}$
Co^{2+}	Серин	$K_1 = 10^{-8}$	Mn^{2+}	Глицил-глицин	$K_1 = 7,08 \cdot 10^{-3}$
Cu^{2+}	Серин	$K_{1-2} = 2,83 \cdot 10^{-15}$	Co^{2+}	Глицил-глицин	$K_{1-2} = 1,32 \cdot 10^{-6}$
Mg^{2+}	Пролин	$K > 10^{-4}$	Cu^{2+}	Глицил-глицин	$K_{1-2} = 2,19 \cdot 10^{-12}$
Mn^{2+}	Пролин	$K_{1-2} = 3,16 \cdot 10^{-6}$	Zn^{2+}	Глицил-глицин	$K_{1-2} = 2,69 \cdot 10^{-7}$
Fe^{2+}	Пролин	$K_{1-2} = 5,01 \cdot 10^{-9}$	Mg^{2+}	Аспаргин	$K_{1-2} = 10^{-4}$
Co^{2+}	Пролин	$K_{1-2} = 5,01 \cdot 10^{-10}$	Mn^{2+}	Аспаргин	$K_{1-2} \sim 3,2 \cdot 10^{-5}$
Cu^{2+}	Пролин	$K_{1-2} = 1,58 \cdot 10^{-17}$	Fe^{2+}	Аспаргин	$K_{1-2} = 3,16 \cdot 10^{-19}$
Zn^{2+}	Пролин	$K_{1-2} = 6,31 \cdot 10^{-11}$	Co^{2+}	Аспаргин	$K_{1-2} = 7,41 \cdot 10^{-9}$
Mn^{2+}	Лизин	$K_1 = 10^{-2}$	Ni^{2+}	Аспаргин	$K_{1-2} = 2,51 \cdot 10^{-11}$
Fe^{2+}	Лизин	$K_1 = 3,16 \cdot 10^{-5}$	Cu^{2+}	Аспаргин	$K_{1-2} = 1,26 \cdot 10^{-15}$
Co^{2+}	Лизин	$K_{1-2} = 1,68 \cdot 10^{-7}$	Zn^{2+}	Аспаргин	$K_{1-2} = 2,0 \cdot 10^{-9}$
Ni^{2+}	Лизин	$K_{1-2} = 1,58 \cdot 10^{-9}$	Mn^{2+}	Гли-Гли-Гли	$K_1 = 3,89 \cdot 10^{-2}$
Cu^{2+}	Лизин	$K_{1-2} = 2,0 \cdot 10^{-14}$	Co^{2+}	Гли-Гли-Гли	$K_{1-2} = 2,57 \cdot 10^{-6}$
Zn^{2+}	Лизин	$K_{1-2} = 2,51 \cdot 10^{-8}$	Cu^{2+}	Гли-Гли-Гли	$K_{1-2} = 2,75 \cdot 10^{-11}$
Mn^{2+}	Гистидин	$K_{1-2} = 1,82 \cdot 10^{-8}$	Zn^{2+}	Гли-Гли-Гли	$K_{1-2} = 4,79 \cdot 10^{-7}$
Fe^{2+}	Гистидин	$K_{1-2} = 5,01 \cdot 10^{-10}$	Ni^{2+}	Гистидин	$K_{1-2} = 1,26 \cdot 10^{-16}$
Co^{2+}	Гистидин	$K_{1-2} = 1,38 \cdot 10^{-14}$			

Приложение 12
Ответы на тестовые задания

Тема 1.1

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	2	3	3	3	2	2	2	4	1	1

Тема 1.2

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	4	1	3	2	2	3	3	1A2Г3Б 4Б5В	1Б2В3А 4Г5Д	1A2Б 3Б4Б

Тема 1.3

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	1	4	4	3	3	3	2	1	3	A6Б1 B2Г5

Тема 1.4

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	3	3	2	4	1	4	1	1B2A3Г4Б	1	4

Тема 1.5

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	1	3	1	1	1	2	2	1	4	1

Тема 1.6

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	2	1	2	4	4	2	1	A3Б1 B1Г3	A3Б2 B3Г6	A3Б4 B1Г2

Тема 1.7

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	2	2	2	2	1	3	A2Б2 B4Г2	A3Б4 B5Г7	1Б2Г 3A4Д	1Г2Д 3Г4Б

Тема 2.1

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	2	1	2	1	1	1	1	3	3	A2Б4 B6Г5

Тема 2.2

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	4	4	4	1	4	3	2	3	1	3

Тема 2.3

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	1	2	4	2	4	4	1	3	4	4

Тема 2.4

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	3	3	4	1	2	2	1	2	A2Б3 B4Г1	3

Тема 2.5

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	<i>1</i>	<i>4</i>	<i>3</i>	<i>3</i>	<i>1</i>	<i>1</i>	<i>4</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>2</i>

Тема 2.6

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>4</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>4</i>	<i>2</i>	<i>1</i>	<i>A2B3 B6Г5</i>	<i>1</i>

Тема 2.7.

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	<i>1</i>	<i>4</i>	<i>2</i>	<i>2</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>1</i>	<i>1</i>	<i>1</i>

Тема 2.8

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
<i>Ответ</i>	<i>3</i>	<i>1</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>3</i>	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>1</i>

Тема 2.9

Вопрос	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Ответ</i>	<i>2</i>	<i>2</i>	<i>2</i>	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>A6B4 B3Г1</i>	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>2</i>	<i>1</i>

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Рекомендуемая литература

Основная

1. *Бабков, А. В.* Общая и неорганическая химия : учебник / А. В. Бабков, Т. И. Барабанова, В. А. Попков. – М. : ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 384 с.
2. *Литвинова, Т. Н.* Общая и неорганическая химия : учебник / Т. Н. Литвинова, А. В. Темзокова, А. Т. Тхакушинова. – Ростов-н/Д : Феникс, 2021. – 554 с.

Дополнительная

1. Общая и неорганическая химия для фармацевтов: учебник и практикум для СПО / под общ. ред. В. В. Негребецкого. – М. : Юрайт, 2016. – 357 с.
2. *Литвинова, Т. Н.* Химия для медиков: биогенные элементы и комплексные соединения : учебное пособие для бакалавриата и специалитета / Т. Н. Литвинова, Н. К. Выскубова, Л. В. Ненашева ; под общ. ред. Т. Н. Литвиновой. – М. : Юрайт, 2019. – 222 с.
3. *Глинка, Н. Л.* Практикум по общей химии : учебное пособие для СПО / под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова, О. В. Нестеровой. – М. : Юрайт, 2019. – 248 с.

Рекомендуемые интернет-ресурсы

1. Alhimik. – URL: <http://www.alhimik.ru>.
2. Химия для всех. Электронный справочник за полный курс химии. – URL: <http://www.informika.ru/text/database/chemy/START.html>.
3. Школьная химия – справочник. – URL: <http://www.schoolchemistry.by.ru>.
4. <http://www.classchem.narod.ru>.
5. Репетитор по химии. – URL: <http://www.chemistry.nm.ru>.
6. Образовательные ресурсы по химии. – URL: <http://www.alleng.ru/edu/chem.htm>.
7. Химия и жизнь – XXI век: научно-популярный журнал. – URL: <http://www.hij.ru>.

Использованная литература

1. *Ахметов, Н. С.* Общая и неорганическая химия : учебник. – СПб. : Лань, 2014. – 752 с.
2. *Бабков, А. В.* Общая и неорганическая химия / А. В. Бабков, Т. И. Барабанова, В. А. Попков. – М. : ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 384 с.
3. *Дерябина, Н. Е.* Мини-справочник школьника. Неорганическая химия в реакциях. – М. : 2002.
4. *Дерябина, Н. Е.* Химия. Основные классы неорганических веществ. – М., 2005. – 60 с.
5. *Ерохин, Ю. М.* Химия : учебник для студ. сред. проф. учеб. заведений. – М. : Академия, 2009. – 400 с.
6. *Жолнин, А. В.* Общая химия : учебник / под ред. В. А. Попкова, А. В. Жолнина. – М. : ГЭОТАР-Медиа, 2012. – 400 с.
7. *Князев, Д. А.* Неорганическая химия 6 : в 2 ч. / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – М. : Юрайт, 2018. – Часть 2 : Химия элементов: учебник для академического бакалавриата. — 359 с.
8. *Литвинова, Т. Н.* Химия. Законы, свойства элементов и их соединений. – Ростов-н/Д : Феникс, 2012. – 156 с.
9. *Литвинова, Т. Н.* Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью. – Ростов-н/Д : Феникс, 2014. – 319 с.
10. *Литвинова, Т. Н.* Химия для медиков: биогенные элементы и комплексные соединения : учебное пособие для бакалавриата и специалитета / Т. Н. Литвинова, Н. К. Выскубова, Л. В. Ненашева ; под общ. ред. Т. Н. Литвиновой. – М. : Юрайт, 2019. – 222 с.
11. Общая и неорганическая химия для медиков и фармацевтов : учебник и практикум для вузов / В. В. Негребецкий, И. Ю. Белавин, В. П. Сергеева [и др.] ; под общ. ред. В. В. Негребецкого, И. Ю. Белавина, В. П. Сергеевой. – М. : Юрайт, 2018. – 357 с.

12. *Соловьева, М. В.* Учебные задания для учащихся медико-биологических классов. II раздел. Неорганическая химия. – Краснодар : КубГМУ, 2012. – 117 с.
13. *Соловьева, М. В.* Химический практикум для учащихся медико-биологических классов. – Краснодар : КубГМУ, 2012. – 117 с.
14. 1000 тестов по общей химии для студентов медицинских вузов : учебное пособие / Т. Н. Литвинова [и др]. – Ростов-н/Д : Феникс, 2007. – 429 с.
15. Химия элементов для провизоров : учебно-методическое пособие / Е. В. Барковский [и др]. – Минск : БГМУ, 2017. – 212 с.

*Татьяна Николаевна ЛИТВИНОВА,
Марина Георгиевна ЛИТВИНОВА*
ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие
Под общей редакцией Т. Н. Литвиновой

Зав. редакцией
литературы по химии, пищевой биотехнологии
и технологии продуктов питания *Т. В. Карпенко*
Ответственный редактор *Н. А. Кривилёва*
Корректор *Л. Ю. Киреева*
Выпускающий *Т. А. Быченкова*

ЛР № 065466 от 21.10.97
Гигиенический сертификат 78.01.10.953.П.1028
от 14.04.2016 г., выдан ЦГСЭН в СПб
Издательство «ЛАНЬ»
lan@lanbook.ru; www.lanbook.com
196105, Санкт-Петербург, пр. Ю. Гагарина, д. 1, лит. А.
Тел./факс: (812) 336-25-09, 412-92-72.
Бесплатный звонок по России: 8-800-700-40-71

Подписано в печать 10.11.21.
Бумага офсетная. Гарнитура Школьная. Формат 60×90^{1/8}.
Печать офсетная. Усл. п. л. 26,50. Тираж 30 экз.

Заказ № 1362-21.

Отпечатано в полном соответствии
с качеством предоставленного оригинал-макета
в АО «Т8 Издательские Технологии».
109316, г. Москва, Волгоградский пр., д. 42, к. 5.