Тверское отделение Межрегиональной общественной организации
«Ассоциация учителей и преподавателей химии»
Муниципальное казенное учреждение
«Центр развития образования г. Твери»

УЧЕБНАЯ КНИГА ПО ХИМИИ

ПОСОБИЕ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ 8 КЛАССА
ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ УЧРЕЖДЕНИЙ

Под редакцией
канд. хим. наук А.Е. Соболева

Рекомендовано Экспертным советом
Тверского отделения Межрегиональной общественной организации
«Ассоциация учителей и преподавателей химии»
в качестве учебного пособия для учащихся 8 класса
общеобразовательных учреждений
(протокол заседания №3 от 17.12.2014 г.)

Учебное пособие соответствует ФГОС ООО
(экспертное заключение №186 от 01.12.2014 г.
МКУ «Центр развития образования г. Твери»)

Тверь
ООО «СФК-офис»
2021

УДК 54 (075.3)
ББК 24 я 721
И 85

Рецензенты (эксперты):
доктор педагогических наук
Алексей Анатольевич Журин
доктор психологических наук, Заслуженный учитель РФ
Михаил Николаевич Арцев
председатель ТРО МОО «Ассоциация учителей и преподавателей химии»,
кандидат химических наук, доцент кафедры химии ТвГТУ
Александр Евгеньевич Соболев
кандидат технических наук
Галина Иосифовна Андреева
кандидат биологических наук, доцент кафедры органической химии ТвГУ
Алла Степановна Левина
заместитель председатель ТРО МОО «Ассоциация учителей и преподавателей химии»,
Почетный работник общего образования РФ, учитель химии высшей категории,
директор МОУ «Лихославльская СОШ №7» г. Лихославля,
победитель конкурса лучших учителей РФ в рамках ПНП «Образование» (2008, 2013)
Светлана Ивановна Абрамова
Почетный работник общего образования РФ,
учитель химии высшей категории МОУ СОШ №45 г. Твери
Татьяна Анатольевна Горбунова

Исаев Д.С.

И 85 Учебная книга по химии: пособие для учащихся 8 класса общеобразовательных учреждений / Под ред. *А.Е. Соболева.* – Тверь: Издательство «СФК-офис», 2021. – 2-е изд., испр. и доп. – 368 с.: ил.

ISBN 978-5-91504-071-6

Данное издание разработано на основе комплекта учебных пособий по химии для учащихся 8-х классов – **лауреата Всероссийского открытого конкурса «Педагогические инновации-2011»** («Практические работы исследовательского характера по неорганической химии», Тверь, изд-во Твер. гос. ун-та, 2001; «Химический тренажёр (упражнения, задачи, решения)», Тверь, изд-во «Седьмая буква», 2008; «Химия – наука о превращениях», Тверь, изд-во «Седьмая буква», 2008), организованного клубом учителей «Доживем до понедельника» (Москва).

Пособие предназначено для учащихся 8-х классов средних общеобразовательных школ, но может быть полезно выпускникам школ, лицеев и гимназий, выпускникам основной школы при подготовке к экзамену по химии в форме ОГЭ, абитуриентам при подготовке к экзамену по материалам ЕГЭ, студентам педагогических вузов, учителям химии.

Убедительная просьба о результатах работы с учебным изданием и пожелания по его дальнейшему улучшению сообщить автору по адресу: 170028, г. Тверь, ул. Склизкова, 95, МОУ СОШ №43 или по E-mail: IsaevDS@yandex.ru

УДК 54 (075.3)
ББК 24 я 721
ISBN 978-5-91504-071-6
© Исаев Д.С., 2021
© Издательство «СФК-офис», 2021
© Художественное оформление Костина А., 2021

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие для учащихся.....**5**

Тема 1. Химия – наука о превращениях веществ. Основные понятия химии.....**10**

§1 Предмет и задачи химии. Истоки развития химии.....**10**

§2 Порядок проведения практических работ. Правила и приемы работы в химической лаборатории. Посуда и оборудование.....**20**

§3 Методы изучения химии. Измерения в химической лаборатории.....**38**

§4 Основные понятия химии.....**53**

Тема 2. Состав, строение и свойства атома.....**84**

§5 Состав и строение атома. Изотопы……...**84**

§6 Состояние электрона в атоме…**91**

§7 Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева……...**97**

Тема 3. Состав, строение и свойства веществ……...….**114**

§8 Классификация неорганических веществ……...**114**

§9 Химическая связь. Виды химической связи……...**117**

§10 Химические связи в простых веществах: металлическая и ковалентная неполярная……**121**

§11 Химические связи в сложных веществах: ковалентная полярная и ионная……**125**

§12 Кристаллические решетки….**132**

§13 Степень окисления и заряд иона. Валентность……...**137**

§14 Количество вещества. Молярная масса. Молярный объем. Закон Авогадро. Газовые законы……...**140**

§15 Закон постоянства состава вещества……....**147**

Тема 4. Превращения веществ **151**

§16 Закон сохранения массы веществ. Уравнения химических реакций. Закон объемных отношений……..**151**

§17 Типы химических реакций…**162**

Практические работы исследовательского характера (первый практикум)…...……..**170**

Тема 5. Основные классы неорганических веществ, их взаимосвязь……....**182**

§18 Простые вещества: химия металлов ……...…....**183**

§19 Простые вещества: химия водорода и кислорода ……..**188**

§20 Состав воздуха. Горение и медленное окисление. Тепловой эффект реакции……**202**

§21 Относительная плотность газов……...…**207**

§22 Химия бинарных соединений……**212**

§23 Химия оксидов……...**216**

§24 Химия воды……**231**

§25 Растворы……**241**

§26 Индикаторы……**261**

§27 Гидроксиды……**266**

§28 Химия оснований……..**268**

§29 Химия кислот……**275**

§30 Химия амфолитов……..**288**

§31 Химия солей……**291**

§32 Генетическая связь классов неорганических соединений……**307**

Практические работы исследовательского характера (второй практикум)…...……....**322**

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ТВОРЧЕСКИЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ…….....**340**

ЗАКЛЮЧЕНИЕ……..**344**

ПРЕДМЕТНО-ИМЕННОЙ УКАЗАТЕЛЬ……....**345**

ОТВЕТЫ К ТЕСТАМ……...……....**355**

ПРИЛОЖЕНИЕ……..……**361**

ИСПОЛЬЗОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА……...……....**356**

УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ И СОКРАЩЕНИЯ

- ✓ абсолютная масса – *m*
- ✓ абсолютная масса атомной единицы массы ($1{,}66 \cdot 10^{-27}$ кг) – *m(а.е.м.)*
- ✓ атомный номер – *А№*
- ✓ вакуум – *вак.*
- ✓ валентность – *W*
- ✓ влажный(ая) – *влажн.*
- ✓ внешний энергетический уровень – *ВЭУ*
- ✓ восстановитель – *Red*
- ✓ газ – *г*
- ✓ газ (в УХР) – ↑
- ✓ гетерогенная реакция – *гетеро-*
- ✓ гомогенная реакция – *гомо-*
- ✓ горячий(ая) – *гор.*
- ✓ дымящий(ая) – *дымящ.*
- ✓ жидкость – *ж*
- ✓ заряд ядра – *Z*
- ✓ избыток – *изб.*
- ✓ индикатор – *Ind*
- ✓ исключение – *искл.*
- ✓ катализатор – *Kat*
- ✓ кипящий, при кипячении – *кип.*
- ✓ ковалентная неполярная связь – *КНП*
- ✓ ковалентная полярная связь – *КП*
- ✓ количество вещества – *n* или *υ*
- ✓ концентрированная(ый) – *конц.*
- ✓ коэффициент растворимости – *k*
- ✓ красный – *красн.*
- ✓ массовая доля – *ω*
- ✓ время – *τ*
- ✓ металл – *Me*
- ✓ мольная доля – *χ*
- ✓ молярная масса – *M*
- ✓ молярная масса средняя – $\bar{M}$
- ✓ молярный объем (при н.у. 22,4 л /моль) – V_M
- ✓ насыщенный – *насыщ.*
- ✓ некаталитическая реакция – *неKat*
- ✓ недостаток – *недост.*
- ✓ неметалл – *неMe*
- ✓ необратимая реакция – *необр.*
- ✓ неокислительно-восстановительная реакция – *неОВР*
- ✓ нормальные условия (0^0С; 101325 Па) – *н.у.*
- ✓ объем – *V*
- ✓ объемная доля – *φ*
- ✓ обратимая реакция – *обр.*
- ✓ окислитель – *Ox*
- ✓ окислительно-восстановительная реакция – *ОВР*
- ✓ осадок (в УХР) – ↓
- ✓ относительная атомная масса – A_r
- ✓ относительная молекулярная масса – M_r
- ✓ периодическая система химических элементов – *ПСХЭ*
- ✓ плотность – *ρ*
- ✓ постоянная Авогадро ($6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц/моль) – N_A
- ✓ практические работы исследовательского характера – *ПРИХ*
- ✓ радиус атома – r_a
- ✓ разбавленная(ый) – *разб.*
- ✓ растворимость – *S*
- ✓ реакция замещения – *р.з.*
- ✓ реакция обмена – *р.о.*
- ✓ реакция обратимая (в УХР) – ↔
- ✓ реакция разложения – *р.р.*
- ✓ реакция соединения – *р.с.*
- ✓ свет – *hν*
- ✓ степень окисления – *СО*
- ✓ твердое состояние – *тв.*
- ✓ температура кипения – $t_{кип.}$
- ✓ температура кристаллизации – $t_{кр.}$
- ✓ температура плавления – $t_{пл.}$
- ✓ температура термодинамическая – *T*
- ✓ температура Цельсия; нагревание – *t*
- ✓ теплота – *Q*
- ✓ термохимическое уравнение – *ТХУ*
- ✓ универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/моль·К) – *R*
- ✓ уравнение химической реакции – *УХР*
- ✓ условия реакции – *усл.*
- ✓ устаревшее название – *уст.*
- ✓ химический элемент – *х.э., Э*
- ✓ холодный – *хол.*
- ✓ число частиц – *N*
- ✓ экзотермическая реакция – *экзо-*
- ✓ электроотрицательность – *ЭО*
- ✓ эндотермическая реакция – *эндо-*
- ✓ энергетический уровень (слой) – *ЭУ*

Светлой памяти коллеги, учителя химии МОУ СОШ №17 г. Твери,
члена Ассоциации учителей и преподавателей химии
Татьяны Анатольевны Капустиной посвящается…

ПРЕДИСЛОВИЕ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ

Химическое превращение, химическая реакция
есть главный предмет изучения химии

Академик, лауреат Нобелевской премии по химии
Н.Н. Семенов

Н.Н. Семенов

Что же это за наука – химия? По мнению академика Н.Н. Семенова, главное значение в содержании химической науки отводится химической реакции, а вещество рассматривается как ее участник реакции. Можно сказать, что ***«химия – это наука о превращениях веществ»*** (проф. О.С. Зайцев). Ключевое слово в определении – «превращение». Вспомните, когда вы его впервые услышали? Наверное, при чтении сказок.

Именно в сказках превращения происходят каким-то удивительным, волшебным образом. В химии превращения происходят по законам науки. Такие же чудесные превращения происходят ежедневно на вашей кухне. Как ни странно, но химия и кулинария имеют много общего. Химик берет нечто, называемое реагентами, и получает из них что-то новое. То же самое проделывает и повар (надеемся, что в качестве повара на вашей кухне выступает не только мама или бабушка!): он берет нечто, называемое ингредиентами, и тоже получает из них что-то новое. В тексте пособия мы постарались показать, как тесно связаны и похожи друг на друга химия и кулинария (см. рубрику «*Химоша на кухне…*»).

Изучение химии в 8 классе предполагает ознакомление с проведением и самостоятельное выполнение достаточно большого количества различных видов эксперимента. На уроках юным химикам предстоит познакомиться с видеоэксперименто и практическими работами исследовательского характера, а в домашних условиях проводить простейшие опыты.

Для успешной работы по изучению предмета «ХИМИЯ» необходимо не только желание учиться, но и старание. Читать пособие лучше с карандашом и стёркой в руках. Особенно важно делать пометки материала, который сложен для восприятия. В этом случае на уроке необходимо учителю задать соответствующие вопросы.

В книге приведен порядок действий для решения всех основных типов расчетных задач, а также образцы решения некоторых упражнений (и намеренно не приводятся ответы для расчетных задач).

Известное высказывание «*Кто владеет информацией, тот владеет миром!*» отражает роль информации в современном мире. Умение работать с информацией становится основной компетенцией современного человека и, в конечном счёте, определяет его успешность в жизни.

Важную роль в изучении нового учебного предмета будет играть умение находить источники химической информации, получать, перерабатывать её, создавать информационные продукты (сообщения, доклады, ученическое проекты и др.) и представлять их.

Источниками такой информации послужат:

✓ сеть Интернет (*http://www.alhimik.ru*, *http://www.chem.msu.su/rus/*, *http://college.ru/chemistry/*, *http://www.webelements.com*, *http://school-collection.edu.ru/*, *http://fcior.edu.ru/*, *http://www.chemnet.ru/* и др.);

✓ дополнительная литература по химии (справочная, учебная, научная, популярная и др.);

✓ общение с различными специалистами в области химических знаний;

✓ экскурсии в различные музеи, а также лаборатории и аптеки, на производственные объекты (предприятия пищевой отрасли, химические заводы, водоочистные сооружения) и т.д.

В ситуации, когда вы по уважительной причине пропустили учебное занятие можно обратиться к материалам видеоколлекций по химии, размещенным на сайте *InternetUrok.ru.*

Обозначения важнейших физических величин, номенклатура и химические формулы соединений приведены в данном учебном издании в соответствии с современными требованиями ИЮПАК[1].

Завершением практически каждого из параграфов является раздел «*Готовимся к экзамену по химии*». В конце учебной книги можно найти ответы ко всем тестам и проверить свои знания. Если вы ответили правильно и указали 90% верных ответов, можно смело поставить себе отметку «отлично». Если количество правильных ответов составило 75-89% – «хорошо», 50-74% – «удовлетворительно». Ну а если правильных ответов оказалось меньше половины, наверное, следует перечитать содержание параграфа еще раз.

Помните: химия – наука очень сложная, так как она имеет многочисленные внутри- и межпредметные связи. Поэтому, если вы что-то

---

[1] *ИЮПАК (IUPAC)* – Международный союз теоретической (чистой) и прикладной химии (International Union of Pure and Applied Chemistry) – организация, созданная в 1919 году. Координирует исследования, требующие международного согласования, контроля и стандартизации, рекомендует (утверждает) химическую терминологию, включая названия элементов. Россия является полноправным членом Союза и выполняет его решения и рекомендации.

не поняли, дальнейшее изучение материала окажется трудным, даже невозможным. И тогда химия превратится в неинтересный и ненужный предмет, а это далеко не так! Если же вы будете работать с первых дней, химия вас заинтересует. А начать изучение курса химии предлагаем с выполнения небольшой письменной работы.

***

Напишите сочинение на тему «Все, что я знаю о воде». Листки бумаги с выполненным заданием обязательно сохраните (лучше сдайте учителю). Они понадобятся вам в конце учебного года, после изучения курса химии 8 класса.

***

Ниже приведены **20 советов**, которые помогут не только повысить свой интеллектуальный уровень, но и **получить заслуженную «пятерку»**.

1. Каждый раз, работая с новым параграфом, ***составляйте вопросы*** по его содержанию (их можно записывать на полях в рабочей тетради, там же, где представлен конспект).

2. Завершать работу над учебным материалом параграфа следует ***формулированием выводов*** (кратких итогов), выделяя самое главное, существенное.

3. «Заработать» дополнительную отметку по предмету можно, ***выполняя задание со звездочкой*** (*****). Не забывайте выполнять такие задания на отдельных листах, сдавая их на проверку учителю вовремя (в рамках времени, отведенного на изучение темы).

4. Уточнив тему индивидуального задания у учителя, можно ***составить электронную презентацию***. Здесь следует напомнить, что при разработке презентации отдавать предпочтение необходимо содержанию материала, его наглядности, а не спецэффектам. Можно попробовать свои силы в ***конкурсе учебных презентаций по химии «Мир химии»*** (см.: http://chem-teacher.ru).

5. Аналогичные ***дополнительные задания*** предлагает раздел ***«Химоша думает»***. Выполнение заданий данного вида предполагает активную работу с различными источниками информации или творческое решение.

6. Интересно организовать выходные дни можно, привлекая своих одноклассников или родителей для ***проведения домашнего эксперимента***, описание которого предложено в разделе ***«Давайте похимичим»***. Описание домашнего эксперимента (план приведен в §2), выполненное на отдельном листе и «вещественные доказательства» необходимо сдать на проверку учителя на ближайшем учебном занятии.

7. Интересный опыт можно получить, если ***составлять творческие задания по химии***. Это могут быть: *текстовые работы, которые можно отнести к литературному творчеству по химии* (сочинение, рассказ, сказка, стих, загадка, словесный портрет, сценарий химического вечера, квест, викторина, сценарий агитбригады, комикс и т.п.); *творческие работы по химии, которые можно*

отнести к художественному творчеству (фотография, рисунок, коллаж, плакат, песня и др.); *творческие работы по химии декоративно-прикладного характера* (поделки, выполненные в различной технике); *творческие работы по химии, которые можно отнести к техническому творчеству* (описание авторской конструкции прибора или установки; описание известной конструкции, усовершенствование которой предлагается автором; макет или модель химического объекта и др.). Можно попробовать свои силы в ***конкурсе творческих работ по химии «Химическая лаборатория»*** (см.: http://chem-teacher.ru).

8. Еще один способ «заработать пятерку» – ***составить реферат*** по прочитанной книге или научной статье. Требования к объему реферата и его оформлению представлены в ПРИЛОЖЕНИИ. С готовым рефератом можно будет участвовать, например, в городском конкурсе рефератов (работа эта очень кропотливая и под силу будет только настоящим юным химикам).

9. Очень часто выполнение практической работы исследовательского характера на уроке, домашнего эксперимента или работа над рефератом перерастает в настоящее исследование. Рекомендации по ***организации собственного исследования*** по химии приведены также в ПРИЛОЖЕНИИ. В г. Твери каждый учебный год проводятся научные конференции (городская научно-практическая конференция старшеклассников «Шаг в будущее», Региональные Менделеевские чтения и др.), на которых ученики школы могут представить результаты авторских исследований.

10. Курс 8 класса предполагает проведение практических работ исследовательского характера. В данном пособии ***после практических работ*** приведены ***творческие вопросы***, отвечая на которые ученики могут получить дополнительную отметку по предмету.

11. Каждый раз, когда в классе учитель объясняет решение нового типа химических задач, ученикам предлагается ***самостоятельно составить и решить свою задачу***. Выполнять этот вид работы следует на отдельном листе, где обязательно прописывается условие задачи и ее решение, включая разделы «Дано», «Решение» и «Ответ».

12. Составив ***задачу*** по химии ***повышенной сложности*** или задачу, требующую творческого подхода к решению, можно попробовать свои силы в ***конкурсе методических разработок «Оригинальная задача»*** (информацию о конкурсе можно найти на официальном сайте Ассоциации учителей и преподавателей химии Тверской области –http://chem-teacher.ru).

13. Для очень вдумчивых читателей предлагаем ***найти опечатки в данном издании*** и сообщить о «находке» учителю.

14. В конце пособия имеется раздел ***«Творческие экспериментальные задания для любознательных»***. Ученикам предлагается ***решить*** творческую задачу ***теоретически, а затем провести эксперимент*** на базе кабинета химии, подтверждая или опровергая свою гипотезу.

15. А еще можно ***придумать химическую игру*** (аналогично тем, которые приведены в разделе пособия «Поиграйте с Химошей» и предложить ее для участия в ***конкурсе «Химическая игротека»*** (подробнее на сайте http://chem-teacher.ru).

16. В алфавитно-именном указателе книги приведена краткая информация об ученых, которые внести существенный вклад в развитие науки. ***Подготовить сообщение о жизни и деятельности ученого*** можно по следующему плану: Ф.И.О. (при наличии), годы жизни, страна, краткая биография, основные научные труды и открытия, их значение для науки и общества, награды, увлечения, список использованной литературы/сайтов сети Интернет. Такие презентации также можно направить для участия в ***конкурсе учебных презентаций по химии «Мир химии»*** (см.: http://chem-teacher.ru).

17. Найдите в сети Интернет электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока (***сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа***).

18. Предлагаем заняться ***поиском интересных химических вопросов*** из серии ***«Почему…?» и ответов на них***. Вопросы могут быть найдены в сети Интернет или при анализе жизненных ситуаций или явлений, происходящих вокруг нас. Представление ответов ***«Потому, что…»*** следует выполнять на отдельном листе.

19. Учитель может предложить ***участвовать в подготовке и проведении внеклассных дел*** (КВН, химический вечер, викторина, всевозможные соревнования, в т.ч. олимпиады). Не стоит отказываться, т.к. участие в подобных мероприятиях всегда полезно как для общего развития, так и для развития химического мышления.

20. На экранах телевизора, в сети Интернет или в печатных изданиях очень часто можно встретить ***недостоверную информацию с точки зрения химика***. Учащимся предлагается систематически ***отслеживать*** подобного рода информацию и ***делать научные комментарии*** к заметкам.

В завершении хочется поделиться своим жизненным наблюдением: каждый химик – это хороший повар, но далеко не каждый повар – это химик! Так что, если вы не станете химиком, профессия повара вам точно пригодится! Ну а если серьезно, то данное пособие в основном ориентировано не только на тех ребят, которые мечтают стать врачами, химиками, биологами, специалистами производств общественного питания, в области нефти и природного газа, криминалистами, технологами пищевой промышленности или, например, специалистами по упаковке. Надеемся, что каждый сможет найти для себя в книге полезную информацию, которая поможет легче ориентироваться в мире химических реакций и веществ.

«Химичьте» и готовьте на здоровье! *Автор*

ТЕМА 1. ХИМИЯ – НАУКА О ПРЕВРАЩЕНИЯХ ВЕЩЕСТВ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Химия – наука, которая, как никакая другая, тесно связана со всеми науками. С полным основанием можно утверждать, что ничего не происходит в окружающем мире и внутри нас без химических процессов.

Химия – наука о превращениях веществ[2]. Превращения веществ – химические реакции – определяются закономерностями их протекания. Эти закономерности включают в себя учение о направлении химического процесса и учение о его скорости. Более подробно речь об этих учениях пойдет в 9-11 классах. Однако судить о том, будет проходить реакция или нет, невозможно без знаний о строении веществ – реагентов и продуктов. Поэтому в данном учебно-справочном пособии мы сначала познакомимся с правилами и приемами работы в химической лаборатории, методами изучения химии и основными понятиями химии, затем перейдем к электронному строению атома, его составу и свойствам. Далее воспользуемся учением о периодичности и поговорим о составе, строении и свойствах веществ. И лишь после этого будем говорить о типах химических превращений, законах, описывающих эти превращения и о способности основных классов неорганических веществ (на основе их состава и строения) вступать в химические реакции с участием других веществ.

Ну что?! Незнакомые слова и термины не испугали еще? Тогда начнем изучение химии!

§ 1 ПРЕДМЕТ И ЗАДАЧИ ХИМИИ. ИСТОКИ РАЗВИТИЯ ХИМИИ

ПРОИСХОЖДЕНИЕ СЛОВА «ХИМИЯ»

Ученые рассматривают несколько вариантов происхождения слова «химия». По мнению древнегреческого мыслителя Плутарха, в глубокой древности *«хемами»* называли жителей Египта. На языке египтян слово *«хема»* означает черная земля (чернозем).

Алхимический писатель Зосима (автор первой книги по химии), живший в IV в., считал, слово «химия» происходит от имени *Хемеса* – ангела, изгнанного с неба.

Некоторые исследователи считают, что слово «химия» произошло от греческого слова *«хюмос»* – сок и *«хюма»* – так называлось металлическое литье или *«хемивсис»* – смешивание.

---

[2] Химия изучает химические явления, а физика, которую вы начали изучать еще в 7 классе, занимается физическими явлениями, не сопровождающимися превращениями вещества.

По версии других ученых, в слове «химия» отражен ее практический исток, «*chemeia*» – наливание, настаивание. Восточные лекари-фармацевты извлекали соки лекарственных растений и изучали их.

Наверное, каждый из вариантов происхождения слова «химия» отражает лишь одну какую-то сторону химии. Вместе с тем, множество вариантов, по-видимому, говорит о неисчерпаемости химии, ее многогранности.

ПРЕДМЕТ И ЗАДАЧИ ХИМИИ

Химия – естественная наука, которая изучает превращения веществ. ***Предмет химии*** – вещества, их свойства и превращения. Многие разделы современной химии представляют собой самостоятельные науки. Важнейшие разделы химии и предмет их изучения приведены в табл. 1.

«Чистой» химии, изолированной от других наук, сегодня не существует.

Таблица 1

Предмет изучения важнейших разделов химии

Раздел	Предмет изучения
Общая химия	основы химии, являющиеся общими для всех ее составных частей (строение вещества, химическая связь, общие свойства веществ, химические реакции веществ)
Неорганическая химия	элементы и их соединения со своими свойствами и химическими реакциями
Органическая химия	соединения углерода со своими свойствами и реакциями
Физическая химия	физические явления и закономерности при протекании химических реакций, влияние физических воздействий на химические реакции
Химическая технология, ее процессы и аппараты	применение химических знаний и техники работы в технически полезных процессах
Аналитическая химия	качественное обнаружение и количественное определение составных частей вещества и смесей веществ, а также выяснение структуры веществ
Биохимия	химические реакции в живых организмах
Геохимия	химический состав, химические реакции и изменения земной коры
Химия окружающей среды	влияние химических веществ на окружающую среду, анализ этого влияния и методы его устранения

Назовем основные ***задачи, стоящие перед химиками***: 1) получение веществ с заданными свойствами; 2) получение максимального количества желаемого вещества с минимальным использованием исходных веществ и минимальными затратами энергии на осуществление процесса; 3) интенсификация промышленных производств; 4) создание безотходных технологий, экологически чистых производств; 5) использование энергии химических превращений; 6) получение веществ наивысшей степени чистоты и др.

ХИМИЧЕСКАЯ ТЕХНОЛОГИЯ. ЗНАЧЕНИЕ ХИМИИ

Широко распростирает химия
руки свои в дела человеческие
М.В. Ломоносов

Химическая технология – область химии, разрабатывающая технически совершенные и экономически выгодные способы переработки природного сырья и синтетических материалов. Существующих в природе веществ недостаточно для обеспечения необходимого уровня жизни, развития науки и техники. Только для приготовления пищевых продуктов необходимы почти 9000 различных химических реактивов, а в лабораториях планеты ежедневно синтезируют около 200 новых соединений.

В химическом производстве вещества выступают в качестве сырья, вспомогательных материалов и готовой продукции (см. рис. 1).

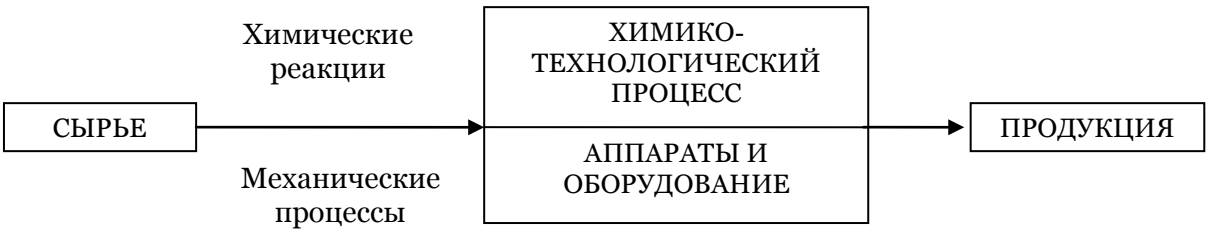


Рис. 1. Область химической технологии

В основе превращения сырья в продукты лежат химические реакции (превращения), которые сопровождаются механическими изменениями (физическими процессами). Вместе они составляют химико-технологический процесс, осуществляемый в специальных аппаратах при строго определенных условиях. Результатом химико-технологического процесса являются продукты производства[3].

***

Пищевая промышленность имеет сходный цикл производства с химической технологией, в которой из природного (как правило) сырья изготавливают различные продукты питания или полуфабрикаты.

А разве вам не известны такие биотехнологические процессы производства колбасы, кваса, молочнокислых продуктов и т.п.?

***

[3] ***Сырье*** – продукты, используемые в промышленности для получения средств производства или предметов потребления.

Продукты – вещества, полученные в конце технологического процесса (новые вещества и материалы).

Материалы – вещества, прошедшие промышленную обработку и служащие основой для производства полуфабрикатов, деталей, изделий.

В настоящее время наиболее распространенными группами конструкционных материалов являются сплавы железа – чугун и сталь, а также силикатные материалы, производимые из известняка, глины, гипса, песка, гравия. Все большее значение приобретают различные пластмассы. Современное строительство невозможно представить без строительных материалов, разработанных химиками – разнообразных плит, покрытий, панелей, красок, лаков и т.д., позволяющих не только повышать качество строительства, но и существенно сокращать его сроки. Огромное значение приобретают сверхчистые и сверхпроводящие материалы.

Одной из самых обширных областей химических исследований сегодня является разработка новых фармацевтических препаратов. Трансплантация органов стала возможна благодаря иммуноподавляющим препаратам. Современные физико-химические методы анализа широко используются в диагностике заболеваний, в контроле качества продуктов питания, питьевой воды, атмосферного воздуха. Несомненно, прав был М.В. Ломоносов, еще в XVIII веке утверждавший, что «*медик без довольного познания химии совершенен быть не может*».

Практически все вокруг нас не избежало влияния современной химии. Пища подкрашена, ароматизирована и законсервирована различными химическими добавками. Моющие и чистящие средства, которые вы используете, производятся химическими фирмами. Средства для борьбы с насекомыми создаются в лабораториях.

Наше время называют веком компьютерных технологий. Однако создание современных компьютеров было бы невозможным без разработки тончайших химических методов создания новых полупроводниковых материалов. Нанотехнологии и наноиндустрия заявлены правительством России как одно из приоритетных направлений в развитии науки и промышленности.

Еще одно название нынешнего века – век полимеров. Области применения полимеров обширны: медицина, одежда, техника, сельское хозяйство, упаковка, строительство, электроэнергетика, транспорт, фурнитура, игрушки, бытовые изделия и т.п. (подробнее с химией полимеров мы будем знакомиться в 10 классе при изучении курса органической химии).

Многогранна роль химии и в развитии транспорта (переработка нефти для получения всех видов топлива, производство синтетического каучука и резины; получение синтетических масел, антифризов и т.п.). Транспортные средства заправляются топливом, которое сгорает в двигателе (в ходе поездки водитель осуществляет управление химическими превращениями).

Принято обвинять химиков в загрязнении окружающей среды. К сожалению, для этого есть основания, поскольку на многих химических производствах до сих пор не разработаны современные методы утилизации

вредных отходов. Порой даже достоинства используемых веществ и материалов становятся причиной экологических бед.

***

Фантастический факт. В одном из регионов России исчезли все вещества и вещи, которые нам дает химия. Какое освещение получил бы этот факт в репортажах информационных программ «Время», «Вести» или «Вы не поверите...»

***

Например, известно: полиэтилен не гниет. Это очень ценное качество. Однако использованные и выброшенные на свалку полиэтиленовые бутылки и мешки способны, не разлагаясь, сохраняться десятки, и даже сотни лет, создавая огромные количества мусора. Вместе с тем было бы несправедливым забывать, что именно химики вносят большой вклад в решение проблем экологии: разрабатывают методы очистки сточных вод, способы обезвреживания выхлопных газов автомобилей, новые экологически безопасные технологии различных производств, экологически безвредные процессы получения энергии и т.д.

ИСТОКИ РАЗВИТИЯ ХИМИИ

Вся история развития науки химии связана с ответом на один главный и простой вопрос: *«Можно ли из одного вещества в процессе химических превращений получить любое вещество, или в этом имеются какие-то ограничения?»*

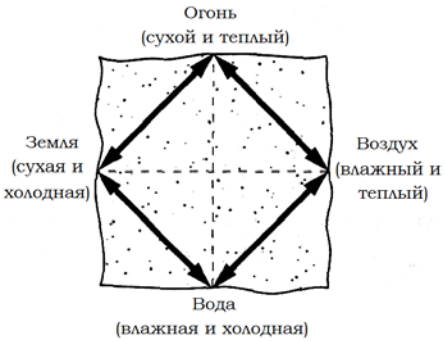
Основные исторические этапы развития химии как науки приведены в табл. 2.

Таблица 2

Исторические вехи развития химии

Период	Место	Исследователи	Предмет изучения	Области применения
1	2	3	4	5
3-4 тысячи лет до н.э.	Древний Египет	египетские жрецы ремесленники	выплавка металлов из руд (железа, свинца, меди, олова, сурьмы), получение сплавов; производство стекла, керамики, красок, духóв; бальзамирование умерших	производство орудий труда, украшений, строительных материалов; сохранение мумий знатных персон
VII век до н.э.		алхимики	поиски «философского камня» – вещества способного превращать один металл в другой, исцелять больных и возвращать молодость	методы очистки веществ; описание свойств веществ
V век до н.э.	Греция	Левкипп Демокрит	состав веществ – атомы	познание мира (материя дискретна, то есть состоит из атомов)

Окончание табл.2

1	2	3	4	5
IV век до н.э.	Греция	Аристотель	описание четырех качеств первоматерии 	познание мира (материя непрерывна, то есть одно вещество может превращаться в другое при изменении качеств)
III век до н.э.	Греция Индия Китай		описание процессов прокаливания, возгонки, перегонки, фильтрования и др.	получение фарфора; использование пороха; изготовление красок
Начало XVI века	Европа	Агрикола Парацельс	возможность использования химических знаний для нужд промышленности и человека	горное дело и металлургия; медицина

Впервые идея о существовании атомов появилась у древнегреческого философа Демокрита (ученика философа Левкиппа). Демокрит рассуждал следующим образом. Если яблоко разделить пополам, то получится две половины. Если каждый раз делить получающуюся часть на две, то получится четыре, затем восемь, шестнадцать и т.д. В результате он пришел к умозаключению, что пределом деления на две половины будет неделимая частица – ***атом*** (греч. *atomos* – неделимый). Далее он полагал, что благодаря особенностям своих размеров и форм последние могут объединяться друг с другом, образуя соединения с новыми свойствами. В соответствии с моделью Демокрита *из одного вещества невозможно получить любое другое вещество* (если неделимые атомы различаются, то из веществ, составленных из одного вида атомов, нельзя получить вещество, составленное из другого вида атомов). Подробнее о моделях и моделировании в химии см. §3 данного пособия.

Р. Бойль

Одним из величайших алхимиков был Джабир ибн Хайян, живший в VIII веке до н.э. Он не столько пытался получить золото, сколько писал о крашении тканей, о том, как сделать материал водонепроницаемым, и об очищении металлов.

Химия как наука стала формироваться вместе с атомно-молекулярной теорией (моделью).

Начало разработки этой теории положил первый ученый-химик Роберт Бойль, когда в своей книге «Химик-скептик», опубликованной в 1661 году, он первым отверг представления Аристотеля о взаимодействии стихий, ввёл в химическую науку количественные измерения и приступил к экспериментальным доказательствам истинности атомистических идей Демокрита. Эта работа была продолжена многими поколениями учёных, например, нашим соотечественником М.В. Ломоносовым (1711-1765), который один из первых опирался в своих трудах на атомно-молекулярную модель и внёс большой вклад в доказательство её истинности. Надо отметить, что Р. Бойль и М.В. Ломоносов были одними из первых, кто стали использовать эксперимент для доказательства правильности теоретических моделей.

Научные теории (теоретические модели) не являются застывшей истиной. Рано или поздно появляются факты, на основании которых приходится их достраивать, перестраивать или вообще предлагать новые теории. Это связано с тем, что реальный мир всегда разнообразнее, чем теоретические модели, отражающие его сущность.

***

Химия на Руси развивалась преимущественно самобытно. В Киевской Руси выплавляли металлы, производили стекло, соли, краски, ткани. При Иване Грозном в Москве в 1581 г. была открыта аптека. При Петре I были построены купоросные и квасцовые заводы, первые химические мануфактуры, а в Москве насчитывалось уже восемь аптек. Дальнейшее развитие химии в России связано с работами М.В. Ломоносова.

***

В 1808 году Джон Дальтон использовал все имеющиеся знания, чтобы разработать серию правил, объединяющих поведение атомов. Правила назвали ***законами Дальтона***:

Дж. Дальтон

- ✓ вещество состоит из крошечных неделимых частиц, называемых атомами;
- ✓ все атомы элемента одинаковы;
- ✓ атомы различных элементов имеют разные свойства;
- ✓ в химических реакциях атомы не создаются и не разрушаются;
- ✓ атомы различных элементов образуют соединения, где соотносятся друг с другом как целые числа.

Сегодня известно, что атомы неделимы только химически, в ядерной реакции их можно расщепить; атомы одного элемента не всегда имеют одни и те же свойства.

***

Помимо работ, касающихся метеорологических явлений, Дальтон опубликовал работу, посвященную дефекту зрения, которым сам страдал. В дальнейшем этот дефект получил название «дальтонизм».

***

Некоторые из секретов не раскрыты и в наши дни (тайна египетского бальзамирования, изготовление красок, которые сохранили яркость до наших дней, состав клея ...).

****

Наверное, и так понятно, что человек начал готовить себе пищу очень давно, еще до выплавки металлов из руд. Хотя первые шаги в кулинарии искусством назвать, наверное, сложно. Например, представьте себе обед древнего человека – сырое мясо, немного съедобной травы и вода! Правда, не очень аппетитно?! Поэтому и появилась наука о приготовлении пищи, так похожая на химию!

***

*********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

1. *Многие научные термины составлены из фрагментов, часть из которых имеет латинское или греческое происхождение. Запишите в таблицу примеры таких терминов и их определений (при работе с таблицей рекомендуется использовать толковый словарь и сеть Интернет).

Часть слова	Происхождение	Научный термин	Толкование (определение)
а/ан	греч. *a, an* – начальная часть слова со значением отрицания		
аква	лат. *agua* – вода		
алло	греч. *allos* – другой, иной		
аэро	греч. *aer* – воздух		
би	лат. *bi, bis* – дву(х), дважды		
био	греч. *bios* – жизнь		
ген	греч. *genes* – рождающий, рожденный		
гидро	греч. *hydor* – вода		
граф	греч. *graho* – пишу		
ди	греч. *di* – приставка, обозначающая «дважды», «двойной»		
изо	греч. *isos* – равный, одинаковый, подобный		
логия	греч. *logos* – слово, понятие, учение		
макро	греч. *macros* – длинный, большой		
микро	греч. *micros* – малый		
фос (фотос)	греч. phos – свет		
хлор	греч. *chloros* – зеленовато-желтый		
хромо	греч. *chroma* – цвет		

2. **Филео* (греч.) означает «люблю», *фобос* – «боюсь». Дайте объяснение терминов «хемофилия» и «хемофобия», отражающих противоположное отношение групп людей к химии. Кто из них прав? Обоснуйте свою точку зрения.

3. *Используя химические источники информации, заполните следующую схему «Наш век – век полимеров»:

Область применения	Названия полимеров	Доля от общего количества используемых полимеров, %

По данным схемы (третья графа) постройте диаграмму «Области применения полимеров». Почему наш век часто называют «веком полимеров»?

4. *Подготовьте краткое сообщение для выступления на конференции «Широко распростирает химия руки свои в дела человеческие…» (М.В. Ломоносов) по одной из предложенным тем: «Химия и металлургия», «Химия и машиностроение», «Химия и сельское хозяйство», «Химия и строительство», «Химия и транспорт», «Химия и текстильная промышленность», «Химия и пищевая промышленность», «Химия и целлюлозно-бумажная промышленность», «Химия и производство моющих и чистящих средств», «Химия и производство товаров народного потребления», «Химия и фармацевтическая промышленность», «Химия и …» (свободная тема).

5. Как вы понимаете, о чем говорится в поэме Тита Лукреция Кара (I в. до н.э.) «О природе вещей»?

... На морском берегу, разбивающем волны,
Платье сыреет всегда, а на солнце, вися, высыхает,
Видеть, однако, нельзя, как влага на нём оседает,
Как и не видно того, как от зноя она исчезает.
Значит, дробится вода на такие мельчайшие части,
Что недоступны они совершенно для нашего взора.

Вспомните два-три опыта из курса физики, которые подтверждают существование мельчайших частиц вещества. Расскажите об этих опытах.

6. Как вы считаете, будут ли зависеть успехи в изучении химии от достижений при изучении математики или других естественных дисциплин? Ответ обоснуйте.

7. *Возможно, вы слышали об алхимиках, которые пытались найти философский камень. Можно ли считать алхимию наукой? Попробуйте ответить на вопрос, используя дополнительные источники информации.

8. *Приведите примеры знаковых моделей, которыми вы пользовались при изучении природоведения, биологии, географии и физики.

9. Докажите, что человек – «химическая фабрика», а не «мусорное ведро».

10. Объясните, почему в последнее время при эксгумации тел обнаруживают достаточно хорошо сохранившиеся органы и ткани людей, практически не подвергшихся разложению?

****

********** *«Готовимся к экзамену по химии»* *****

Тест №1

1. Соотнесите перевод слова с терминами, показывающими происхождение слова «химия»:

СЛОВА	ПЕРЕВОД
А) «Хема»	1) смешивание
Б) «Хюмос»	2) наливание, настаивание
В) «Хемивсис»	3) сок
Г) «chemeia»	4) металлическое литье
	5) черная земля (чернозем)
	6) жители Египта

2. Выберите наиболее полное определение науки «химия»:
1) это естественная наука, изучающая природные явления; 2) это естественная наука, которая изучает состав, строение и свойства веществ; 3) это естественная наука, которая изучает превращения веществ, а также их состав, строение и свойства; 4) это естественная наука об окружающем нас мире всевозможных веществ.

3. Выберите задачи, которые химики непосредственно <u>не решают</u>:
1) получение веществ с заданными свойствами; 2) создание безотходных технологий, экологически чистых производств; 3) повышение уровня жизни населения планеты; 4) использование энергии химических превращений.

4. Соотнесите раздел химии и предмет его изучения

РАЗДЕЛ ХИМИИ	ПРЕДМЕТ ИЗУЧЕНИЯ
А) биохимия	1) соединения углерода со своими свойствами
Б) органическая химия	2) применение химических знаний и техники работы в технически полезных процессах
В) физическая химия	3) получение веществ
Г) неорганическая химия	4) химические реакции в живых организмах
	5) элементы и их соединения
	6) физические явления и закономерности при протекании химических реакций

5. Первоматерией по Аристотелю <u>не является</u>:
1) Земля; 2) вода; 3) камень; 4) огонь.

6. Сохранением мумий знатных персон занимались:
1) египетские жрецы; 2) арабы; 3) древние греки; 4) китайцы.

7. Использовать порох для взрыва скал начали в …
1) V веке до н.э.; 2) начале XVI века; 3) III веке до н.э.; 4) конце XVI века.

8. Поисками философского камня занимались:
1) египетские жрецы; 2) Агрикола и Парацельс; 3) Аристотель и Демокрит; 4) алхимики.

9. Серию правил, объединяющих поведение атомов назвали в честь ученого:
1) Д. Дальтона; 2) Р. Бойля; 3) Аристотеля; 4) Агриколы.

10. Вещества, полученные в конце технологического процесса называют:
1) материалами; 2) сырьем; 3) продуктами; 4) отходами.

****

§ 2 ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ. ПРАВИЛА И ПРИЕМЫ РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ. ПОСУДА И ОБОРУДОВАНИЕ

Перед выполнением практической работы обязательно очень внимательно прочтите описание. Если во введении появляется новый для вас материал, то будет разумно составить его краткий конспект в рабочей тетради еще дома, до урока.

Если инструкции по выполнению работы в подробном виде нет, то следует подумать над путями решения поставленной задачи. Для решения творческой задачи или ответа на нестандартный вопрос можно использовать алгоритм активизации мышления «мозговой штурм». Для этого сначала необходимо прочитать внимательно название работы и условие задачи. Далее участники предлагают все возможные, в том числе и абсурдные варианты для ее решения. При выдвижении идей запрещается их критика. Проводится анализ предложенных гипотез (предположений) и выбираются из них те, которые наиболее вероятны.

После выполнения экспериментальной части работы сразу приступайте к оформлению лабораторного журнала и анализу полученных экспериментальных данных.

Можно рекомендовать следующую последовательность записей в рабочем журнале.

ПЛАН ОПИСАНИЯ ПРАКТИЧЕСКОЙ РАБОТЫ

1. Дата.
2. Название работы.
3. Цель эксперимента.
4. Условия проведения эксперимента (температура, атмосферное давление и т.п.)
5. Реактивы и оборудование. Схема установки.
6. Сводка формул, необходимых для расчетов. Предварительные расчеты.
7. Таблица для непосредственной записи измерений и первоначальных расчетов (заготавливается заранее).
8. Графики с результатами измерений.
9. Подробное описание эксперимента (наблюдение за ходом процесса - изменение температуры, растворение или образование осадка и т.п.). Можно в виде таблицы

Что делали	*Что наблюдали*	*Вывод*

10. Вычисления.
11. Таблица и графики с результатами вычислений.
12. Выводы.

Большое значение имеет правильная и четкая защита работы на последнем уроке практикума или во внеурочное время. При защите

закрепленной за группой работы ученик (или группа учащихся) излагает методику работы, конкретные результаты, полученные на каждом этапе исследования, выводы и, что очень важно, предложения по дальнейшим исследованиям. Эти предложения могут быть составлены по каждому этапу, например: изменение формулировки проблемы и проведение нового исследования, изучение дополнительной литературы, проведение дополнительной практической проверки, предложения по применению полученных решений в новых областях науки, сопоставление вновь полученных результатов с другими результатами, полученными при решении этой проблемы, для поиска новой информации и др.

Учителю в письменной форме сдается отчет о работе (один от группы). План отчета должен повторять план научной статьи.

ПЛАН ОПИСАНИЯ ГРУППОВОГО ОТЧЕТА О ПРОВЕДЕНИИ ПРАКТИЧЕСКОЙ РАБОТЫ

1. Введение (название работы, цель).
2. Методика эксперимента.
3. Результаты эксперимента (в том числе и результаты, полученные другими группами учащихся).
4. Вычисления.
5. Обобщение и анализ результатов, их обсуждение.
6. Выводы.

Язык отчета должен быть ясным и кратким. Каждое новое положение следует начинать с новой строки. В тексте старайтесь не употреблять подряд много существительных в родительном падеже, частого чередования причастий и близкого расположения одного и того же слова. Обычно местоимения «я» и «мы» при обсуждении собственных экспериментов не употребляются.

Наиболее ответственной частью отчета являются выводы, где нужно очень кратко рассказать о результатах исследования и его новизне (что...исследовано, доказано, показано, обнаружено, установлено, определено, выявлено и т.п.). Число выводов определяется содержанием практической работы (как правило, не более двух или трех).

Особое внимание обратите на вопросы к практикумам. Они потребуют от вас творческого решения. Придется немного пофантазировать. Возможно, и здесь вам поможет «мозговой штурм». Учтите, что творческое решение, как правило, рождается в ходе длительной работы, поэтому первая идея редко бывает оригинальной. Не забывайте также, что наиболее ценится простое решение проблемы.

Имейте в виду, что результаты вашей работы во время практикума будут оцениваться по следующим видам учебной деятельности:

1. Подготовка к практическому занятию.

2. Выполнение практической работы (аккуратность, чистота рабочего места, использование надлежащего оборудования, соблюдение правил техники безопасности, работа с прибором в соответствии с инструкцией, поведение в лаборатории; непрерывная запись в рабочем журнале хода эксперимента, промежуточных расчетов и предварительных выводов; число выдвинутых гипотез; число различных объяснений (даже и неверных); участие в дискуссиях при планировании эксперимента, выборе путей его проведения, объяснении результатов; погрешность эксперимента и т.п.).
3. Записи в личном рабочем журнале (оформление тетради для практических работ).
4. Отчет о проделанной работе.

А теперь остановимся на самом главном – технике безопасности при проведении экспериментов по химии.

За многовековую историю учёные-химики проделали огромное количество опытов. Многие эксперименты проходили удачно, но были и такие, которые заканчивались трагедией (учёные-экспериментаторы лишились здоровья и даже жизни).

За долгие века развития химии выработаны правила безопасной работы в химической лаборатории, которые настоящие химики соблюдают неукоснительно. Прочтите приведённые ниже правила и вдумайтесь в смысл каждого из них.

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

Рис. 2. Правильное определение запаха неизвестного вещества

В химической лаборатории ***запрещается:***

1. Принимать пищу и пробовать вещества на вкус.
2. При определении запаха вещества низко наклоняться над склянкой или подносить пробирку близко к лицу (см. рис. 2).
3. Брать вещества руками.
4. Оставлять неубранными рассыпанные или пролитые реактивы.
5. Выливать или высыпать избыток реактивов в склянки и банки, из которых они взяты.
6. Выливать или высыпать отработанные реактивы в раковину.
7. Оставлять открытыми банки и склянки.
8. Менять пробки у банок и склянок.
9. Брать одной и той же пипеткой или одной и той же ложечкой разные вещества.
10. Самостоятельно без разрешения учителя или лаборанта проводить химический эксперимент.

***

Конечно, есть группа продуктов питания, которую в сыром виде употреблять не рекомендуется (мясо, грибы и др.). Однако, в отличии от химической лаборатории, на кухне настоящий рай! Ну как не попробовать то, что сами готовили несколько часов на плите?!

***

ПРИЕМЫ РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

Нагревание

В школьной химической лаборатории для нагревания обычно применяют спиртовку (см. рис. 3). Источником теплоты является пламя. Нагревание жидкостей и твердых веществ можно проводить в тонкостенной стеклянной, фарфоровой или металлической посуде. При использовании стеклянной или фарфоровой посуды следует обращать внимание на состояние наружных стенок. Они обязательно должны быть сухими. Даже незначительные капельки воды на внешней стенке пробирки или колбы приведут к неравномерному нагреванию стекла и, как следствие, к его растрескиванию.

Круглодонные пробирки и фарфоровые чашки можно нагревать на открытом огне; химические стаканы, колбы лучше нагревать через асбестовую сетку, огнезащитную прокладку, на водяной бане. Прежде чем нагревать вещество в пробирке, необходимо закрепить ее в лапке штатива или в специальном держателе для пробирок. Закрепляя пробирку в лапке штатива, нужно помнить о том, что стекло при нагревании расширяется (не следует сильно закручивать винт лапки – пробирка должна свободно поворачиваться вокруг своей оси). Нагревание пробирки на открытом огне требует особой осторожности. Прежде всего, ее необходимо прогреть. Для этого пробирку, закрепленную в держателе, медленно проводят сквозь пламя от донышка до отверстия и обратно. Эту операцию повторяют несколько раз, чтобы стекло равномерно прогрелось. Признаком прогрева стекла можно считать исчезновение капелек влаги на стенках пробирки. Если пробирка закреплена в лапке штатива, тогда перемещают спиртовку (очень аккуратно!). После прогревают дно. Пламя не должно касаться границы раздела «вещество – воздух». Чтобы избежать выплескивания жидкости из пробирки, ее нужно держать наклонно и время от времени встряхивать.

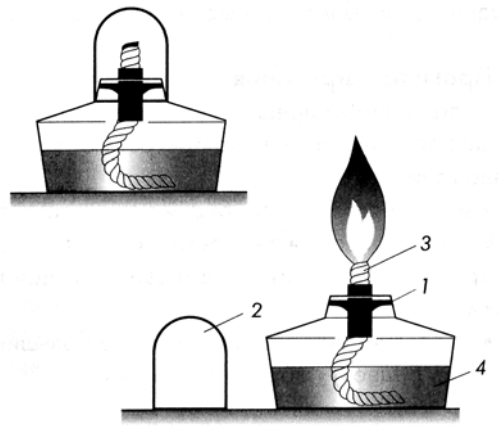


Рис. 3. Спиртовка: 1 – диск; 2 – колпачок; 3 – фитиль; 4 – спирт

***

Ожоги от водяного пара намного сильнее, чем от кипящей воды, т.к. энергия пара больше и его действие на кожу оказывается более интенсивным.

***

Если пробирка закреплена в лапке штатива, то перед началом эксперимента следует положить на дно пробирки немного прокаленного кварцевого песка или небольшие фарфоровые осколки – кипелки. В момент нагревания отверстие пробирки должно быть повернуто в сторону от участников эксперимента.

***

Нагреваем чайник на газовой плите, тушим овощное рагу, готовим настой трав на водяной бане... Вот далеко не полный перечень приемов работы на кухне с огнем.

***

«Пламя свечи». Запаситесь коробком спичек и свечой. Для того, чтобы выяснить какая часть пламени свечи является самой горячей, необходимо последовательно вносить спички в нижнюю, среднюю и верхнюю части пламени свечи. При этом нужно отмечать время (можно с помощью секундомера – он есть на мобильном телефоне), которое потребовалось для возгорания спички. По результатам эксперимента определите, в какой части пламени свечи наибольшая температура. Отчет о проведенном эксперименте сдайте учителю (план описания домашнего эксперимента см. ниже).

***

«Перегонка воды»[4]. Дистиллированную воду (очищенную от примесей) можно получить в домашних условиях. Для этого необходимо в эмалированный чайник налить холодной водопроводной воды (1/3 объема) и поставить на газовую или электрическую плиту так, чтобы носик чайника выступал за край плиты. Далее доведите воду до кипения, наденьте на носик чайника стеклянную банку-холодильник, под которую приспособьте блюдце (или тарелку) для сбора конденсата. Полученную воду охладите и перелейте в небольшую чистую посуду. Образец полученной дистиллированной воды сдайте учителю вместе с описанием работы.

***

ПЛАН ОПИСАНИЯ ДОМАШНЕГО ЭКСПЕРИМЕНТА

1. Название эксперимента. 2. Дата проведения. 3. Цель работы. 4. Оборудование и материалы. 5. Порядок выполнения работы. 6. Рисунок установки. 7. Вывод.

[4] В лабораторных условиях для охлаждения паров жидкости можно воспользоваться так называемым холодильником. Об устройстве и работе этого прибора спросите у вашего учителя химии.

Измельчение и высушивание

Прежде чем приступать к измельчению вещества, следует положить под ступку чистый лист бумаги. Это поможет сохранить вещество, если оно случайно рассыплется. В ступку насыпают небольшое количество вещества и растирают его круговыми движениями пестика. Бить пестиком по веществу *запрещено*.

***

Ножом можно порубить зелень для салата, а с помощью кофемолки размолоть порцию натурального кофе, ну а комбайн – режет, шинкует, мелет...

***

Для высушивания веществ часто применяют сушильный шкаф (рис. 4). Однако многие вещества обладают повышенной ***гигроскопичностью*** – способностью поглощать пары воды, содержащиеся в воздухе. Поэтому для таких веществ можно использовать эксикатор (см. рис. 5).

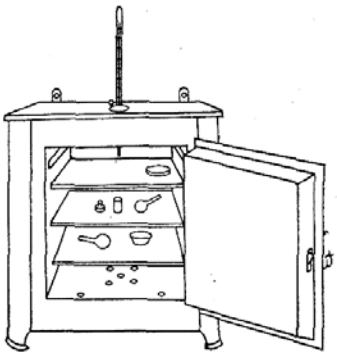


Рис. 4. Сушильный шкаф

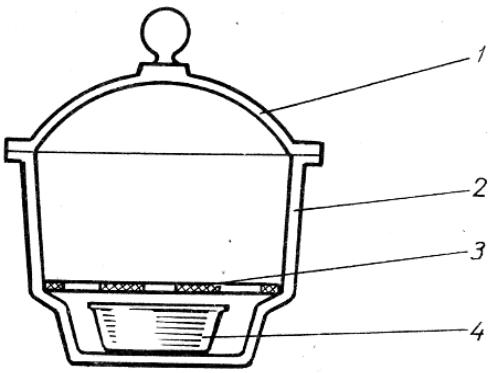


Рис. 5. Эксикатор: 1 – крышка; 2 – корпус; 3 – вставка; 4 – чашка для поглотителя

В нижнюю часть сосуда (чашка с поглотителем) примерно наполовину наливают концентрированную серную кислоту, которая поглощает пары воды. Открывают эксикатор, сдвигая крышку по горизонтали. В крупных химических лабораториях используют так называемый вакуумный эксикатор. В нем серная кислота не используется, здесь пары воды удаляют за счет создания вакуума (откачивают воздух из эксикатора).

Рис. 6. Электронные весы

Взвешивание

Для взвешивания в школьных химических лабораториях, в настоящее время используют электронные весы (см. рис. 6). Они дают большую точность измерения и одновременно с этим просты в использовании. Взвешиваемое вещество или тело помещают на чашку весов и снимают показания.

***

Определение массы исходных продуктов (то есть взвешивание) - очень важное занятие, тем более, что в рецептах обычно указывают, в каких соотношениях необходимо взять ингредиенты.

***

Растворение

Скорость растворения твердого вещества значительно увеличится, если вещество предварительно измельчить. Измельченное вещество необходимо поместить в пробирку, стакан или колбу и наливать небольшое количество воды (или другого растворителя). Чтобы ускорить процесс растворения, раствор следует перемешать (пробирку закрывают пробкой и, придерживая ее пальцем, несколько раз переворачивают; в стакане перемешивать вещество следует стеклянной палочкой). При перемешивании растворов в мерной колбе сначала навеску вещества помещают на дно, добавляют немного дистиллированной воды (приблизительно 1/3 объема), затем колбу начинают вращать, не отрывая ее дна от стола. После того как все вещество растворится, в колбу доливают дистиллированную воду до метки на горле колбы, плотно закрывают колбу пробкой и, придерживая пробку, 10-15 раз переворачивают колбу (так, как при перемешивании в пробирке). При растворении жидкостей необходимо выполнять следующее правило:

Сначала наливают жидкость с меньшей плотностью, затем осторожно добавляют жидкость с большей плотностью!

Например, для приготовления раствора серной кислоты необходимо кислоту добавлять в воду!

***

Растворять на кухне обычно приходится поваренную соль, сахар, уксусную кислоту и другие вещества в воде.

***

Декантация

Декантация – это способ отделения жидкости от твердого вещества. Ее проводят в высоких стаканах или цилиндрах. Декантацию применяют тогда, когда нужно выделить твердое вещество. После того, как весь осадок осядет на дно сосуда, жидкость осторожно сливают с его поверхности, следя за тем, чтобы сливаемая жидкость не увлекла за собой осадок. Когда жидкость будет слита с осадка, к осадку добавляют немного дистиллированной воды, взбалтывают, дают осадку осесть и вновь сливают жидкость. Далее осадок переносят на фильтр и высушивают.

***

Декантация известна и поварам. Например, после настаивания хлебного кваса необходимо слить квас от хлебной массы.

А разве вы никогда не отделяли горячую воду от свежесваренного картофеля или риса? Это тоже декантация!

***

Фильтрование

Для разделения смеси, состоящей из жидкости и твердого вещества, применяют фильтрование. При фильтровании при нормальном давлении используют коническую воронку, которая может быть изготовлена из стекла (чаще всего), из металла или пластмассы, и фильтровальную бумагу. Это специальная бумага, которая легко пропускает жидкость, но задерживает на своей поверхности частицы твердого вещества. Квадратный кусок фильтровальной бумаги складывают вчетверо, то есть сгибают пополам и, не разворачивая, еще раз пополам. Свободный угол полученного квадрата, состоящего из четырех слоев бумаги, срезают ножницами по дуге круга. Отделив один слой, получают бумажный конус, одна половина которого состоит из трех слоев бумаги, а вторая – из одного. Этот конус называют гладким фильтром (см. рис. 7, а).

Вложенный фильтр смачивают дистиллированной водой, чтобы он плотно прилегал к стенкам воронки. Скорость фильтрования значительно увеличится при использовании складчатого фильтра. Его готовят следующим образом: сначала делают из фильтровальной бумаги простой фильтр, затем складывают его пополам и сгибают по несколько раз в одну и другую стороны, далее каждую четверть фильтра снова сгибают пополам и так далее, пока не получится конусоподобная гармошка (см. рис. 7, б).

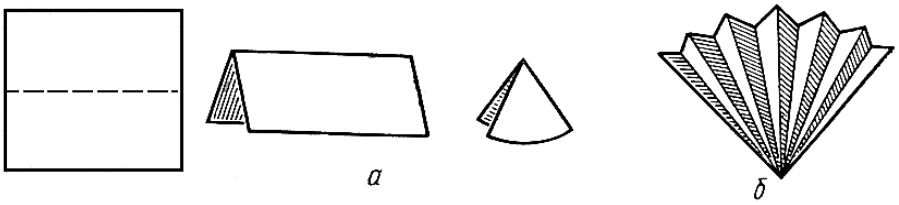


Рис. 7. Этапы приготовления гладкого (простого) (а) и складчатого (складного) (б) фильтра

***

В отделении сваренных макарон от воды нам поможет, конечно, не бумажный фильтр – дуршлаг! Но разве это не фильтрование? А такое приспособление, как сито... Через него можно смело фильтровать или, как говорят на кухне, «процеживать» что угодно. Кстати, воронка – незаменимый помощник при переливании жидкостей!

***

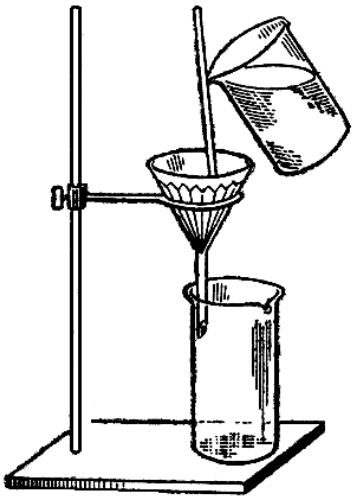


Рис. 8. Фильтрование

Чтобы фильтрование прошло успешно, нужно выполнять три правила:

ПРАВИЛА ФИЛЬТРОВАНИЯ

1. Край фильтра должен быть приблизительно на 0,5 см ниже края воронки.

2. Уровень жидкости на фильтре не должен достигать края фильтра.

3. Жидкость следует наливать по стеклянной палочке, направленной на три слоя бумаги, но не в центр фильтра (рис. 8).

Процесс фильтрования, как правило, занимает много времени. Чтобы эту операцию провести быстрее, применяют фильтрование под уменьшенным давлением. Фарфоровую воронку Бюхнера при помощи пробки вставляют в толстостенную колбу Бунзена для отсасывания. Разряжение (эффект вакуума) создает водоструйный насос, который подключается к водопроводному крану (см. рис. 9).

Определение герметичности приборов

Для проверки герметичности собранного прибора (например, такого как на рис. 10) открытый конец газоотводной трубки опускают в воду. Затем прибор плотно обхватывают ладонью. От тепла тела воздух внутри прибора расширяется, и из конца трубки, находящейся под водой, появляются пузырьки воздуха. Когда прибор охлаждается, давление внутри него уменьшается, и вода поднимается по газоотводной трубке на некоторую высоту. Если высота водяного столба начинает уменьшаться, то это означает, что прибор не вполне герметичен.

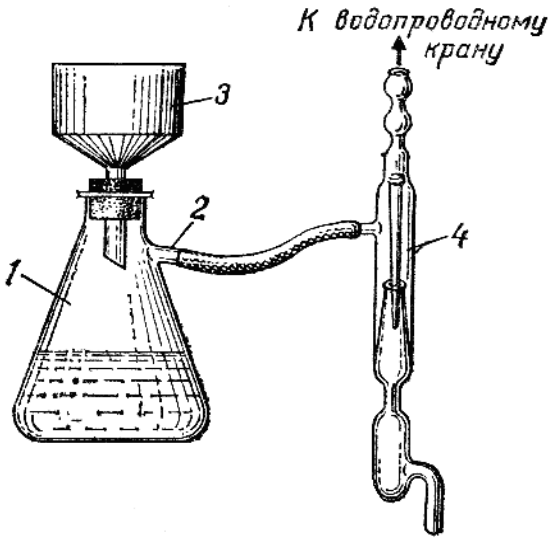


Рис. 9. Установка для вакуумного фильтрования: 1 – колба Бунзена; 2 – тубус; 3 – воронка Бюхнера; 4 – водоструйный насос

В этом случае необходимо заменить пробку. Если для опыта необходима сухая газоотводная трубка, то на свободный конец газоотводной трубки надевают резиновую трубку со стеклянным наконечником. При испытании герметичности прибора намокнет съемный наконечник, а газоотводная трубка останется сухой.

Собирание газов

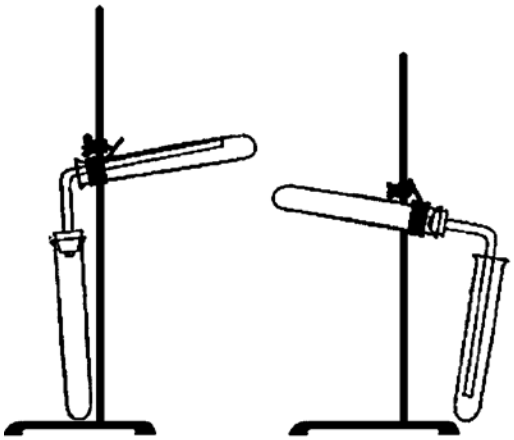


Рис. 10. Метод вытеснения воздуха

Собрать газ в сосуд можно методами вытеснения воздуха и вытеснения воды. Выбор метода во многом обусловлен свойствами того газа, который нужно собрать. Методом вытеснения воздуха можно собрать любой газ, но здесь возникает проблема точного определения того момента, когда весь воздух из сосуда-приемника будет вытеснен собираемым газом. Прежде чем собирать газ вытеснением воздуха, необходимо выяснить, тяжелее он или легче воздуха. От этого будет зависеть положение сосуда-приемника (см. рис. 10). Если газ легче воздуха, то сосуд-приемник нужно держать отверстием вниз (см. рис. 10, а). Если газ будет тяжелее воздуха, то сосуд-приемник следует держать отверстием вверх (см. рис. 10, б).

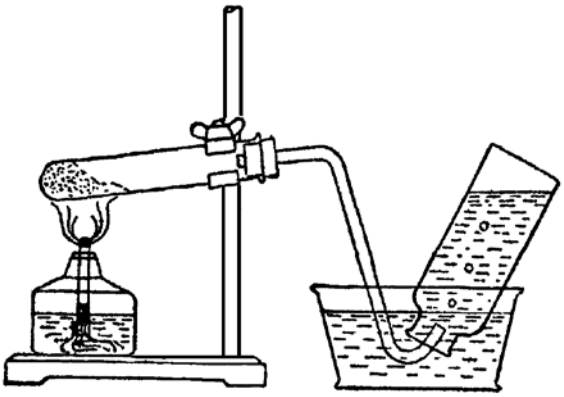


Рис. 11. Метод вытеснения воды

При использовании метода вытеснения воды контролировать наполнение сосуда-приемника газом значительно легче. Однако этот метод имеет серьезное ограничение – его нельзя использовать, если газ растворяется в воде или вступает с ней в химическую реакцию. Для собирания газа вытеснением воды необходимо иметь широкий сосуд (кристаллизатор), наполненный на 1/3 водой.

Сосуд-приемник, например, пробирку (или склянку), наполняют доверху водой, закрывают пальцем (или рукой), быстро переворачивают вверх дном и опускают в кристаллизатор. Когда отверстие пробирки (склянки) окажется под водой, отверстие открывают и вводят в нее газоотводную трубку. После того, как вся вода будет вытеснена из пробирки (склянки) газом, отверстие закрывают под водой пробкой и извлекают из кристаллизатора (см. рис. 11). Если газ, который собирают методом вытеснения воды, получают при нагревании, нужно неукоснительно соблюдать ниже указанное правило.

Нельзя прекращать нагревание пробирки-реактора, если газоотводная трубка находится под водой!

Проверка газов на чистоту

Многие газы горят на воздухе. Если же поджечь смесь такого газа с воздухом, то произойдет взрыв. Чтобы избежать травм, следует перед работой с горючим или неизвестным газом проверить его на чистоту.

Для этого необходимо провести сжигание в пробирке небольшой порции газа (около 15 мл). Газ собирают в пробирку (если это возможно, то методом вытеснения воды) и поджигают от пламени спиртовки. Если он не содержит примесей воздуха, то горение сопровождается легким хлопком. Если же раздается резкий («лающий») звук, то это сигнал опасности – газ загрязнен воздухом и проводить опыты с ним нельзя.

Мытье и сушка посуды

Результаты химического эксперимента будут достоверны только тогда, когда опыт проводится в чистой посуде. Даже небольшие загрязнения на стенках пробирки или колбы могут существенно повлиять на ход химической реакции. Поэтому для эксперимента нужно брать только чистую посуду и сразу после окончания опыта тщательно ее мыть. Не откладывайте мытье посуды «на потом» – очень многие вещества разъедают стекло. Некоторые способы мытья химической посуды приведены в табл. 3.

Таблица 3

Некоторые способы мытья химической посуды

Загрязнение	Способ очистки
Растворимые в воде вещества	несколько раз сполосните сначала горячей, а потом холодной водой
Нерастворимые в воде вещества	1) используйте ерш; 2) оксиды и гидроксиды металлов, карбонаты легко смываются раствором соляной кислоты; 3) используйте смесь Комаровского (смесь раствора соляной кислоты и 3-6% раствора пероксида водорода); 4) используйте хромовую смесь (смесь концентрированной серной кислоты и насыщенного раствора дихромата калия)
Жиры	используйте раствор карбоната натрия (кальцинированная сода), мыло, стиральный порошок, моющие средства

После мытья посуды ее обязательно несколько раз ополаскивают дистиллированной водой. Если вода стекает со стекла равномерно, не образуя отдельных струек и капелек, то посуда вымыта чисто.

Химическую посуду никогда не вытирают. Для сушки используют специальные доски с колышками или сушат посуду в сушильном шкафу. Основное лабораторное оборудование и химическая посуда показаны на рис. 12 и 13.

***

Чистая посуда на кухне – это залог успеха. А если вы умеете мыть химическую посуду, то с бытовой посудой вы справитесь точно!

***

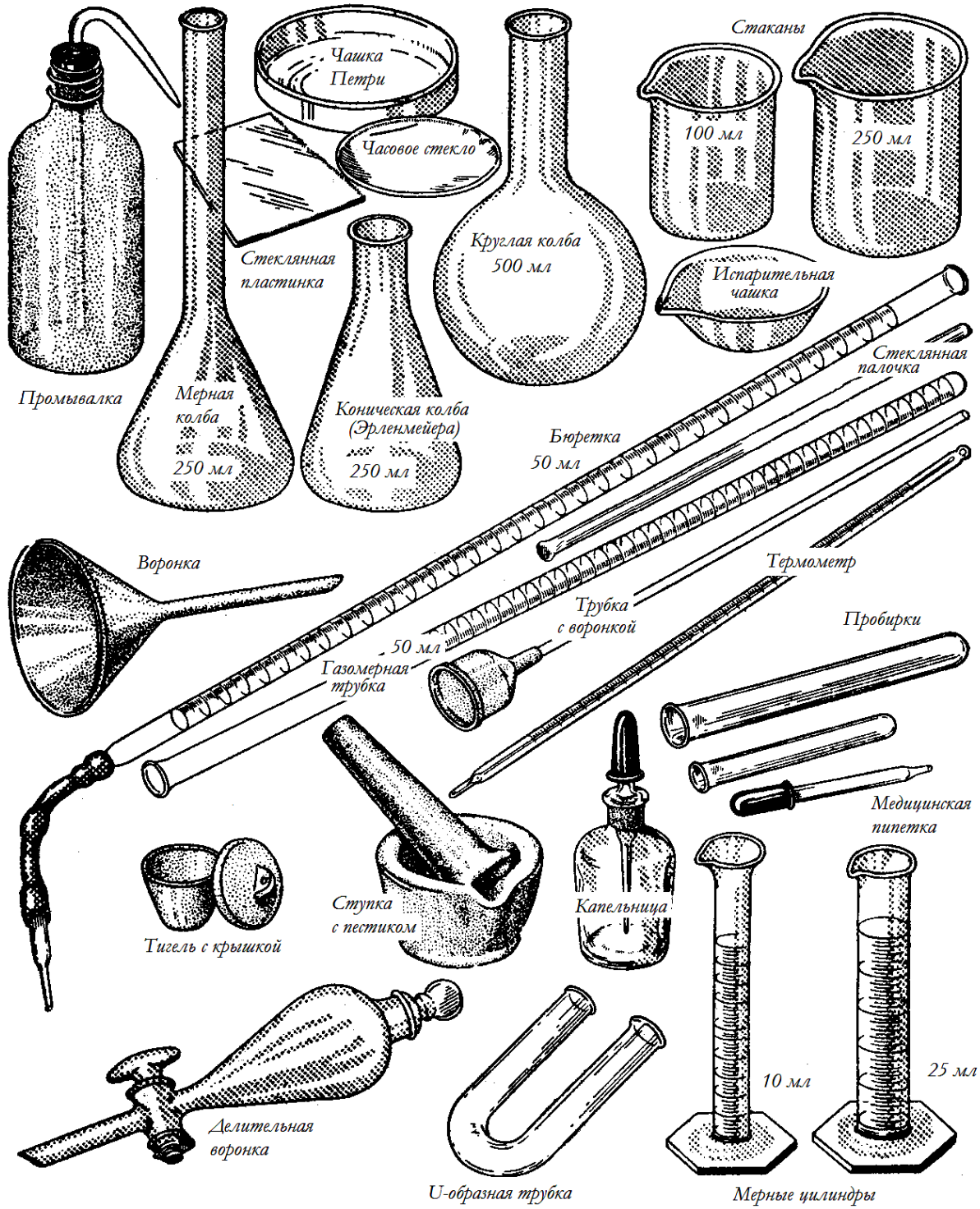


Рис. 12. Основная химическая посуда

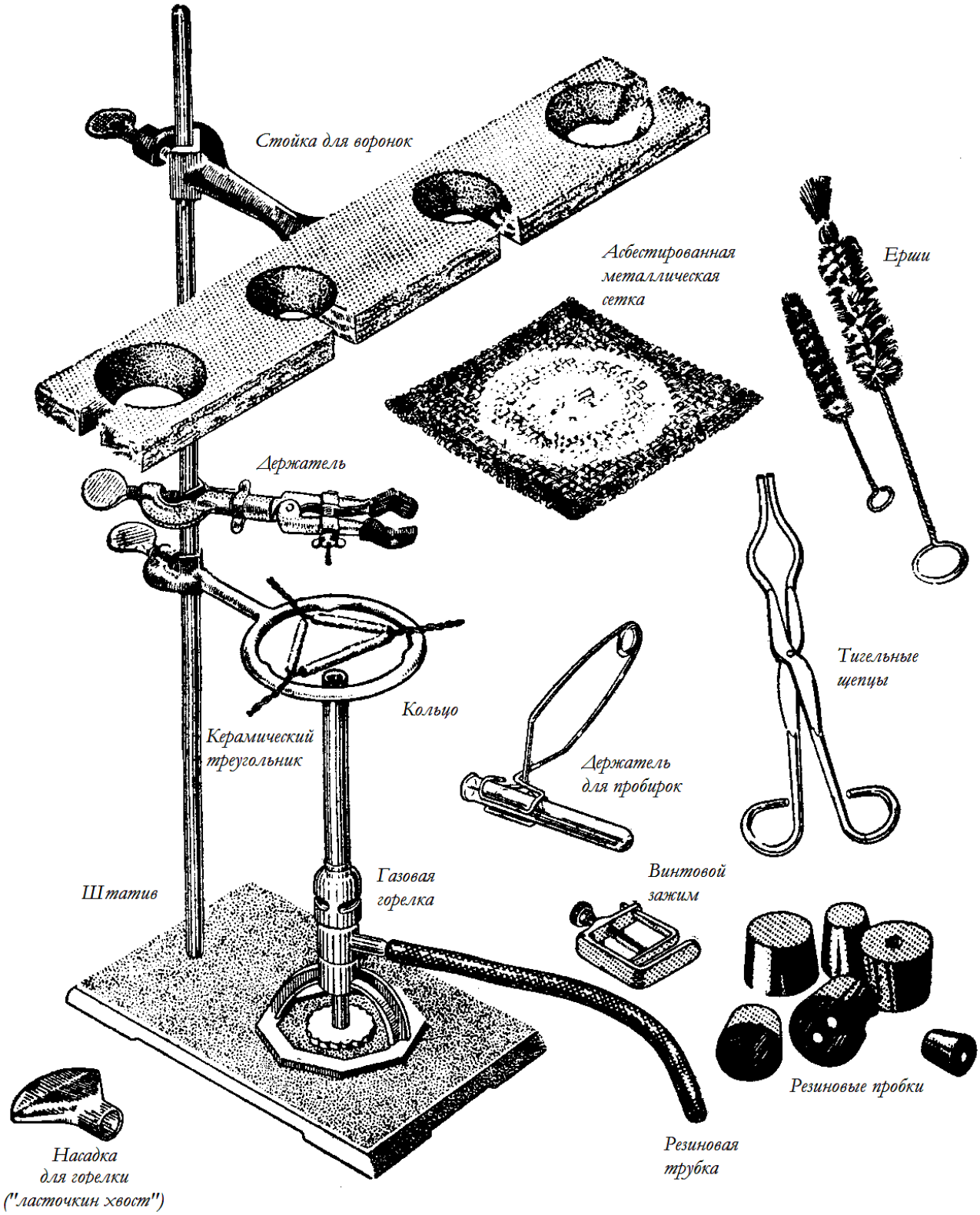


Рис. 13. Некоторое оборудование кабинета химии

ПРАВИЛА
мытья и высушивания посуды

1. Прежде чем мыть посуду, удалите из нее все остатки.
2. Не выбрасывайте в раковину остатки, содержащие ценные вещества (например, соединения серебра).
3. Если Вы использовали моющие средства, обязательно ополосните посуду дистиллированной водой.
4. При использовании хромовой смеси, раствора перманганата калия или смеси Комаровского будьте осторожны. Следите за тем, чтобы брызги раствора не попали на кожу и одежду.
5. При мытье пипеток пользуйтесь резиновой грушей.
6. Чтобы не загрязнить вымытую посуду, сушите ее в перевернутом виде на специальной доске (или в сушильном шкафу).
7. Не берите посуду из сушильного шкафа незащищенными руками – можно получить ожог!

***

Разнообразию и оборудования кухонной посуды, как и химической, можно только позавидовать. И там и здесь можно встретить воронки, ложки, стаканы, склянки... и даже холодильник!

***

ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ НЕСЧАСТНЫХ СЛУЧАЯХ

Меры первой медицинской помощи при несчастных случаях указаны в табл. 4.

Таблица 4

Доврачебная помощь при несчастных случаях

Ситуация	Действия
1	2
Порез стеклом	удалите осколки стекла из раны; удалите (остановите) кровь ватой, смоченной в 3% растворе пероксида водорода, этилового спирта или раствора перманганата калия; смажьте рану раствором иода и забинтуйте
Термический ожог	обильно промойте холодной водой поврежденное место; наложите повязку (марля, бинт), смоченную 2% раствором перманганата калия, 2% раствором стрептоцида или раствором пищевой соды; обратитесь к врачу
Химический ожог:	промойте обожженное место большим количеством воды;
- кислотой (серной, азотной, соляной, фосфорной)	- обработайте место ожога 2-3% раствором пищевой соды или слабым раствором аммиака
- щелочью	- обработайте пораженное место 1% раствором уксусной, лимонной или борной кислоты
Отравление:	
- щелочами	- выпейте 1% раствор уксусной или лимонной кислоты
- кислотами	- примите внутрь суспензию карбоната кальция (мел) или оксида магния или выпейте разбавленного раствора соды

Окончание табл. 4

1	2
- газами (природным, хлороводородом, угарным, сернистым, сероводородом)	- выведите пострадавшего на свежий воздух; дайте понюхать нашатырный спирт (раствор аммиака)
- другие случаи	- вызовите рвоту; выпейте молока или сырых яиц и немедленно обратитесь к врачу

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

11. Ответьте на следующие пять вопросов «Почему»:

- ❖ Почему вещества нельзя пробовать на вкус?
- ❖ Почему не следует допускать, чтобы горло сосуда во время опыта было направлено на вас или на соседа?
- ❖ Почему склянка с жидкостью берётся таким образом, чтобы рука закрывала этикетку?
- ❖ Почему при ознакомлении с запахом веществ не следует посуду, в которой находится вещество, подносить близко к носу?
- ❖ Почему жидкость нельзя кипятить в пробирке, а в колбе – можно?

12. «Химический маршрут «Лабораторное оборудование»». *Правила игры.* По игровому полю, участники игры спешат к финишу, бросая кубик и передвигая фишки. По пути им будут попадаться значки с изображением химической посуды. В этом случае укажите ее название и назначение. Если ответ правильный, то продвигайтесь вперед по маршруту, если неправильный – останьтесь на прежнем месте. Если фишка игрока остановилась непосредственно на изображении посуды (например, 1, 11, 15, 64, 72 и др.), то он пропускает ход. Предусмотрены ходы с продвижением вперед (например, 13, 41, 60, 71 и др.) и назад (например, 25, 42, 62, 83, 98 и др.). Выигрывает тот, кто первым дойдет до финиша.

Обозначения химической посуды на маршруте: 1 – аппарат Киппа; 5 – щипцы тигельные; 7 – спиртовка; 11 – колба Вюрца; 15 – воронка круглая; 17 – колба Бунзена; 23 – плоскодонная круглая колба; 26 – тигель; 29 – ложечка для сжигания; 31 – аллонж; 33 – склянка; 35 – пробирка; 39 – штатив; 41 – хлоркальциевая трубка; 44 – воронка Бюхнера; 47 – кристаллизатор; 53 – делительная воронка; 60 – газовая горелка; 64 – химический стакан; 66 – воронка коническая; 70 – пробка; 72 – плоскодонная коническая колба (колба Эрленмейера); 75 – демонстрационный столик; 77 – мерная колба; 79 – банка; 81 – мерный цилиндр; 83 – холодильник; 92 – бюретка; 94 – вакуумный эксикатор.

****

********** *«Готовимся к экзамену по химии»* *****

Тест №2

1. В спиртовках (спиртовых лампочках) можно использовать только:
1) бензин; 2) глицерин; 3) этанол; 4) ледяную уксусную кислоту.

2. При перегонке легковоспламеняющихся жидкостей в лаборатории разрешается пользоваться только: 1) спиртовкой; 2) газовой горелкой; 3) электроплиткой с открытой спиралью; 4) горячей водяной баней.

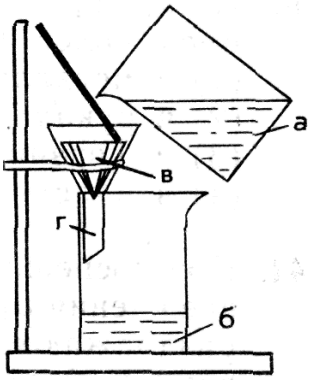


Рис. 14. Фильтрование

3. Из приведенных наборов газов неядовитыми являются:
1) сероводород и аммиак; 2) угарный газ и углекислый газ; 3) кислород и азот; 4) фтор и веселящий газ.

4. Для разделения загрязненной поваренной соли от глины используется метод: 1) отстаивание; 2) дистилляция; 3) перекристаллизация; 4) фильтрование.

5. На рис. 14 изображен процесс фильтрования. Фильтрат на этом рисунке обозначен буквой: 1) а; 2) б; 3) в; 4) г.

6. На рис. 15 изображен сосуд для собирания газов. Собрать в такой сосуд можно газы: 1) аммиак NH_3 (легче воздуха); 2) метан CH_4 (легче воздуха); 3) оксид азота(IV) NO_2 (тяжелее воздуха); 4) водород H_2 (легче воздуха).

7. Для получения газов в лаборатории существуют приборы непрерывного и прерывного действия (см. рис.16). К первой группе приборов относятся такие, в которых нельзя приостановить процесс получения газа до израсходования одного из реактивов, ко второй группе – такие, в которых можно прекратить процесс получения газа до израсходования одного из реагентов. Из изображенных ниже приборов для получения водорода ко второй группе приборов относится:

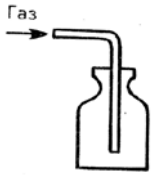


Рис. 15. Собирание газов методом вытеснения воздуха

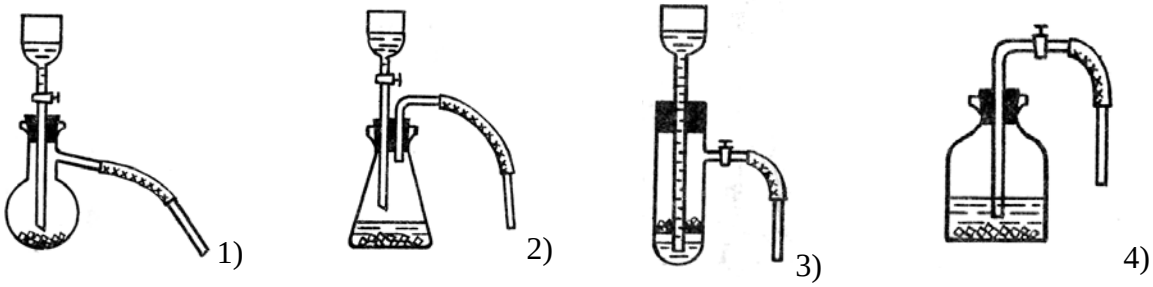


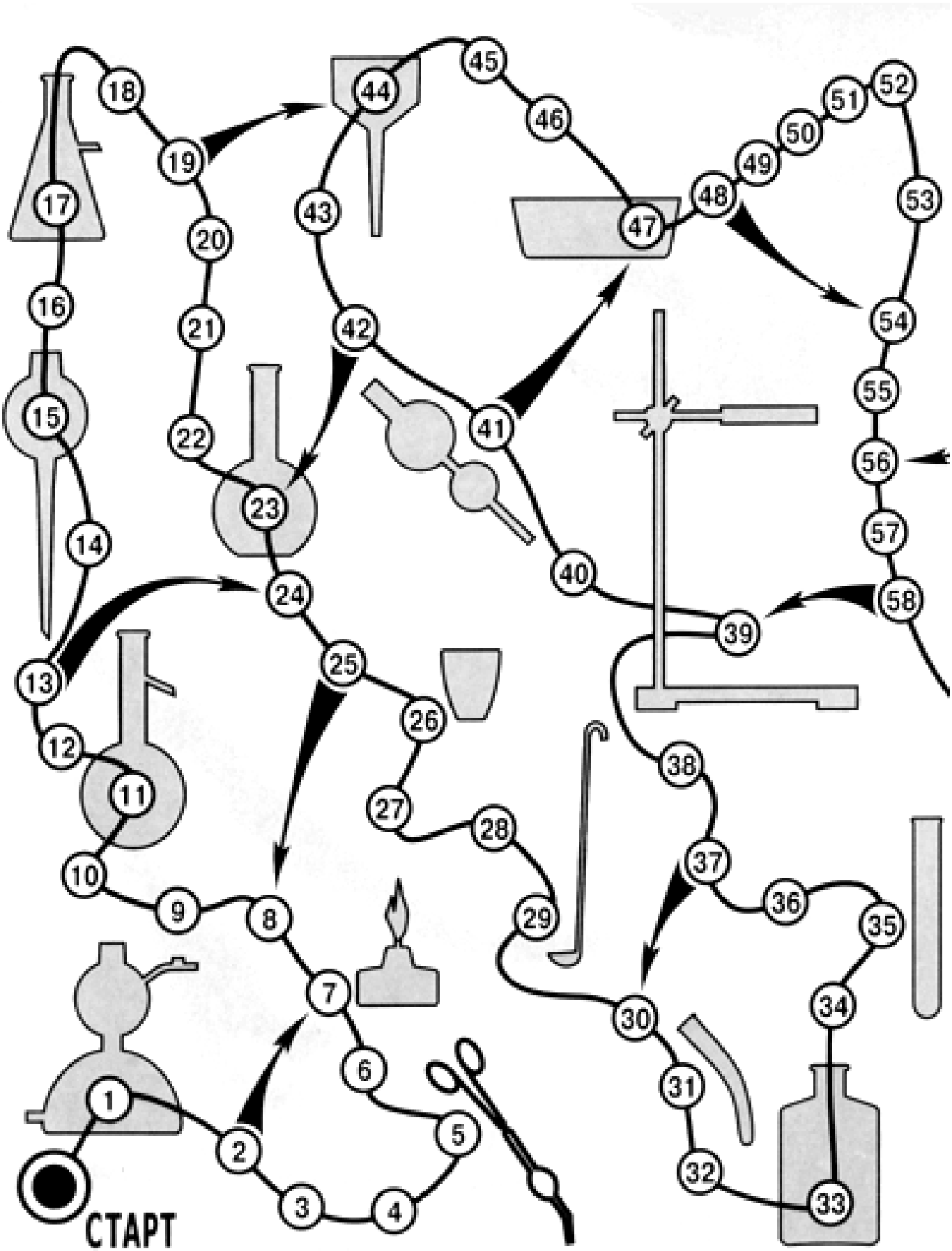
Рис.16. Приборы для получения газов

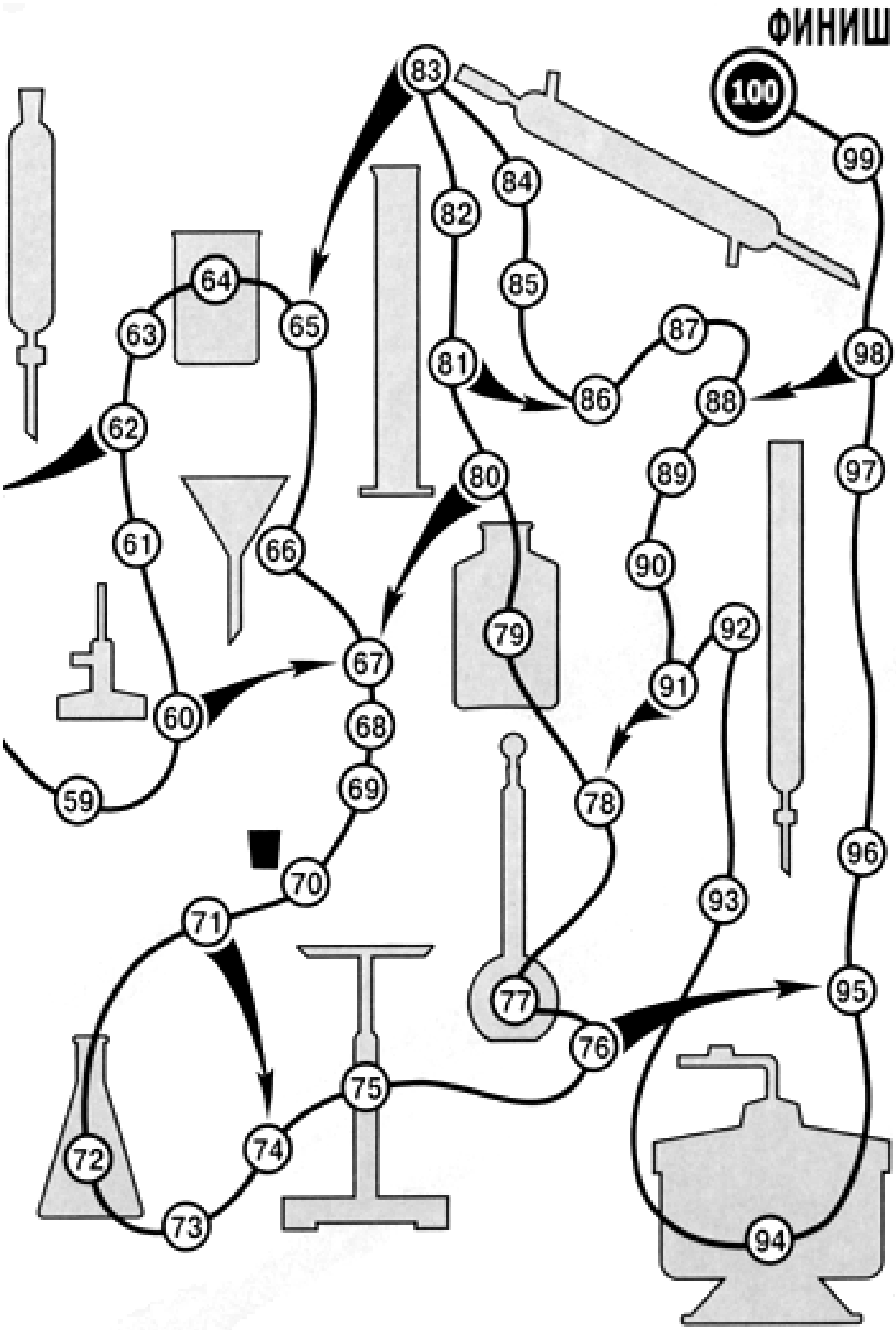
8. При химическом ожоге кислотой необходимо:
1) промыть водой и обработать 2-3% раствором пищевой соды или слабым раствором аммиака; 2) промыть водой и обработать 1% раствором уксусной или лимонной кислоты; 3) промыть водой и наложить повязку, смоченную 2% раствором перманганата калия; 4) промыть водой и обработать 3% раствором пероксида водорода.

9. Концентрированную серную кислоту добавляют в воду, а не наоборот, потому что:
1) она концентрированная; 2) может произойти закипание и разбрызгивание горячей воды из сосуда; 3) так сложилось исторически; 4) сначала наливают жидкость с большей плотностью, а затем – с меньшей.

10. Нельзя прекращать нагревание пробирки-реактора, если газоотводная трубка находится под водой, т.к.: 1) при попадании капельки холодной воды в горячий реактор возможен взрыв; 2) возможно разрушение стенки реактора; 3) стенки реактора могут запотеть; 4) может прекратиться растворение выделяющегося газа в воде.

****


СТАРТ
1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36
37
38
39
40
41
42
43
44
45
46
47
48
49
50
51
52
53
54
55
56
57
58


ФИНИШ
100
83
84
82
85
99
64
63
65
87
81
86
88
98
62
80
89
97
61
66
90
79
92
67
91
60
68
78
59
69
96
70
93
71
77
95
76
75
74
72
73
94

§ 3 МЕТОДЫ ИЗУЧЕНИЯ ХИМИИ. ИЗМЕРЕНИЯ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Химики – те, кто на самом деле понимают мир

Дважды лауреат Нобелевской премии,
Л. Полинг

ОБЩЕНАУЧНЫЕ И СПЕЦИФИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ ИЗУЧЕНИЯ ХИМИИ

Метод – путь познания окружающего мира и способ действий в решении научно-практических задач. Есть методы, общие для всех наук. В то же время для каждой науки характерны свои методы (рис. 17). В химии ведущими методами познания являются ***химический эксперимент*** и ***моделирование***[5].

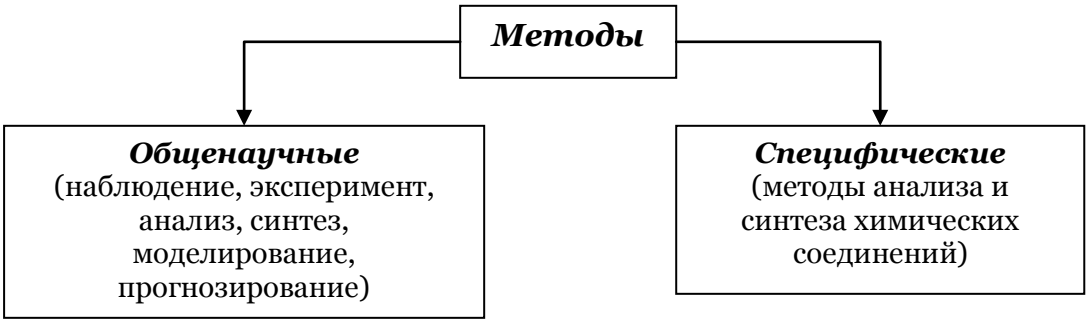


Рис. 17. Методы изучения химии

Остановимся на простых примерах, чтобы лучше разобраться в том, что такое моделирование.

В первые годы своей жизни маленький ребёнок начинает активно познавать всё вокруг. Ребёнок видит, как его родители ежедневно проводят много времени на кухне: приготовление пищи, мытье посуды. Он видит, что для приготовления еды необходимо совершать огромное количество всевозможных манипуляций: мыть, измельчать, варить, тушить, жарить, парить, размораживать, смешивать, пробовать на вкус, угощать, накладывать, заваривать, кипятить, бланшировать, растворять, отжимать, разливать, процеживать, перемешивать и т.п. Когда же ребёнку дарят игрушечный набор «Кухонные принадлежности», он, играя с ним, подражает своим родителям – воспроизводя знакомые ему операции. В приведенном примере настоящая кухня представляет собой реальный объект, а игрушечный набор можно представить как модель, в той или

[5] ***Моделирование*** – это исследование объекта с помощью построения и изучения моделей, то есть его заменителей, или аналогов.

иной мере отражающую его свойства. Изучая «Кухонный набор» (игрушку), ребёнок познаёт реальный мир кухни.

Модель – наши представления о сущности реальных объектов или явлений природы. Модель может быть выполнена из какого-либо материала, отображена с помощью различных условных обозначений, математических формул, а также существовать только в нашем воображении.

За объектами микромира невозможно наблюдать непосредственно. Поэтому ***теоретические представления*** *о веществах и их превращениях* ***создаются по косвенным данным***.

Чтобы понять, как это делается, остановимся ещё на одном примере из жизни.

Семья, направляющаяся на отдых в деревню, замечают на входе в лес грибников с корзинками. Хотя они и не видели, чтобы кто-то из грибников собирал грибы, члены семьи делают вывод о том, что в лесу появились грибы.

Прямым доказательством наличия грибов в лесу были бы грибы. Присутствие рядом с лесом грибников является косвенным основанием для вывода о наличии грибов.

Теперь вернемся к методам познания. В науке при исследовании какого-либо объекта или процесса чаще всего используется не один, а несколько методов. Важнейшие методы химии (они же являются общенаучными) связаны с непосредственным изучением веществ и химических явлений: ***наблюдение***[6]***, описание, эксперимент***[7]. Специфическими химическими методами изучения являются анализ и синтез соединений. Эксперимент и наблюдение чаще всего сочетаются с моделированием процесса, например, моделированием «поведения» атомов и молекул в изучаемых реакциях. При наблюдении очень важно определить и отметить существенные условия, в которых проводилось наблюдение. Оно бессмысленно без тщательного описания увиденного, без фиксации полученных результатов.

Любое исследование начинается с обоснования предположения. ***Обоснованное предположение*** *называется* ***гипотезой***. *Для подтверждения гипотезы проводится эксперимент, на основании которого делаются выводы. В ходе исследования необходимо пройти следующие этапы:* ***предположение → гипотеза → эксперимент → выводы***.

---

[6] ***Наблюдение*** – это целенаправленное восприятие химических объектов (веществ, свойств, превращений) с целью их изучения.

[7] ***Эксперимент*** – исследование, которое проводят в строго контролируемых и управляемых условиях.

Наблюдение позволило сделать выдающиеся открытия. М.В. Ломоносов, Дж. Дальтон, Р. Бойль, Д.И. Менделеев и другие знаменитые ученые-химики были прекрасными наблюдателями.

***

Некоторые кулинары – профессионалы, да и любители тоже часто экспериментируют за кухонным столом. И когда, наконец, удается создать новое блюдо, после тщательной проверки (повторного приготовления) записывается рецепт. И здесь без наблюдения и описания настоящему повару не обойтись!

***

Однако наблюдения, даже самого тщательного, обычно недостаточно. Для изучения свойств веществ и их превращений необходим ***эксперимент*** – целенаправленное и контролируемое воздействие на объект исследования в данных условиях. Умение планировать и проводить эксперимент – необходимое качество химика-исследователя. В современных условиях появилась возможность исследовать сложные химические процессы с помощью компьютерных программ, позволяющих моделировать «поведение» атомов и молекул, рассчитывать оптимальные способы получения новых веществ с определенными свойствами.

В химии очень часто используют такие экспериментальные методы, как ***анализ*** и ***синтез*** веществ. Анализ в переводе с греческого значит «разложение». С помощью анализа определяют химический состав веществ. Анализ может быть качественным и количественным. В наше время химический анализ – один из важнейших способов контроля сырья и готовой продукции. В сельском хозяйстве путем химического анализа определяют состав почв и удобрений, в медицине - состав лекарственных препаратов, состав крови больного и т.д. Нет почти ни одной отрасли народного хозяйства, где не применялся бы химический анализ.

В ***качественном анализе*** используют приемы, позволяющие определить химический состав анализируемого вещества, – например, по окрашиванию пламени, по характерной форме их кристаллов с помощью микроскопа и др.

Количественный анализ, так же как и качественный, развивался и совершенствовался с развитием промышленности. Количественное определение (позволяет установить точное содержание того или иного вещества) состава сырья, топлива, продуктов производства является элементом контроля в металлургической, химической и других отраслях промышленности.

Наряду с анализом в научных исследованиях и промышленности широко применяют ***синтез*** – получение сложных веществ из более простых веществ путем химических реакций.

В настоящее время в промышленности в больших количествах синтезируют вещества с заданными свойствами – например, полиэтилен, поливинилхлорид (знакомое нам название – ПВХ), каучук, аспирин и многие другие.

У химической науки есть и свой язык, которым описываются результаты исследований. По мере развития химии развивался и ее язык.

Например алхимики давали каждому веществу названия, используя имена сказочных чудовищ, планет, растений и т.д., а результаты своих опытов описывали малопонятным, очень образным языком.

Современный химический язык включает в себя ***химическую символику*** (химические знаки, формулы, уравнения), ***терминологию*** (специальные слова и термины) и ***номенклатуру*** (названия веществ, элементов, частиц). Принципы химической номенклатуры впервые были разработаны французскими химиками А. Лавуазье, А. Фуркруа, Л. Гитоном де Мерво и К. Бертолле в 1785 г. (в настоящее время ИЮПАК издаёт рекомендации по номенклатуре веществ и терминологии, используемой в химии).

В ходе изучения курса химии вы узнаете, что с помощью химического языка можно:

✓ получать информацию о химических элементах, веществах и их превращениях;

✓ описывать результаты эксперимента, пользоваться научными теориями и закономерностями;

✓ обсуждать химические проблемы, анализировать информацию о химических явлениях, записанную на различных носителях (бумажных, электронных).

Таким образом, химический язык можно считать средством и одновременно методом познания химии.

МЕТРИЧЕСКАЯ СИСТЕМА. ТОЧНОСТЬ И ДОСТОВЕРНОСТЬ. ЗНАЧАЩИЕ ЦИФРЫ. ПРАВИЛА ОКРУГЛЕНИЯ

Химия, как и большинство других наук, связана с ***Международной системой единиц*** (СИ). Международная система единиц – это научное название метрической системы, поэтому эти термины абсолютно равнозначны.

Основные единицы измерения приведены в табл.5.

Таблица 5

Единицы измерения основных физических величин, используемых при изучении химии

Физическая величина	Обозначение	Внесистемные единицы измерения	Единицы измерения в СИ
Время	τ	мин, ч	с
Выход продукта	η	%	-
Давление атмосферное	p	атм., мм рт.ст.	Па
Длина	l	аршин, миля, дюйм	м
Доля массовая объёмная мольная	 ω φ χ	 % % %	 - - -
Количество вещества	n	-	моль
Концентрация молярная (молярность)	C_M	моль/л	моль/м^3
Масса абсолютная молярная	 m M	 г г/моль	 кг кг/моль
Объём	V	мл, см^3, л	м^3
Плотность	ρ	г/см^3	кг/м^3
Температура абсолютная Цельсия Фаренгейта	 T t t	 - ^{o}C ^{o}F	 К - -

Иногда пользоваться этими единицами очень неудобно. Поэтому в метрической системе существует серия приставок, которые можно добавлять к предыдущим единицам, чтобы сделать их более удобными (например, кило – 10^3, деци – 10^{-1} и т.п.).

***

1 дюйм=2,54 см; 1 фунт=454 г; 1 галлон=3,78 л
1 кварта=0,946 л; 1 пинта=0,473 л; 1 унция=29,6 мл

***

На кухне используют как свои (специфические) единицы измерения, например, столовые ложки (ст.ложки), стаканы (ст.) и т.п., так и общепринятые – миллилитры (мл), граммы (г) и др.

***

Для большинства людей слова ***точность*** и ***достоверность (воспроизводимость)*** равнозначны и обозначают, что работа сделана хорошо. В химии между этими понятиями существует большая разница. Измеренные данные точны, если они близки к истинной величине. Например, если вы определили массу химического стакана и нашли, что она составляет 40 г, то говорят, что весы или показания

весов точные (при условии, если истинная масса стакана 40 г). С другой стороны, если истинная масса стакана 32 г, говорят, что весы имеют очень низкую точность.

Воспроизводимость говорит о том, как часто определяемая величина может быть воспроизведена с помощью данного прибора. Например, если вы взвесили химический стакан три раза и его масса каждый раз составляла 40 г, говорят, что показания весов достоверны. Если три измерения показывают, что стакан имеет массу 38 г, 40,5 г и 36 г, показания весов считают недостоверными.

Точность – это степень истинного соответствия чему-нибудь (результат измерения близок к истинной величине). *Воспроизводимость (достоверность)* – это характеристика результатов испытаний, определяемая близостью результатов повторных испытаний объекта (повторные измерения дают одну и ту же величину). Хотя точные данные всегда достоверны, достоверные данные не всегда точны

Как правило, показания дорогостоящего оборудования и точны, и достоверны, поскольку при многочисленных повторах постоянно получается правильный результат.

Собирая данные, важно правильно написать ***значащие цифры***, так как это критерий качества ваших данных. ***Значащим*** называют ряд цифр в измеряемой или вычисляемой величине, который дает нам достоверную информацию о той физической величине, которую мы измеряем или вычисляем.

ЗНАЧАЩИЕ ЦИФРЫ. ПРАВИЛА ОКРУГЛЕНИЯ

Значащими цифрами числа называются все его цифры, кроме нулей, стоящих левее первой, отличной от нуля цифры, и нулей, стоящих в конце числа, если они взяты взамен неизвестных или отброшенных цифр.

Примеры:

$$\underbrace{0{,}00}_{а}\overbrace{6304}^{б}\underbrace{000}_{в} \approx 6{,}304 \cdot 10^{-3} \qquad \overbrace{803}^{б}\underbrace{0000}_{в} \approx 8{,}03 \cdot 10^{6}$$

а – незначащие цифры; *б* – значащие цифры;
в – незначащие цифры (могут быть значащими)

Для удобства записи чисел рекомендуют использовать приставки. Например,

12000 г = 12 кг (кило – 10^3);
0,10 м =10 см (санти – 10^{-2}).

Часто употребляемые приставки приведены в табл. 6.

Правила округления:

1. Если первая отбрасываемая цифра больше 4, то последняя сохраняемая цифра увеличивается на единицу. Например, при округлении до сотых: 46,2872 ≈ 46,29.

2. Если первая отбрасываемая цифра меньше 4 или равна 4, то последняя сохраняемая цифра не изменяется. Например, при округлении до сотых: 13,924 ≈ 13,92.
3. Если отбрасываемая часть числа состоит из одной цифры 5, то число округляется так, чтобы последняя сохраняемая цифра была четной. Например, при округлении до десятых: 43,25 ≈ 43,2; 43,35 ≈ 43,4 (следует отметить, что это правило применяют не всегда).

Таблица 6

Таблица приставок и их множителей

кратные			дольные		
приставка	обозначение	множитель	приставка	обозначение	множитель
экса	Э	10^{18}	атто	а	10^{-18}
пета	П	10^{15}	фемто	ф	10^{-15}
тера	Т	10^{12}	пико	п	10^{-12}
гига	Г	10^{9}	нано	н	10^{-9}
мега	М	10^{6}	микро	мк	10^{-6}
кило	к	10^{3}	милли	м	10^{-3}
гекто	г	10^{2}	санти	с	10^{-2}
дека	да	10^{1}	деци	д	10^{-1}

Математические действия с приближенными числами – правила подсчета цифр:
1. При сложении и вычитании в результате сохраняют столько десятичных знаков, сколько их содержится в числе с наименьшим количеством десятичных знаков. Пример: 274,1+87,43 ≈ 361,5.
2. При умножении и делении в результате сохраняют столько значащих цифр, сколько их имеет приближенное число с наименьшим количеством значащих цифр (без нулей). Примеры:
а) 3,21·12,56 ≈ 40,3;
б) $\frac{243,25}{11,2} \approx 21,7$.
3. Результат расчета значений функций x^n, $\sqrt[n]{x}$, lgx некоторого приближенного числа x должен содержать столько значащих цифр, сколько их имеет число x.
Примеры:
а) $3,14^2$=9,8696 ≈ 9,87;
б) $\sqrt{31}$=5,4772 ≈ 5,5.
4. Если некоторые приближенные числа имеют больше десятичных знаков (при сложении или вычитании) или больше значащих цифр (при умножении, делении, возведении в степень, извлечении из корня), чем другие, то их предварительно следует округлять, сохраняя только одну лишнюю цифру.

Например:

103,7-21,3385=103,7-21,34 ≈ 82,4;

МАТЕМАТИЧЕСКАЯ ОБРАБОТКА РЕЗУЛЬТАТОВ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ[8]

Многие из предложенных в данном издании практических работ требуют получения в итоге конкретных (количественных) результатов (определение загрязненности поваренной соли, относительной молекулярной массы газа, содержания кислорода в воздухе и т.д.). Для этого понадобятся знания алгебры и методов оценки результатов анализа, наиболее простые и чаще используемые из которых приведены ниже.

Среднее арифметическое значение ($X_{ср}$) является наиболее близким к истинному значению измеряемой величины при отсутствии погрешности. Его расчет производят по формуле

$$X_{ср} = \frac{(X_1 + X_2 + X_3 + ... + X_n)}{n}, \qquad (1)$$

где n – число измерений; X_i – пригодные для обработки результаты измерений.

Проверка пригодности экспериментальных данных для расчета среднего арифметического значения с целью выявления и исключения грубых погрешностей производится с помощью **Q-*критерия.***

Для этого результаты n параллельных измерений располагают в порядке возрастания их численных значений. Сомнительны первый и последний (n -ный) результаты. Для них вычисляют значения **Q-*критерия*** по формуле (см. табл. 7; пример использования формулы см. С. 46):

$$Q_{эксп.} = \frac{(X_{i+1} - X_i)}{(X_n - X_1)} \qquad (2)$$

Данные исключают, если $Q_{эксп.} > Q_{крит.}$

Таблица 7

Критические значения Q-критерия

n	$Q_{крит.}$	n	$Q_{крит.}$
3	0.94	7	0.51
4	0.76	8	0.47
5	0.64	9	0.44
6	0.56	10	0.41

Первым проверяют наибольшее экспериментальное значение. Если оно является промахом, то его исключают, затем находят диапазон $(X_n - X_1)$ для новой выборки и для нее проверяют уже наименьшее значение и т.д.

После определения среднего арифметического значения экспериментальной величины ($X_{ср}$) можно рассчитать ***точность***

[8] С содержанием разделов «Математическая обработка результатов практических работ» и «Графическое представление данных» следует познакомиться при выполнении соответствующих практических работ исследовательского характера.

измерения (δ), выраженную в % от среднего значения (***относительную погрешность измерения***) по формуле

$$\delta_{X_i} = \frac{\left| X_i - X_{ср} \right|}{X_{ср}} \cdot 100\% \qquad (3)$$

Если относительная погрешность измерения (δ) меньше ***5%,*** то работа выполнена ***отлично***; если ***5%<δ<10%*** – выполнена ***хорошо***; если ***10%<δ<20%*** – выполнена ***удовлетворительно***; и если ***δ>20%*** – ***неудовлетворительно*** (грубый промах).

Пример

В результате определения количественного содержания кислорода в воздухе группами учащихся были получены следующие результаты (см. табл. 8). Определите по экспериментальным данным объемную долю (%) кислорода в воздухе. Рассчитайте относительную погрешность определения для каждой группы.

$V_{воздуха}$ = 25,2 мл.

Таблица 8

Результаты определения объема кислорода в воздухе различными группами учащихся

№ группы	$V_{эксп.}$(кислорода), мл
1	0,5
2	5,7
3	5,1
4	6,5
5	4,4
6	4,8

Решение:

1. Располагаем результаты в порядке их возрастания: 0,5; 4,4; 4,8; 5,1; 5,7; 6,5.
2. Находим диапазон выборки: $X_n - X_1$ =6,5 - 0,5 = 6,0
3. Проверяем максимальное значение по формуле (2):
$Q_{эксп.}$= (6,5 -5,7) / 6,0 = 0,1
4. В табл.13 находим значения $Q_{крит.}$ для n = 6:
$Q_{крит.}$= 0,56
5. $Q_{эксп.} < Q_{крит.}$, поэтому значение 6,5 мл необходимо учитывать в дальнейших расчетах.
6. Проверяем минимальное значение по формуле (2):
$Q_{эксп.}$= (4,4 - 0,5) / 6,0 = 0,7
7. $Q_{эксп.} > Q_{крит.}$, поэтому значение 0,5 мл следует отбросить.
8. Ряд результатов получает следующий вид : 4,4; 4,8; 5,1; 5,7; 6,5.
9. Для нового ряда находим диапазон выборки:

$X_n - X_1 = 6,5 - 4,4 = 2,1$

10. Проверяем максимальное значение по формуле (2):

$Q_{эксп.} = (6,5 - 5,7) / 2,1 = 0,4$

11. Находим из табл.7 значение $Q_{крит.}$ для n = 5: $Q_{крит.} = 0,64$

12. $Q_{эксп.} < Q_{крит.}$, поэтому значение 6,5 мл оставляем.

13. Проверяем минимальное значение по формуле (2):

$Q_{эксп.} = (4,8 - 4,4) / 2,1 = 0,2$

14. $Q_{эксп.} < Q_{крит.}$, поэтому значение 4,4 мл оставляем.

15. Из вышеприведенных расчетов следует, что отбросить необходимо только значение 0,5 мл, которое является грубым промахом.

16. Рассчитаем среднее значение объема кислорода по формуле (1):

$V(кислорода)_{ср} = (4,4+4,8+5,1+5,7+6,5) / 5 = 5,3$ (мл)

17. Рассчитаем объемную долю (φ) кислорода в воздухе:

φ (кислорода) = $(V(кислорода)_{ср}/V_{возд.})\cdot 100\% = (5,3$ мл$/25,2$ мл$)\cdot 100\% = 21,0\%$

18. Рассчитаем относительную погрешность определения для каждой из групп учащихся по формуле (3):

1 группа $\delta_{V(кислорода)} = (|0,5 - 5,3| / 5,3)\cdot 100\% = 90,5\%$ – грубый промах. Работа выполнена ***неудовлетворительно;***

2 группа $\delta_{V(кислорода)} = (|5,7 – 5,3| / 5,3)\cdot 100\% = 7,5\%$ – работа выполнена ***хорошо***

3 группа $\delta_{V(кислорода)} = (|5,1 – 5,3| / 5,3)\cdot 100\% = 3,7\%$ – работа выполнена ***отлично;***

4 группа $\delta_{V(кислорода)} = (|6,5 – 5,3| / 5,3)\cdot 100\% = 22,6\%$ – работа выполнена ***неудовлетворительно;***

5 группа $\delta_{V(кислорода)} = (|4,4 – 5,3| / 5,3)\cdot 100\% = 16,9\%$ – работа выполнена ***удовлетворительно;***

6 группа $\delta_{V(кислорода)} = (|4,8 – 5,3| / 5,3)\cdot 100\% = 9,4\%$ – работа выполнена ***хорошо.***

ГРАФИЧЕСКОЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЕ ЧИСЛЕННЫХ ДАННЫХ

Для получения представлений о характере процесса результаты эксперимента или расчета сводят в таблицы и изображают в виде графика. График является одним из наиболее простых и наглядных способов передачи информации. График заменяет объяснения, но главное назначение графика - выявление некоторых эффектов и явлений, не обнаруживаемых при изучении числового материала, и получение сведений при других интересующих нас условиях.

Графики строят также для поиска ошибочных измерений и нахождения мест изменения наклона кривых, максимумов или минимумов. По графикам удобно сравнивать экспериментальные данные с теоретически ожидаемыми или с данными других групп учащихся.

Рассмотрим простой случай графического изображения изменения некоторой величины как функции одной переменной: $y = f(x)$. На лист миллиметровой бумаги наносят две прямоугольные оси координат. На одну из осей, например *вертикальную (ось ординат)*, наносят значения y, а на другую – *горизонтальную (ось абсцисс)* – значения x. Обычно на графиках принято по оси абсцисс откладывать независимую переменную (x), т.е. величину, задаваемую самим экспериментатором, а по оси ординат – определяемую величину (y).

На осях координат указывается название или символ величины и рядом, после запятой, единица измерения (если есть десятичный множитель, то он относится к единице измерения).

При нанесении шкалы на оси координат не обязательно начинать ее с нулевого значения (если не собираются производить экстраполяцию на нулевое значение; подробнее об экстраполяции см. С.49-50). Не обязательно все деления на оси координат подписывать. Желательно, чтобы числа, написанные у делений, содержали столько значащих цифр, сколько допускает точность полученных данных.

Когда на графике наносят экспериментальные точки, то их числовые значения не записывают ни на осях координат, ни рядом с точкой. Можно карандашом ставить штрих на осях для более легкого определения положения точки.

Масштабы на осях следует выбирать так, чтобы координаты любой точки на графике определялись легко и быстро без расчетов. Наиболее удобно расстояние между двумя соседними делениями выбирать так, чтобы оно составляло одну, две, пять, десять единиц измеряемой величины.

Другими масштабами пользоваться не следует, так как тогда при нанесении точек придется производить дополнительные подсчеты.

Масштаб должен быть таким, чтобы точки на будущей кривой не сливались друг с другом, по возможности располагались по воображаемой диагонали поля графика (см. рис. 18 а, а′). Масштаб должен быть подобран так, чтобы было легко делать отсчеты на кривых, так как масштаб влияет на вид кривой (см. рис.18 б, б′). При неправильно выбранном масштабе кривая может превратиться в почти прямую.

Если на графике некоторые отдельные точки слишком сильно удалены, то это указывает или на ошибку в измерениях, или на ошибку в расчетах, или на аномальность в изменении свойств.

После нанесения точки обычно соединяют. В зависимости от характера измеряемых величин точки соединяют или ломаной линией, или плавной кривой, проходящей как через точки, так и рядом с ними. Последний способ используется наиболее часто.

Чтобы различать данные, относящиеся к разным условиям или к разным веществам, пользуются разными обозначениями точек: темными и светлыми кружками, крестиками, треугольниками, квадратами и т.п.

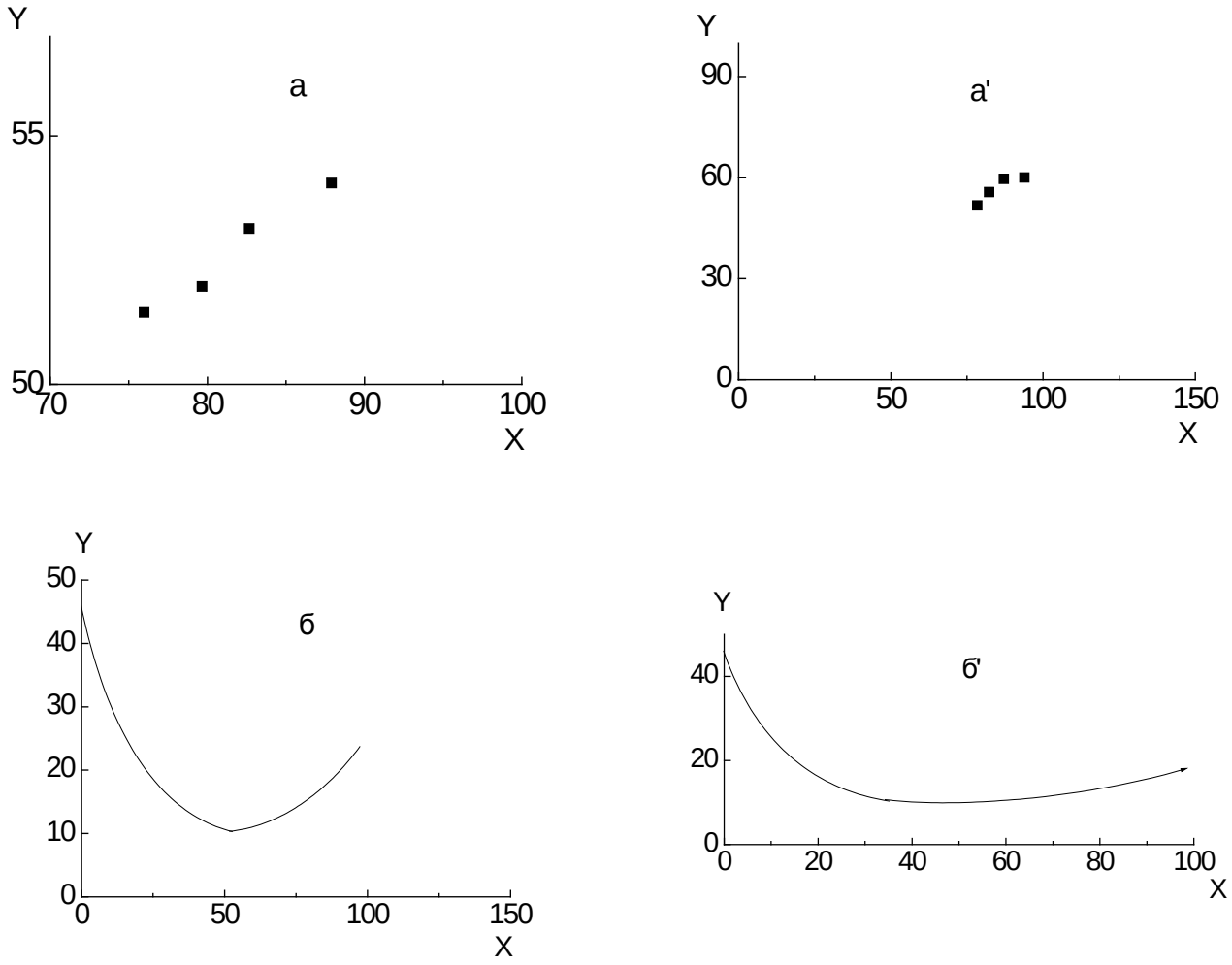


Рис.18. Правильное (а, б) и неправильное (а′, б′) построение графиков

Часто случается, что требуется найти некоторое значение *y* или *x*, находящееся между двумя точками кривой. В этом случае пользуются графической ***интерполяцией***, отысканием промежуточных значений величины по некоторым известным ее значениям. На кривой (см. рис.19) задают требующиеся значения *x* и определяют значения *y* на оси координат (или, наоборот, задают значения *y* и определяют *x*).

Если значения *x* и *y* лежат вне интервала их значений на кривой, то для отыскания интересующих нас значений *x* или *y* пользуются приемом, называемым ***экстраполяцией***. Для этого кривую продолжают в ту или иную сторону, стараясь сохранить характер изменения величины. Затем по этой продолженной части кривой находят значения *x* и *y* (см. рис.19). ***Надежность величин, полученных экстраполяцией, намного ниже, чем полученные интерполяцией.***

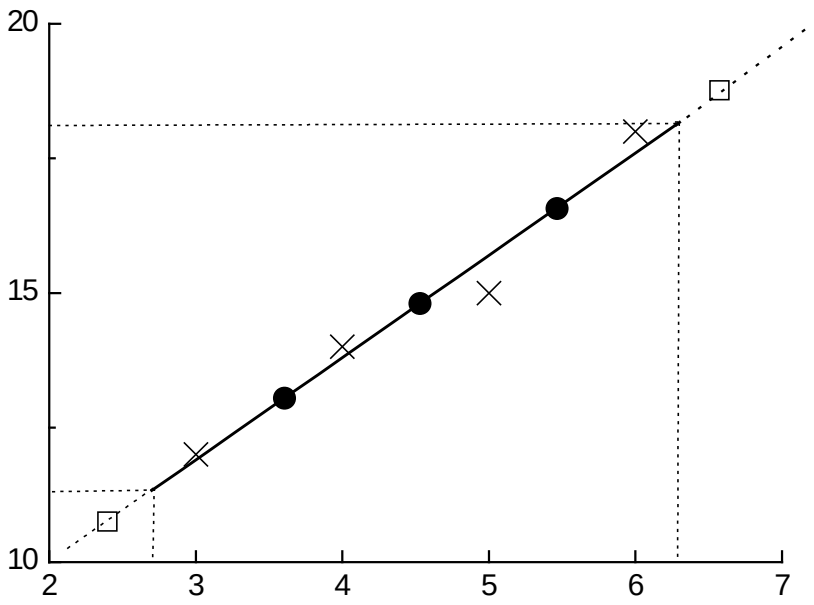


Рис.19. Интерполяция и экстраполяция:

× - экспериментальные точки;

□ - данные, полученные экстраполяцией;

● - данные, полученные интерполяцией

Нахождение величин *x* и *y* (если зависимость линейная) можно определять по уравнению

$$y = a + вx \qquad (4)$$

Тогда на графике выбираются две точки с координатами (x_1,y_1) и (x_2,y_2), расположенные по возможности дальше друг от друга, и константы *а* и *в* находят из выражений

$$a = \frac{y_1 x_2 - y_2 x_1}{x_2 - x_1} \qquad (5)$$

$$b = \frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1} \qquad (6)$$

Пример

По данным таблицы 9 выразить зависимость массовой доли хлорида кобальта от плотности раствора в виде графика. Рассчитать константы *а* и *в* для уравнения прямой (4). Определить (по графику и по уравнению *y=a+вx*):

1) массовую долю хлорида кобальта(II) $CoCl_2$, если плотность приготовленного раствора составила 1,142 г/мл;

2) плотность раствора хлорида кобальта (II) $CoCl_2$, если его массовая доля в растворе 23,5%.

Таблица 9

Плотность (ρ) растворов некоторых веществ

хлорид бария $BaCl_2$ (20 °C)		сульфат меди (II) $CuSO_4$ (20 °C)		сульфат железа (II) $FeSO_4$ (18 °C)		сульфат магния (II) $MgSO_4$ (20 °C)	
ω	ρ, г/мл	ω	ρ, г/мл	ω	ρ, г/мл	ω	ρ, г/мл
2	1,016	1	1,009	1	1,009	2	1,019
4	1,034	2	1,019	2	1,018	4	1,039
6	1,053	4	1,040	4	1,038	6	1,060
8	1,072	6	1,062	6	1,058	8	1,082
10	1,092	8	1,084	8	1,079	10	1,103
12	1,113	10	1,107	10	1,100	12	1,126
14	1,134	12	1,131	12	1,122	14	1,148
16	1,156	14	1,155	14	1,145	16	1,172
18	1,179	16	1,180	16	1,168	18	1,196
20	1,203	18	1,206	18	1,191	20	1,220
22	1,228			20	1,214	22	1,245
24	1,253					24	1,270
26	1,279					26	1,296

сульфат натрия Na_2SO_4 (20 °C)		карбонат натрия Na_2CO_3 (20 °C)		хлорид кобальта (II) $CoCl_2$ (18 °C)	
ω	ρ, г/мл	ω	ρ, г/мл	ω	ρ, г/мл
1	1,008	0.2	1,000	1	1,008
2	1,016	2	1,020	2	1,017
3	1,026	4	1,040	4	1,036
4	1,035	6	1,060	6	1,055
5	1,044	7,9	1,080	8	1,075
6	1,054	9,8	1,100	10	1,095
7	1,063	11,6	1,120	12	1,116
8	1,072	13,5	1,140	14	1,137
9	1,082	15,2	1,160	16	1,159
10	1,092	16,9	1,180	18	1,182
11	1,101	17,7	1,190	20	1,205
12	1,111				
13	1,121				

Решение

По данным табл. 9 для хлорида кобальта строим график зависимости массовой доли растворенного вещества от плотности раствора.

A(1,017; 2)
B(1,159; 16)

A(1,017; 2)

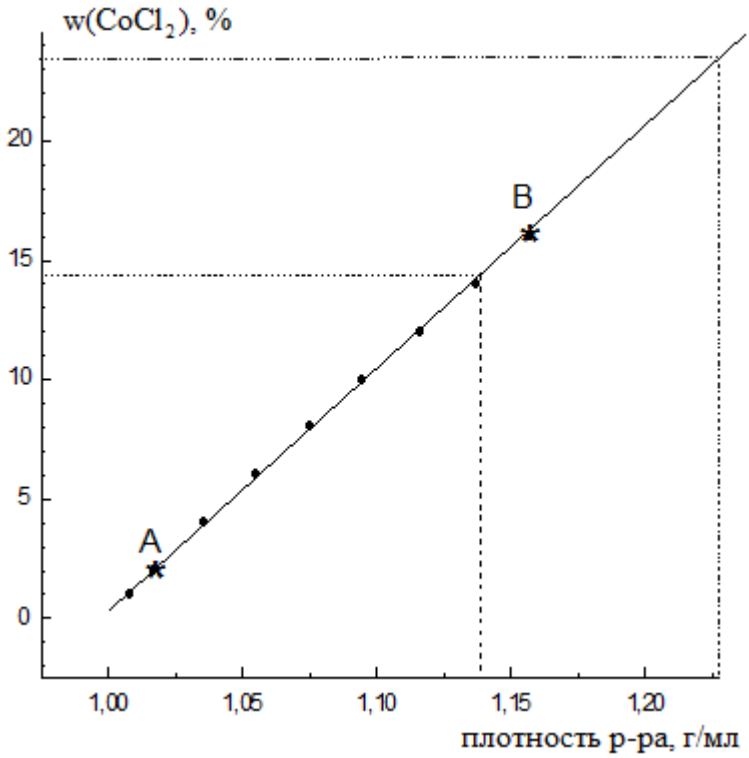
$$\begin{cases} x_1 = 1{,}017 \\ y_1 = 2 \end{cases}$$

B(1,159; 16)

$$\begin{cases} x_2 = 1{,}159 \\ y_2 = 16 \end{cases}$$

$$a = \frac{y_1 x_2 - y_2 x_1}{x_2 - x_1} = \frac{2 \cdot 1{,}159 - 16 \cdot 1{,}017}{1{,}159 - 1{,}017} = \frac{2{,}318 - 16{,}272}{0{,}142} \approx -98{,}3$$

$$b = \frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1} = \frac{16 - 2}{1{,}159 - 1{,}017} = \frac{14}{0{,}142} \approx 99$$



Тогда уравнение прямой примет вид: $y = 99x - 98{,}3$

1) Определим ω($CoCl_2$), если ρ(р-ра $CoCl_2$) = 1,142 г/мл

$y = 99 \cdot 1{,}142 - 98{,}3 = 14{,}8\%$ (ω($CoCl_2$) = 14,8%).

2) Определим ρ(р-ра $CoCl_2$), если ω($CoCl_2$) = 23,5%

$23{,}5 = 99x - 98{,}3;\quad 121{,}76 = 98{,}59x;\quad x = 1{,}23$ *г/мл*

Плотность 23,5% раствора $CoCl_2$ составит 1,23 г/мл.

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

13. Приведите примеры, в которых было бы показано, как сформировалось какое-либо представление по косвенным данным.

14. *Как применяют методы химического анализа в своей работе криминалисты, медики, археологи, искусствоведы, лаборанты пищевого предприятия? Подготовьте сообщение об одной из категорий работников (по выбору), используя дополнительные источники информации.

15. Используя таблицу 6, выполните следующие преобразования:

43 мл = ? л	22,3 кг = ? г	25 мм = ? см
22,4 л = ? мл	300 см^3 = ? л	10^{-9} м = ? нм
$4{,}5 \cdot 10^{-2}$ м = ? мм		

16. Сколько значащих цифр содержится в числах

125,4; 0,012; 904; $2 \cdot 10^{-2}$; $3{,}51 \cdot 10^{3}$; $3{,}00 \cdot 10^{-4}$?

17. Вычислите результат:

1,153 + 2,127 + 3,150 = ? $1 \cdot 10^{-6} : 0{,}25 \cdot 10^{-4}$

8,451 см · 13,6 см · 5,4 см = ? 32,54 г : 4,5 мл = ?

10,1412 - 10,0 = ?

18. Округлите следующие числа, учитывая, что недостоверна третья значащая цифра:

10,13; 1,145; 0,3450; 0,3455.

19. Какие из пяти органов чувств (зрение, вкус, обоняние, осязание, слух) химики используют в своей работе при анализе веществ?

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №3

1. Выделите из перечисленных методов изучения химические:
1) наблюдение; 2) синтез химических соединений; 3) прогнозирование; 4) эксперимент.
2. К общенаучным методам познания не относится:
1) анализ химических соединений; 2) моделирование; 3) синтез; 4) эксперимент.
3. Химический анализ не позволяет определять:
1) состав почв и удобрений; 2) состав лекарственных препаратов; 3) состав топлива; 4) расстояния между отдельными атомами в молекуле.
4. Выберите верное определение понятия «синтез»:
1) это получение сложных веществ из простых; 2) это получение простого вещества из сложного; 3) это получение сложных веществ из более простых веществ путем химических реакций; 4) это превращение одного вещества в другое.
5. Внесистемные единицы измерения физической величины:
1) кг; 2) м; 3) ^{0}C; 4) с.
6. Численная приставка *кило-* означает:
1) 10^{-1}; 2) 10^{3}; 3) 10^{-3}; 4) 10^{-6}.
7. Единицей измерения количества вещества в СИ является:
1) ампер; 2) кельвин; 3) моль; 4) килограмм.
8. Точность показывает, что:
1) результат измерения близок к истинной величине; 2) результат измерения далек от истинной величины; 3) определяемая величина является истинной; 4) результат измерения не является достоверным.
9. Достоверные данные:
1) всегда точны; 2) не всегда точны; 3) определяют в ходе единственного измерения величины; 4) являются истинными.
10. Более надежные графические данные получают:
1) интерполяцией; 2) экстраполяцией; 3) используя Q-критерий; 4) определяя погрешность измерения.

****

§ 4 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

ТЕЛА И ВЕЩЕСТВА. СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ

Физические тела – все предметы, которые нас окружают. ***Вещество*** – то, из чего состоит физическое тело. Каждое вещество обладает определенными физическими и химическими свойствами. ***Свойствами***

веществ называются признаки, по которым вещества отличаются друг от друга или сходны между собой[9].

Свойства

физические ***химические***

Физические свойства – это признаки, которые определяют индивидуальность вещества без учета его способности превращаться в другие вещества (температура плавления и кипения, фазовое состояние, плотность, растворимость вещества в воде и других растворителях, цвет, запах, тепло- и электропроводность и т.д.)

Повседневно мы наблюдаем различные превращения: железные предметы во влажном воздухе ржавеют – покрываются ржавчиной; дрова в костре или печи сгорают, при этом остается немного золы и выделяется много тепла; постепенно истлевают опавшие листья деревьев, превращаясь в перегной и выделяя тепло. Все эти и многие другие превращения характеризуют химические свойства веществ.

Химические свойства – это признаки, которые определяют способность данного вещества изменять свой состав и строение, т.е. превращаться в другие вещества при взаимодействии друг с другом или под воздействием внешних факторов (температуры, давления, света и т.п.). При описании химических свойств необходимо выяснить отношение данного вещества к разным классам веществ (кислотам, основаниям, солям, оксидам, металлам, неметаллам, воде, органическим веществам), катализаторам и т.д.

ФАЗОВЫЕ СОСТОЯНИЯ ВЕЩЕСТВА. ФАЗОВЫЕ ПЕРЕХОДЫ

Существование вещества в том или ином состоянии (в науке пользуются термином ***фазовое состояние***, раньше говорили ***агрегатное состояние***) определяется температурой и давлением. Повышение температуры почти всегда приводит к переходу «кристалл (или аморфное вещество) → жидкость → газ» (см. рис. 20). Увеличение давления оказывает на вещество обратное действие.

***

Для преобразования температуры, выраженной в градусах Цельсия (^0C), по шкале Фаренгейта (^0F) и Кельвина (К) можно воспользоваться следующими соотношениями:

$$^0F = 9/5(^0C) + 32$$

$$K = {}^0C + 273$$

***

[9] Исследованию свойств некоторых веществ посвящена **практическая работа №1**, при выполнении которой необходимо сравнить (указать сходства и отличия) два выданных учителем вещества по фазовому состоянию, цвету, запаху, твердости, механическим свойствам, отношению к нагреванию и т.п.

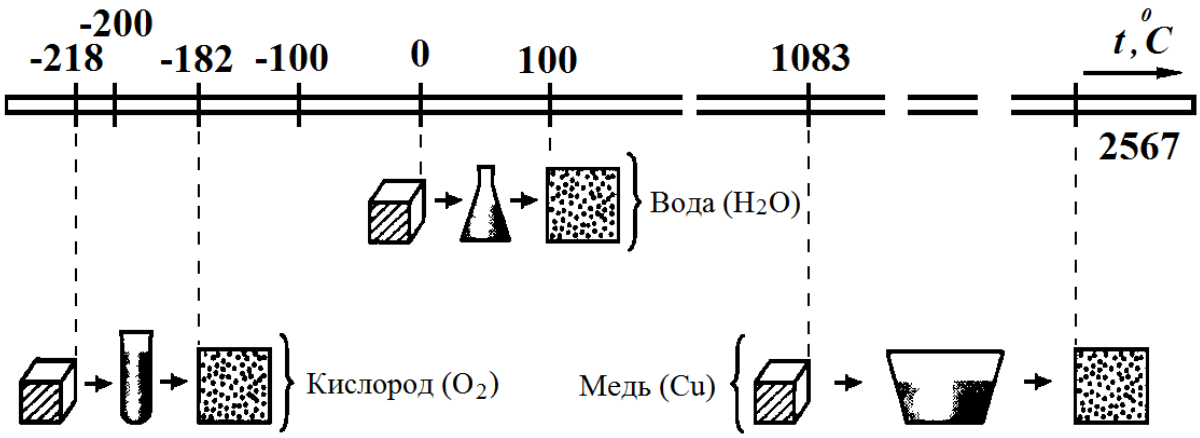


Рис. 20. Температурные интервалы (в °С) существования некоторых веществ в разных фазовых состояниях (при нормальном давлении)

В табл. 10 приведены основные свойства твердых веществ, жидкостей и газов. Выделяют еще одно состояние вещества – аморфное. У веществ в аморфном состоянии, как и у кристаллов и жидкостей (но не у газов), существует ближний порядок в расположении частиц (т.е. частицы ближайшего окружения данной частицы), но отсутствует присущий кристаллам дальний порядок, т.е. строгая повторяемость элементов структуры на расстояниях сотен и более размеров частиц.

Таблица 10

Свойства газов, жидкостей и твердых веществ

Фазовое состояние / Свойства	Газы	Жидкости	Твердые вещества
Объем	совпадает с объемом предоставленного сосуда, сильно зависит от температуры	фиксированный	фиксированный
Форма	заполняет сосуд, принимая его форму	нефиксированная или частично заполняют сосуд	сохраняет свою форму
Сжимаемость	высокая	малая	практически отсутствует
Промежутки	расстояние между частицами намного больше размеров частиц	расстояние между частицами примерно равно размерам частиц	расстояние между частицами соизмеримы с размерами частиц или меньше
Расположение частиц	полный беспорядок в расположении частиц	расположены в беспорядке и время от времени «перескакивают» из одного оседлого положения в другое	расположены строго упорядоченно
Плотность	низкая	от умеренной до большой	большая

Иногда вещество в аморфном состоянии сравнивают с вязкой переохлажденной жидкостью. Примером вещества, имеющего аморфное состояние, является стекло.

Нормальные условия (н.у.): а) давление 760 мм рт.ст. (1 атм., 101,325 кПа, 760 торр); б) температура 0^0С (273 К, 32^0F).[10]

Обычно при характеристике фазового состояния вещества имеют в виду стандартные условия (с.у.). Явление (физическое), при котором вещество из одного фазового состояния переходит в другое, называется… (см. рис. 21).

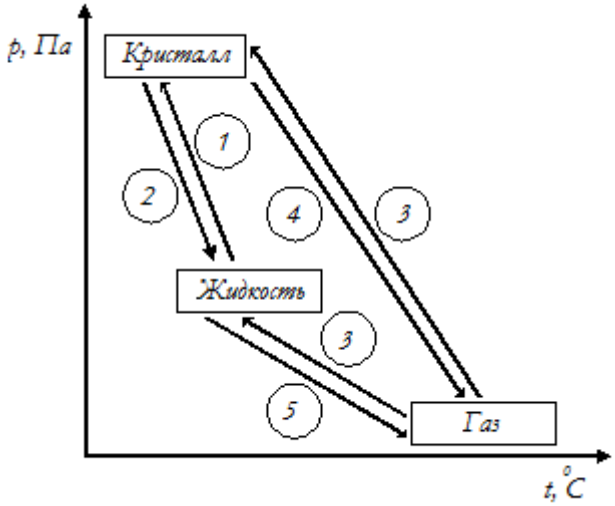


Рис. 21. Фазовые переходы веществ при изменении температуры и давления
1. ***кристаллизация*** (отвердевание); **2.** ***плавление***; **3.** ***конденсация*** (десублимация, сжижение); **4.** ***возгонка*** (сублимация, парообразование); **5.** ***испарение***, *кипение* (парообразование)

Кипение – физическое явление, при котором пар образуется не только с поверхности жидкости, но и в ее объеме. Фазовые переходы сопровождаются выделением или поглощением тепла.

Гомогенная система не имеет поверхности раздела фаз, т.е. это сплошная, однородная система (например, газ (г) - газ (г), жидкость (ж) – жидкость (ж) и др., *искл.* твердая фаза (тв) – твердая фаза (тв)). Гомогенной системой является жидкая вода, раствор какого-либо вещества и т.п.

Гетерогенная система – система, отдельные части которой различаются по свойствам и разграничены поверхностями раздела фаз (например, газ (г) – жидкость (ж), газ (г) – твердая фаза (тв), жидкость (ж) – твердая фаза (тв), и т.п.). Гетерогенные системы составляют жидкая вода и лед, лед и пар и др.

***

Часто приходится наблюдать за фазовыми переходами веществ и кулинарам. Вспомним хотя бы цитрусовый напиток со льдом, кипящие щи на газовой плите, плавление сахара при приготовлении леденцов. Причем, если осветленный яблочный сок представляет собой гомогенную систему, то борщ, в котором непременно можно найти мясо, свеклу, картофель, морковь, капусту, томаты и т.п., – гетерогенная система. ***

[10] Часто в задачах помимо н.у. указывают так называемые ***стандартные условия*** (с.у.). Обычно в этом случае подразумевают давление, равное 1 атм., а температуру любую, но постоянную (чаще +25^0С).

УЧЕНЫЕ ДРЕВНОСТИ ОБ АТОМАХ

Современное атомистическое учение –
всего лишь повторение теории Левкиппа и Демокрита…

Историк греческой философии Э.Гомперц

«Атом» в переводе с древнегреческого языка означает «неделимый». Смысл такого названия в следующем: реальное деление тела приводит, в конце концов, к мельчайшим и далее уже неделимым элементам, обладающим признаками тела, т.е. атомам. Творцами первой атомистической теории в древней Греции считают Левкиппа (начало V в. до н.э.) и Демокрита (460-370 гг. до н.э.). Атомы, по их мнению, – это простейшие телесные геометрические формы. Именно благодаря этому вещества, которые складываются из атомов, хотя и изменчивы, но каждый раз четко оформлены и индивидуальны. Чертами, отличающими сами атомы друг от друга, являются форма и величина.

Через 100 лет после Демокрита атомистика возрождается в трудах древнегреческого философа Эпикура (341-270 гг. до н.э.). В противоположность Демокриту, который считал, что имеется бесконечное разнообразие в формах атомов, Эпикур полагает, что «*в каждой форме подобные атомы безграничны по числу, а различие форм в них не совсем безгранично, но только необъятно*». То разнообразие в движениях, которое Демокрит приписывает различию форм, Эпикур относит к другому качеству атомов – весу (массе). Именно со времени Эпикура вес стал неотъемлемой характеристикой атомов. К сожалению, эти прогрессивные взгляды не получили своего дальнейшего развития. Наступала эпоха алхимии…

XI-XIV вв. Алхимиков больше привлекло учение древнегреческого ученого Аристотеля (384-322 гг. до н.э.) о четырех «элементах-стихиях» («качествах») (см. табл. 2). К этим «элементам» алхимики впоследствии добавили еще растворимость (соль), горючесть (серу) и металличность (ртуть). В соответствии с этой схемой и заложенными в ней идеями, алхимиками допускалось получение любого вещества путем простого комбинирования основных «элементов» в соответствующих пропорциях. Они верили в возможность получить «философский камень» (способный превращать любой металл в золото и серебро).

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ (АМУ)

Современное АМУ включает следующие положения:

1. *Из атомов (атомных частиц) состоят:* все металлы; многие неметаллы – углерод, кремний, бор, селен, мышьяк, теллур, благородные газы (гелий, неон, аргон, криптон, ксенон).
2. *Из молекул, построенных из атомов, состоят:* практически все органические вещества, небольшое число неорганических: простые и

сложные газы (H_2, O_2, O_3, N_2, F_2, Cl_2, NH_3, CO, CO_2, SO_2, SO_3, N_2O, NO, NO_2, H_2S, HCl, HF, HBr, HI), а также H_2O, Br_2, I_2, P_4, S_8 и некоторые другие.

***

если 100 млн. атомов водорода расположить рядом друг с другом, то они образуют цепочку всего лишь в 1 см ...

***

3. *Из ионов состоят:* все соли, многие гидроксиды (основания и кислоты).

4. *Атомы (атомные частицы) и молекулы находятся в непрерывном тепловом движении* (в кристалле – колебательные движения, в жидкости – колебательные и скачкообразные, а в газах – хаотическое движение по всему предоставленному объему). Одной из форм движения частиц является химическая реакция.

5. *Между частицами имеются промежутки.*

6. *Между частицами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания, имеющие электрическую природу.*

7. *Простые вещества состоят из атомов (атомных частиц) или молекул, сложные – из молекул или ионов.* Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, молекулы сложных веществ – из различных.

8. *Атомы могут отличатся друг от друга массой, размерами и свойствами.*

9. *Молекула – более крупная структурная единица, чем атом.* Она может содержать от 2 до нескольких сотен и даже тысяч атомных частиц.

10. *Химическая реакция заключается в образовании новых веществ из тех же атомов, из которых состояли исходные вещества.*

Основные положения АМУ были разработаны в середине XVIII начале XIX вв., благодаря работам М.В. Ломоносова, Дж. Дальтона и др. ученых. В 1860 г. Международный съезд химиков окончательно признал АМУ (Германия, г. Карлсруэ).

АМУ составляет теоретическую основу современной химии. Химия стала наукой лишь с тех пор, когда превращения веществ начали рассматривать с позиции АМУ.

***

«Диффузия». Для наблюдения явления диффузии необходимо 2-3 кристалла перманганата калия (марганцовка; продается в аптеке) или любое моющее средство, обладающее цветом.

Маленькую баночку или флакончик заполните водой и опустите 2-3 кристаллика перманганата калия или 1-2 капли средства для мытья посуды (не перемешивайте!). Наблюдайте происходящие изменения в течение 3 суток. Результаты эксперимента оформите по установленному плану.

***

СТРУКТУРНЫЕ ЕДИНИЦЫ ВЕЩЕСТВА

Атом – наименьшая электронейтральная частица химического элемента и простого вещества, обладающая всеми его химическими свойствами и далее *химически неделимая.*

Понятие «атом» следует использовать только в тех случаях, когда речь идет о существовании их в свободном состоянии, т.е. атомы до тех пор остаются атомами, пока они не образуют простых или сложных веществ (при рассмотрении веществ рекомендуется использовать термин «***атомные частицы***»).

М.В. Ломоносов

Молекула – наименьшая электронейтральная частица вещества, обладающая всеми его химическими свойствами и далее *химически делимая*. Еще одним видом структурных единиц вещества являются ионы (с ними познакомимся при изучении темы 2).

ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. ЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

***

Чтобы пояснить сущность понятия «химический элемент», можно рассмотреть следующий пример. В природе каждый год «рождается» (если год, конечно, урожайный) огромное число яблок, но число их сортов ограничено. Сорт яблок – понятие абстрактное, а яблоки – конкретная форма существования определённого сорта. Например, яблоки сорта Джонатан – жёлто-красного цвета, среднего размера, кисло-сладкого вкуса, а яблоки сорта Голден – жёлтого цвета, продолговатые, сладкие и т.д.

А какие сорта яблок знаете вы? Назовите их.

***

Издревле человеку было известно 9 элементов: *C* (углерод), *Cu* (медь), *Au* (золото), *S* (сера), *Ag* (серебро), *Hg* (ртуть), *Fe* (железо), *Sn* (олово), *Pb* (свинец). Углерод был знаком человеку в виде угля, остающегося при сжигании дерева; медь, золото, сера, серебро встречались в самородном состоянии; ртуть, железо, олово, свинец он научился извлекать из руд.

В средние века алхимики сумели обнаружить 3 важных элемента: *As* (мышьяк), *Sb* (сурьму) и *Bi* (висмут).

После этого в Мексике была выделена *Pt* (платина). В XVII столетии были обнаружены 2 элемента: *P* (фосфор) и *Zn* (цинк). В XVIII столетии были открыты 16 элементов: *Co* (кобальт), *Ni* (никель), *H* (водород),

N (азот), *O* (кислород), *Cl* (хлор), *Mn* (марганец), *W* (вольфрам), *U* (уран), *Ti* (титан), *Y* (иттрий), *Cr* (хром) и *Be* (бериллий) и др. Таким образом, к началу XIX века был известен 31 элемент.

Первая половина XIX века – эпоха «массового» открытия элементов. Между 1800-1869 гг. число известных на Земле элементов удвоилось.

Изучение свойств открытых элементов и их соединений позволило накопить большой фактический материал и выявить острую потребность в его систематизации.

В настоящее время открыто свыше 116 химических элементов, причем большая часть элементов открыта учеными Швеции, Англии, Германии, Франции, США и России.

Химический элемент *(х.э.* или *Э)* – это совокупность атомов, одинаковых между собой.[11] Все химические элементы условно подразделяют на металлы и неметаллы. К неметаллам относят 22 химических элемента (см. табл. 11, где приведена информация о 16 неметаллах).

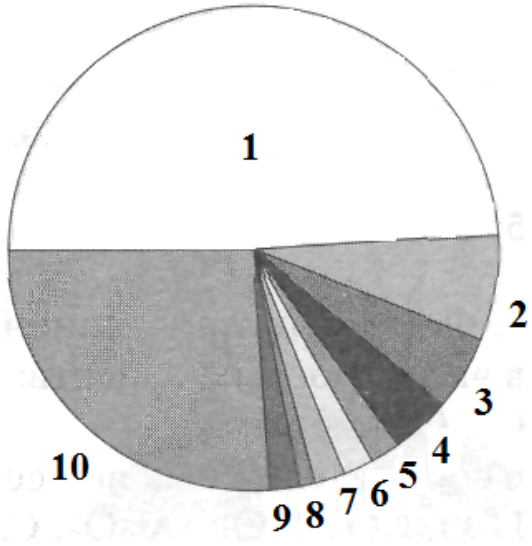


Рис. 22. Распространенность элементов в земной коре (по массе): 1 – кислород (49 %); 2 – алюминий (7 %); 3 – железо (5%); 4 – кальций (4%); 5 – натрий (2%); 6 – калий (2%); 7 – магний (2%); 8 – водород (1 %); 9 – остальные (2%); 10 – кремний (26%)

Каждый химический элемент имеет свое название и знак (символ; по предложению шведского химика Й. Берцелиуса это начальная или начальная и одна из последующих буквы от латинского названия этого элемента). Дело в том, что до XIX в. среди учёных было принято выступать и публиковать статьи на латинском языке, поэтому введение латинских названий химических элементов не было случайным. ***Названия элементов***, ***символы*** и ***произношение*** наиболее часто употребляемых химических элементов приведены в табл. 11 (неметаллы выделены *курсивом*). Распространенность химических элементов в земной коре приведена на диаграмме (см. рис. 22).

[11] ***Химический элемент*** – вид атомных частиц с одинаковым положительным зарядом ядра (об этом речь пойдет во второй главе книги).

Таблица 11

Названия, символы, произношение и происхождение некоторых элементов
(*курсивом* обозначены названия неметаллов)

Русское название х.э.	Символ х.э.	Произношение	Латинское название х.э.	Происхождение
1	2	3	4	5
Азот	*N*	эн	Nitrogenium	от греч. *азотикос* (безжизненный)
Алюминий	*Al*	алюминий	Aluminium	от лат. *алуминис* (квасцы)
Аргон	*Ar*	аргон	Argon	от греч. *аргос* (бездеятельный, инертный)
Барий	*Ba*	барий	Barium	от греч. *барис* (тяжелый)
Бром	*Br*	бром	Bromum	от греч. *бромос* (зловонный)
Водород	*H*	аш	Hydrogenium	от греч. *хидор* (вода) и *генес* (происхождение)
Гелий	*He*	гелий	Helium	от греч. *гелиос* (Солнце)
Железо	*Fe*	феррум	Ferrum	от лат. *ферро* (меч)
Золото	*Au*	аурум	Aurum	от лат. *аурора* (утренняя заря)
Иод	*I*	иод	Iodum	от греч. *иодес* (фиолетовый)
Калий	*K*	калий	Kalium	от арабск. *аль-кали* (едкое начало золы)
Кальций	*Ca*	кальций	Calcium	от лат. *калцис* (известняк, камень)
Кислород	*O*	о	Oxygenium	от греч. *оксис* (кислый) и *генес* (происхождение)
Кремний	*Si*	силициум	Silicium	от русск. *кремень* (твердый камень)
Литий	*Li*	литий	Lithium	от греч. *литос* (камень)
Магний	*Mg*	магний	Magnesium	от лат. *магнесиа альба* (белая магнезия)
Марганец	*Mn*	марганец	Manganum	от греч. *манганес* (очищающий)
Медь	*Cu*	купрум	Cuprum	от греч. *купрос* (название острова Кипр – место добычи руд)
Мышьяк	*As*	арсеникум	Arsenicum	от русск. *мышь* и *яд* (применение препаратов от грызунов)
Натрий	*Na*	натрий	Natrium	от арабск. *натрон* (моющее средство)
Неон	*Ne*	неон	Neon	от греч. *то неон* (нечто новое)
Никель	*Ni*	никель	Niccolum	от нем. *никель* (бранное слово рудокопов)
Олово	*Sn*	станнум	Stannum	от лат. *стагнанс* (стоящий на месте; твердый)
Платина	*Pt*	платина	Platinum	от исп. *платина* (серебрецо)

Окончание табл. 11

1	2	3	4	5
Ртуть	*Hg*	гидраргирум	Hydrargurum	от греч. *хидраргирос* (жидкое, как вода, серебро)
Свинец	*Pb*	плюмбум	Plumbum	от лат. *плумбум* (название сплава свинца)
Селен	*Se*	селен	Selenium	от греч. *селене* (Луна)
Сера	*S*	эс	Sulfur	от древнеинд. *сира* (светло-желтый)
Серебро	*Ag*	аргентум	Argentum	от греч. *аргос* (белый, светлый)
Углерод	*C*	це	Carboneum	от греч. *карбонис* (древесный уголь)
Фосфор	*P*	пэ	Phosphorus	от греч. *фосфорос* (светящийся в темноте)
Фтор	*F*	фтор	Fluorum	от греч. *фторос* (разрушающий)
Хлор	*Cl*	хлор	Chlorum	от греч. *клорос* (желто-зеленый цвет увядающей листвы)
Хром	*Cr*	хром	Chromium	от греч. *крома* (цвет, краска)
Цинк	*Zn*	цинк	Zincum	от нем. *цинк* (белый металл)

ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА

Подобно тому, как 33 буквы русского алфавита образуют различные комбинации, десятки и сотни тысяч слов, так и 116 химических элементов в различных сочетаниях создают более 25 миллионов различных веществ.

Наиболее постоянной во времени и наиболее простой основной характеристикой последних служит их ***состав – качественный*** (из каких элементов состоит данное вещество) и ***количественный*** (какое число атомных частиц каждого из элементов образует данное вещество).

Символы х.э. (показывают качественный состав молекулы)

↓ ↓ ↓ ↓

коэффициент (указывает число частиц) → $3C_2H_5OH$

↑ ↑ ↑ ↑

индексы (показывают число атомных частиц каждого х.э.)

Индекс, равный 1, в химической формуле не указывается!

По химической формуле молекулы этанола можно определить, что это сложное вещество, т.к. оно состоит из трех химических элементов (углерода, водорода и кислорода). В состав молекулы входит 2 атомные частицы углерода, 6 атомных частиц водорода и 1 атомная частица кислорода. Модель химической формулы этилового спирта приведена на рис. 23.

На протяжении всей истории развития химии предпринимались многочисленные попытки символического обозначения различных веществ. Названия веществ складывались бессистемно. Предложение Й. Берцелиуса указывать число атомов химического элемента в молекуле с помощью индексов актуально и сегодня.

В химической теории и практике именно состав является универсальной и стабильной основой номенклатуры. ***Химическая номенклатура*** складывается из ***формул*** (изображение состава вещества с помощью символов химических элементов, числовых индексов и при необходимости скобок) и ***названий*** (изображение состава вещества с помощью слова или группы слов). Составление химических формул и названий неорганических веществ проводится в соответствии с номенклатурными правилами.

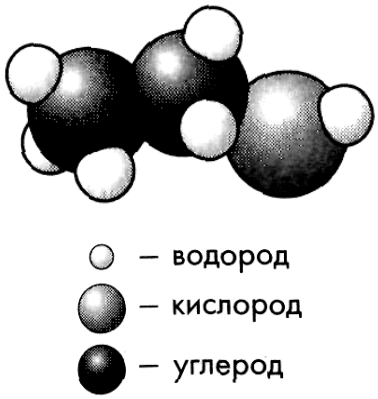


Рис. 23. Модель молекулы этилового спирта

***

Как химиков интересует состав веществ (качественный и количественный), так и кулинарам интересно, какие компоненты входят в состав продуктов. Как правило, это белки, жиры, углеводы, вода и т.п.

А количественное соотношение этих веществ часто указано на упаковке, если, конечно, этот продукт не вырос на вашем приусадебном участке.

На рис. 24 приведена схема получения ванилина из стручков орхидеи ванили, произрастающей в Мексике и на Мадагаскаре (широко используется в изготовлении кондитерских изделий) и модель молекулы ванилина. Попробуйте определить качественный и количественный состав этого вещества с характерным приятным запахом, который мы легко узнаем, употребляя плитку шоколада или торта. Назовите химическую формулу ванилина и объясните, что она показывает.

***

ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО. АЛЛОТРОПИЯ

За многие годы исследований было установлено, что ряд веществ (сажа, сера, железо, медь, кислород, водород и др.) разложить не удаётся. Эти факты нуждались в объяснении. Тогда вещества, которые не удавалось разложить, стали относить к простым веществам, а разлагающиеся вещества – к сложным.

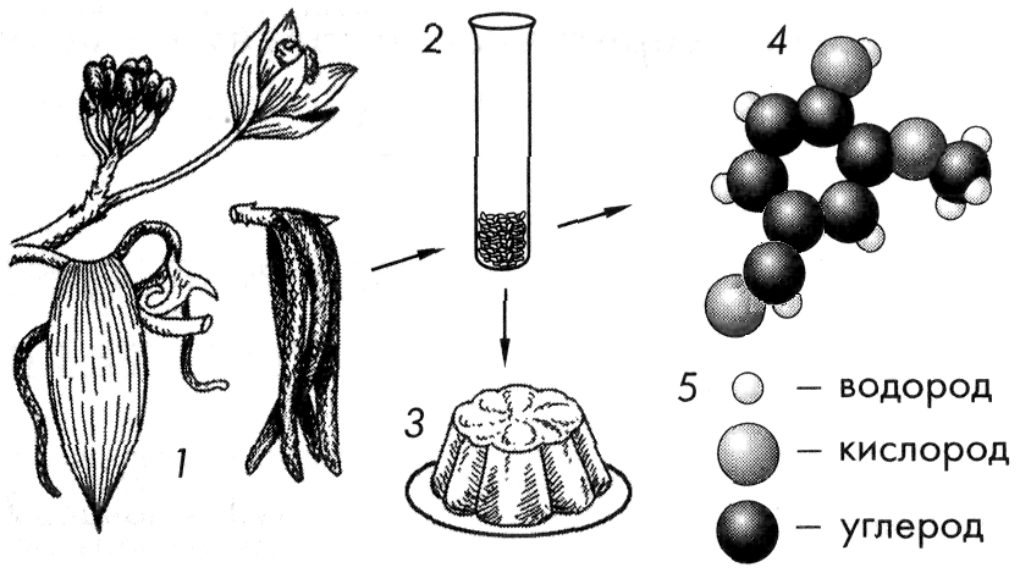


Рис. 24. Схема получения и использования ванилина:
1 - ветка цветущей орхидеи ванили и ее стручки; 2 - кристаллы вещества ванилин;
3 - кондитерское изделие; 4 - модель молекулы ванилина; 5 - условные обозначения атомных частиц водорода, кислорода, углерода

***

История изучения веществ интересна тем, что некоторые вещества (кварц SiO_2 и корунд Al_2O_3) долгое время относили к простым веществам, потому что их не могли разложить. По мере развития химии перечень простых веществ постепенно уточнялся.

Неспособность простых веществ к разложению является фактом. Утверждение о том, что каждое простое вещество состоит из атомов одного химического элемента, является моделью, дающей факту объяснение. Но эта модель несовершенна: непонятно, чем атомы одного химического элемента отличаются от атомов другого химического элемента.

Простое вещество – это вещество, состоящее из атомных частиц одного химического элемента (например, O_3, N_2, F_2, Br_2, P_4, S_8 и т.д.).

Многие химические элементы образуют несколько простых веществ. Это явление называется ***аллотропией***. Примеры аллотропных модификаций приведены в табл. 12.

Таблица 12

Примеры аллотропных модификаций

Химический элемент	Символ	Название аллотропной модификации
1	2	3
кислород	*O*	атомарный (атомный) кислород молекулярный кислород озон
сера	*S*	кристаллическая сера аморфная сера

Окончание табл. 12

1	2	3
углерод (см. рис. 25)	*C*	графит алмаз карбин фуллерен поликумулен графен и др.
фосфор	*P*	красный фосфор белый фосфор черный фосфор

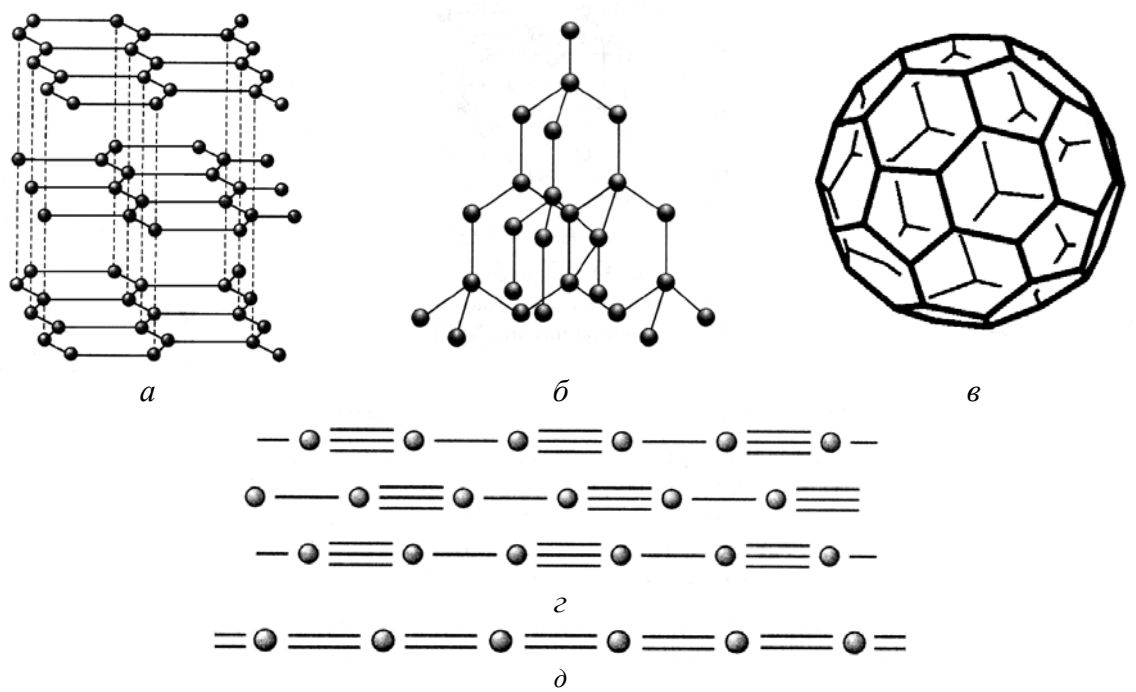


Рис.25. Модели: *а* – графита; *б* – алмаза; *в* – фуллерена; *г* – карбина; *д* – поликумулена

В отечественной химической литературе
«простое вещество» ≠ «химический элемент»

Название простого вещества совпадает, как правило, с наименованием соответствующего элемента: *Fe* – железо, N_2 – азот и т.п. Одноатомные и многоатомные простые вещества одного элемента различают в систематических названиях использованием ***числовых приставок*** (см. табл. 13).

Таблица 13

Некоторые числовые приставки

1	*моно-*	7	*гепта-*
2	*ди-*	8	*окта-*
3	*три-*	9	*нона-*
4	*тетра-*	10	*дека-*
5	*пента-*	11	*ундека-*
6	*гекса-*	12	*додека-*

Примеры: Se – моноселен, Se_8 – октаселен и др. Числа более 12 указываются в названиях как таковые, например C_{60} – 60-углерод. Неопределенное число n обозначается в названиях приставкой *поли*-: Se_n – полиселен. Для распространенных простых веществ чаще используют традиционные и специальные названия: H – атомарный водород; H_2 – молекулярный водород; O – атомарный кислород; O_2 – молекулярный кислород; O_3 – озон; P_4 – белый фосфор; P_n – красный фосфор; S_8 – кристаллическая сера; S_n – аморфная сера. Основные аллотропные модификации углерода традиционно называют алмаз, графит, карбин, фуллерен, поликумулен.

СЛОЖНОЕ ВЕЩЕСТВО. МЕХАНИЧЕСКАЯ СМЕСЬ. СПОСОБЫ РАЗДЕЛЕНИЯ СМЕСЕЙ

Сложными веществами или ***химическими соединениями*** называются вещества, состоящие из атомных частиц различных химических элементов (например, H_2O, CO_2, $C_6H_{12}O_6$, H_2SO_4 и т.п.). Вопросы химической номенклатуры сложных веществ будут рассмотрены при изучении отдельных классов неорганических соединений.

Признаки химического соединения:

- ✓ однородность;
- ✓ постоянство состава;
- ✓ постоянство физических и химических свойств;
- ✓ выделение и поглощение энергии при образовании;
- ✓ невозможность разделения на составные части физическими методами.

Различные формы существования химических элементов приведены в табл. 14.

Вещества, образующие механическую ***смесь***, называются ***компонентами*** или ***ингредиентами***. При этом вещества, масса которых составляет большую часть от массы смеси, называют ***основными компонентами***, а все остальные вещества, образующие смесь, – ***примесями***. Виды смесей и их примеры приведены в табл. 15.

Отличия механической смеси от химического соединения:

- ✓ любую механическую смесь можно разделить на составные части физическими методами (см. табл. 16-17);
- ✓ непостоянство состава;
- ✓ непостоянство физических и химических свойств;
- ✓ неоднородность (*искл.* смесь газов, например, воздух);
- ✓ при образовании механической смеси не происходит выделения или поглощения энергии.

Таблица 14

Формы существования химических элементов
(одной из форм существования химического элемента является образование свободных ионов; например, H^+, S^{2-}, Na^+ и т.п. см. тема 2 данного пособия)

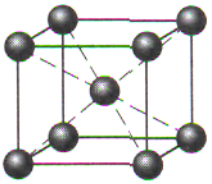
Элемент и его химический символ	Условные модели		
	в форме одиночного атома	в составе простого вещества	в составе сложного вещества
Водород *H*	*H*	H_2	H_2O
Сера *S*	*S*	S_8	H_2S
Натрий *Na*	*Na*	 *Na*	*NaCl*

Таблица 15

Виды смесей и их примеры в быту

Примеры смесей	Фазовое состояние	Вид смеси
Бытовой мусор, лекарственные препараты в форме таблеток	тв + тв	механическая смесь
Воздух	г + г	механическая смесь
Глина, зубная паста, краска	тв + ж	суспензия
Молоко, крем, пыль, дым, туман	ж + ж тв + г ж + г	эмульсия аэрозоль аэрозоль
Раствор соли	ж	истинный раствор

Представления Аристотеля о взаимодействии стихий, так долго используемые в науке, невозможно было опровергнуть только потому, что учёные длительное время не видели разницы между смесями и чистыми веществами. В опытах использовали смесь веществ, а выводы делались о том, что из одного вещества можно получить любое другое. Признаки, по которым можно судить об индивидуальности вещества, вырабатывались на протяжении столетий.

Особым методом разделения смесей является ***хроматография***, основанная на различной поглощаемости компонентов смеси определенными веществами. Этот метод широко распространен в лабораторных исследованиях и в промышленности. При помощи хроматографии можно разделять жидкие и газовые смеси, даже те, разделение которых другими методами невозможно.

Таблица 16

Способы разделения гетерогенных (неоднородных) смесей

Способ	Различие в свойствах компонентов, используемое для разделения смеси	Пример
Отстаивание	различная плотность	разделение деревянных и железных опилок
Фильтрование	различная растворимость, различные размеры частиц	разделение смеси глины и воды
Действие магнитом	различные магнитные свойства	разделение смеси серы и железа
Экстрагирование (извлечение из смеси несмешивающихся компонентов с помощью определенного растворителя)	различная растворимость в экстрагенте	выделение сахара из свёклы и тростника, фармацевтических препаратов из корней и листьев растений

***

Чтобы ускорить процесс разделения смесей, вместо отстаивания в лабораторной практике используют центрифугирование, которое получило такое название из-за особого прибора – центрифуги. В нее помещают пробирки со смесью веществ. Включают прибор, который начинает, подобно карусели, интенсивно раскручивать закреплённые в нём пробирки.

Под действием центробежной силы частицы разных веществ получают различное ускорение, так как обладают различной плотностью, и смесь разделяется. ***

Хроматография используется в химической, фармацевтической, пищевой промышленности (для очистки растворов, а также удаления солей из сахарных сиропов, молока и т.п.). С помощью этого метода улавливаются ценные соединения из природных растворов и отработанных вод различных производств.

В лабораторных исследованиях применение хроматографии позволяет проводить быстрые и точные количественные и качественные анализы многих веществ. ***

Чтобы получить сливки из молока на предприятиях используют такой способ разделения смесей как центрифугирование (на этом основано действие сепараторов). ***

Таблица 17

Способы разделения гомогенных (однородных) смесей

Способ разделения смеси	Фазовое состояние смеси	Фазовые переходы	Различия в свойствах компонентов, используемых для разделения смеси
Перегонка (дистилляция)	ж	жидкость → пар → (испарение) → жидкость (конденсация)	различная температура кипения
Кристаллизация	тв	твердая фаза → жидкость → (растворение) → твердая фаза (выпаривание)	различные растворимость и температура кипения
Плавление и кристаллизация	тв	твердая фаза → жидкость → (плавление) → твердая фаза (затвердевание)	различные температуры плавления
Возгонка и кристаллизация	тв	твердая фаза → газ → (сублимация) → твердая фаза (осаждение)	различная температура возгонки

В процессе развития науки учёным постоянно приходилось решать проблемы, связанные с очисткой веществ и подтверждением их индивидуальности. Если всеми известными методами не удавалось обнаружить разные компоненты и разделить их, то данное вещество считалось индивидуальным.

***

«Хроматография». Современные фломастеры (или маркеры) содержат в своем составе смеси различных красителей. Так черный цвет может быть образован смесью синего, красного и даже зеленого цветов. Попробуйте в домашних условиях установить состав красящего вещества фломастера. Для этого понадобится фильтровальная бумага (промокашка или любая другая пористая бумага, например, туалетная), фломастеры одного цвета различных производителей, уксусная кислота или этиловый спирт. На лист бумаги размером приблизительно 7x10 см карандашом наносится линия старта (на расстоянии 1 см от нижнего края «хроматограммы»). Далее на линию старта рисуем одинакового размера точки (примерно диаметром 2 мм) различными маркерами (или фломастерами) и помещаем (вертикально!) в стакан (или кастрюлю) в раствор уксусной кислоты или этилового спирта (так, чтобы смачивание «хроматограммы» происходило равномерно, но не превышало линии старта). Установите красители каких цветов входят в состав смеси выбранного вами цвета фломастера. После окончания эксперимента высушите полученную «хроматограмму» и сдайте ее учителю вместе с описанием работы.

***

В задачах часто используют расчетную формулу для нахождения ***массовой доли вещества*** в составе смеси (отношение массы одного вещества (например, *B*) к массе смеси веществ:

$$\omega(B) = \frac{m(B)}{m(\text{смеси})} \cdot 100\% \qquad (7)$$

Образцы задач, в которых используется данная формула, приведены ниже.

***

Чтобы разобраться в понятии «массовая доля части от целого» рассмотрим пример из жизни. Допустим, вас угостили большим яблоком, а вы решили поделиться им со своими друзьями Стёпой, Ваней и Машей. Масса яблока 400 г. Яблоко разделили на четыре равные части. Масса каждой части – 100 г. Доля яблока для каждого из ребят составила

ω(части яблока) = 100 г/400 г = 0,25 = 25%.

***

«химическое соединение» ≠ «механическая смесь»

Количество примесей в веществе может быть различным. Но даже незначительное их количество может существенно влиять на свойства веществ (изменять температуру плавления, кипения, способность вступать в химические реакции) и определять область использования вещества (см. табл. 18).

Таблица 18

Классификация химических реактивов по степени чистоты

Марка	Содержание марки	Содержание примесей, %	Сфера применения
«ч»	чистый	менее 2	промышленное производство
«чда»	чистый для анализа	менее 1	анализ технических продуктов
«хч»	химически чистый	10^{-3}-10^{-5}	научно-исследовательские и лабораторные работы
«спч»	спектрально чистый	10^{-3}-10^{-5}	электроника, полупроводниковая техника и др.
«осч»	особенно чистый	10^{-5}-10^{-10}	ядерная, космическая техника и др.

****

Для очистки веществ в химии широко используется адсорбция. Это явление открыл выдающийся российский химик-фармацевт Товий Егорович Ловиц. ***Адсорбция*** *– это поглощение одного вещества поверхностью другого вещества. В настоящее время адсорбция широко применяется для очистки воды и воздуха. Например, домашние фильтры для воды могут содержать в качестве* ***адсорбента*** *(вещества, имеющего большую площадь поверхности) активированный уголь.* ***

Особое (промежуточное) место среди смесей занимают ***растворы***. Они однородны, при их образовании выделяется или поглощается энергия (как при образовании химических соединений), они легко разделяются на

исходные вещества физическими методами, характеризуются непостоянным составом (как смеси).

Сплавы металлов также являются примером твердых смесей[12].

***

Вам известно, что в природе существуют жидкие, твердые и газообразные смеси веществ, содержащие чрезвычайно ценные компоненты. На примере воздуха, морской воды и ископаемого угля докажите, что природные смеси – источник получения чистых веществ.

***

Входит ли в состав (ответить «да» или «нет»): а) бромной воды – бром; б) купоросного масла – жир; в) кальцинированной соды – кальций; г) баритовой воды – барий; д) водяного газа – вода; е) мельхиора – мел; ж) красной кровяной соли – кровь; з) мочевины – моча. Что из указанного является индивидуальным веществом, а что смесью?

***

«Выделение крахмала». Как из картофельного клубня выделить крахмал, используя только физические способы разделения смеси? Составьте план его выделения. Выполните этот опыт в домашних условиях. Образец полученного крахмала и описание эксперимента сдайте учителю.

***

ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ. ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Явления, при которых одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных составом, строением и свойствами, называются ***химическими***, или ***химическими реакциями*** (например, окисление, горение[13], гниение, ржавление, брожение и т.д.).

Вещества, которые вступают в химическую реакцию, называются ***исходными*** веществами или ***реагентами***. Вещества, которые образуются в результате реакции, называются ***продуктами*** реакции. При химических реакциях молекулы исходных веществ разрушаются, а атомные частицы, перегруппировавшись, образуют молекулы новых веществ – продуктов реакции.

---

[12] В **практической работе №2** предлагается определить количественный состав двухкомпонентных сплавов металлов по экспериментальному значению плотности сплава. **Практическая работа №3** позволяет научиться определять на практике степень чистоты поваренной соли, которую мы употребляем в пищу.

[13] Изучению горения свечи посвящена **практическая работа №5**, в которой необходимо определить, как влияет содержание кислорода на продолжительность горения свечи в замкнутом объеме. В работе также необходимо рассчитать среднюю скорость расходования кислорода.

***

На кухне исходные вещества называют ингредиентами, а конечные вещества – продуктами. Не правда ли много общего у кулинарии с химией?! Ну а тот факт, что кухня – настоящая кладовая физических и химических явлений, вряд ли вызовет у кого-то сомнения!

***

Напомним, что ***физическими*** называются явления, при которых происходит изменение формы, размеров, фазового состояния, положения вещества в пространстве и т.д. (например, нагревание-охлаждение, испарение-конденсация, плавление-кристаллизация, измельчение, механическое движение и др.).

Химические явления всегда сопровождаются физическими (выделение теплоты, света, возникновение электрического тока и др.). Физические явления химическими сопровождаются редко.

Условия начала реакции: соприкосновение веществ (чем больше площадь соприкосновения, тем легче протекает реакция); измельчение или растворение веществ (наиболее тонкое измельчение (дробление) веществ происходит при их растворении); нагревание веществ (иногда соприкосновения веществ недостаточно для начала реакции).

О том, что данное явление – химическое (химическая реакция), можно судить по следующим характерным признакам.

ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ образование осадка, изменение цвета, выделение газа, появление запаха, выделение теплоты и света

***

Химия давно вышла за пределы лабораторий и прочно «поселилась» у Вас дома. Вооружитесь видеокамерой и снимите репортаж с условным названием «Химия моей кухни» (название может быть и другим). К отснятому материалу подготовьте химический комментарий в духе телевизионной передачи «Сам себе режиссер» (или какой-либо другой). Следите за тем, чтобы в комментарии не было ошибок.

***

АБСОЛЮТНАЯ И ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МАССА АТОМОВ И МОЛЕКУЛ. МАССОВАЯ ДОЛЯ ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА В СОЕДИНЕНИИ

Масса атомов и молекул, выраженная в граммах или килограммах (г, кг), называется ***абсолютной*** (m)[14]. На практике пользоваться

[14] ***Масса*** (абсолютная), *m* – общая количественная мера инерционных и гравитационных свойств материи (подробнее см. курс физики). Единицы – килограмм (кг), грамм (г), тонна (т).

абсолютными массами атомов и ***молекул*** неудобно (например, m(*C*) = $1{,}993\cdot10^{-26}$ кг). Поэтому, наряду с абсолютными, пользуются относительными массами атомов и молекул, т.е. массами, определенными относительно $^{1}/_{12}$ части массы атома углерода ^{12}C, принятой за единицу и называемой ***атомной единицей массы*** (а.е.м.).

Абсолютная масса атомной единицы массы *(m(а.е.м.))*:

m(а.е.м.) = $^{1}/_{12}\cdot m(C) = {}^{1}/_{12}\cdot 1{,}993\cdot10^{-26}$ кг = $1{,}66\cdot10^{-27}$ кг = $1{,}66\cdot10^{-24}$ г.

Относительной атомной массой элемента (A_r) (r – от «relative» - относительный) называется число, показывающее, во сколько раз атом тяжелее $^{1}/_{12}$ части атома углерода-12 (а.е.м.) (отношение массы атома данного элемента к физической постоянной – атомной единице массы):

$$A_r(\text{х.э.}) = \frac{m(\text{атома})}{m(\text{а.е.м.})} = \frac{m(\text{атома}),\ \text{кг}}{1{,}66\cdot10^{-27},\ \text{кг}} \qquad (8)$$

Значения относительных атомных масс приведены в ПСХЭ Д.И. Менделеева.

Причину разнообразия относительных атомных масс химических элементов с позиции АМУ объяснить нельзя. В этом проявляется несовершенство теории. Природа всегда сложнее и разнообразнее, чем самая хорошая модель.

Относительной молекулярной массой вещества (M_r) называется число, показывающее, во сколько раз данная молекула тяжелее $^{1}/_{12}$ части атома углерода-12 (а.е.м.).

$$M_r(\text{мол-лы}) = \frac{m(\text{мол-лы})}{m(\text{а.е.м.})} = \frac{m(\text{мол-лы}),\ \text{кг}}{1{,}66\cdot10^{-27},\ \text{кг}} \qquad (9)$$

Относительные атомные и молекулярные массы - величины безразмерные, основные характеристики химического элемента и вещества соответственно. Из формул (8) и (9) вытекает связь между абсолютной и относительной массами атома или молекулы:

$$m(\text{атома}) = A_r\cdot1{,}66\cdot10^{-27}\ \text{кг}$$
$$m(\text{мол-лы}) = M_r\cdot1{,}66\cdot10^{-27}\ \text{кг}$$

Так как масса молекулы равна сумме масс атомных частиц, из которых эта молекула состоит, то

$$M_r = \sum A_r$$

Например, $M_r(A_aB_в) = aA_r(A) + вA_r(B)$.

С древних времён известна реакция меди с кислородом. Она знакома и вам: если оставить на воздухе медный предмет, то со временем он тускнеет. Реакция протекает быстрее, если медь нагреть. Проследим, на что обратили своё внимание химики во времена Р. Бойля.

Если прокалить на воздухе, например 6,4 г порошка меди, то масса полученного чёрного порошка увеличится и станет равной 8,0 г. Если же для этой реакции взять в два раза больше порошка меди – 12,8 г, то масса продукта реакции также увеличится в два раза (16,0 г). В соответствии с АМУ атомы меди в ходе реакции не исчезают, они переходят в состав получаемого сложного вещества. Простое вещество медь соединилось с простым веществом кислородом. В результате реакции образовалось сложное вещество, в состав которого входят атомные частицы кислорода и меди.

Отношение массы исходной массы меди к массе, полученного сложного вещества, равно массовой доле атомов меди в полученном сложном веществе.

Масса меди – это масса части. Масса чёрного порошка – масса целого, в которое входит эта часть. Таким образом, массовая доля меди в сложном веществе будет равна

$$\omega(Cu) = \frac{m(Cu)}{m(CuO)} = \frac{6{,}4\ г}{8{,}0\ г} = \frac{12{,}8\ г}{16{,}0\ г} = 0{,}8 = 80\%.$$

Массовая доля кислорода тогда будет равна

$$\omega(O) = 1 - 0{,}8 = 0{,}2 = 20\%.$$

При решении химических задач часто используется понятие ***массовая доля химического элемента*** (ω) в соединении (отношение суммы масс всех атомов одного элемента (например, *B*) в порции сложного вещества $A_aB_вC_c$ к массе этой порции). Она может быть выражена и в процентах и просто в долях (см. формулу 10):

$$\omega(B) = \frac{в \cdot A_r(B)}{M_r(A_aB_вC_c)} \cdot 100\% \quad \text{или} \quad \omega(B) = \frac{\Sigma\, m(атома\ B)}{m(A_aB_вC_c)} \cdot 100\% \qquad (10)$$

Примеры задач на использование формул (8-10) представлены в разделе «*Изучаем, повторяем, закрепляем*».

***

В начале XIX в. (спустя 150 лет после работ Р.Бойля) английский учёный Дж. Дальтон предложил модель, в соответствии с которой в молекулу сложного вещества, как правило, входит только по одному атому различных химических элементов.

Например, он считал, что в состав молекулы воды входит один атом кислорода и один атом водорода. Учёный заметил, что нет ни одного сложного вещества, в котором массовая доля водорода была бы больше массовой доли других химических элементов. Он объяснил это тем, что атомная масса водорода самая маленькая. Поэтому он предложил массы атомов других химических элементов сравнивать с массой атома водорода и таким путём установил первые значения

относительных атомных масс химических элементов (значения были весьма приблизительны, что связано с несовершенством техники эксперимента того времени и неверной исходной установкой об одинаковом соотношении атомов различных химических элементов в молекуле сложного вещества).

***

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

20. Из предложенного перечня назовите тела и вещества, составляющие их: гвоздь, айсберг, железо, линейка, полиэтилен. Сделайте вывод о том, что такое вещество.

21. Сформулируйте вывод на основе анализа следующих примеров:

Тела	Вещество	Тело	Вещества
Снеговик→ Сосулька→ Айсберг→	→ Вода	Кольцо →	→ Платина → Серебро → Золото

22. Из перечисленных свойств назовите те, которые характерны для меди: газообразное, твердое, жидкое, бесцветное, красного цвета, имеет запах, без запаха, эластичное, хрупкое, плотность больше 1 г/см^3, плотность меньше 1 г/см^3, растворяется в воде, практически не растворяется в воде, проводит электрический ток, не проводит электрический ток.

23. Даны вещества: мел, поваренная соль, сахар, глицерин, питьевая сода, медный купорос, нафталин, медь, алюминий, кислород, сероводород. Сгруппируйте их по следующим сходным при обычных условиях свойствам: а) вещества твердые; б) вещества газообразные; в) вещества жидкие; г) вещества, обладающие запахом; д) вещества, имеющие цвет; е) вещества – проводники электрического тока.

24. Какие вещества входят в состав семян растений (при ответе вспомните материал курса ботаники)?

25. Попробуйте самостоятельно (используя рис. 21) дать определения фазовых переходов.

26. Назовите не менее трех веществ: а) с которыми мы сталкиваемся в повседневной жизни; б) которые входят в состав организма человека. Какие свойства вещества могут представлять опасность для человека?

27. *Заполните сетку знаками химических элементов:

Группы химических элементов	Примеры химических элементов
В названиях отражены важнейшие свойства элементов	
Названы в честь небесных тел или планет Солнечной системы	
Названия заимствованы из мифологии	
Названы в честь различных государств или частей света	
Названы в честь великих учёных	

28. Имеются образцы следующих металлов: *Pb, Cu, Hg, Na, Au, Ag, W.* Определите эти металлы по их физическим характеристикам: а) очень мягкий, режется ножом; б) желтого цвета; в) имеет матовую поверхность,

достаточно легко плавится; г) самый тугоплавкий; д) жидкий при комнатной температуре; е) красного цвета; ж) обладает металлическим блеском и высокой электропроводностью.

29. О какой форме существования химического элемента железа (атомы или атомные частицы в составе сложного или простого вещества) идет речь в предложениях? 1. Гвоздь изготовлен из железа. 2. Железная окалина содержит железо. 3. Порошок железа притягивается магнитом. 4. В крови содержится железо.

30. *Запишите символы элементов, которые можно составить из букв латинского названия (любую букву, входящую в состав латинского названия можно записывать как строчную или прописную и можно использовать сколько угодно раз): а) водорода – *hydrogenium*; б) серебра – *argentum*.

31. *Расскажите историю открытия какого-либо (по выбору) химического элемента и объясните этимологию его названия.

32. Помогите Химоше пройти через «химическое поле». Двигаться можно только по клеткам, в которых записаны символы химических элементов (по диагонали ходить нельзя!). При передвижении называйте названия химических элементов и их произношение.

Начало пути			T	Te	Ы	p	aG	мЫ	фи	Lm	Ит	Ъ
№	N	Bf	Si	Cu	As	Sn	вч	иТ	Ws	Xo	Ть	Ж
Ь	H	Uo	Au	AA	KK	Hg	Яв	дЩ	De	Ma	Xo	Д
Вф	Fe	O	Cl	Sl	A	Ag	Я	шЗ	Sj	Xp	Xэ	Ол
Mn	H	Ui	De	yt	PP	C	P	B	Ba	Sl	Жю	Ап
Mg	Po	V	Cr	S	Xe	Юг	LL	шЩ	Be	Xl	Жд	Ug
nN	Kl	rT	iL	G	J	Ms	Вч	дЬ	Br	Cf	Ba	Fe
G	Lk	gF	oI	L	Pk	Lk	Тв	оТ	F	Jf	ЫУ	Sw
Ms	jE	yU	pK	ko	Eg	S	DD	еП	Ga	Ge	Na	Q
Dc	Le	гP	lG	pk	ed	ю	Ba	фУ	V	Vz	I	Zj
Em	Po	оЛ	aS	qW	R	sS	Fj	вЫ	Sf	Bv	Zn	Hj
Kn	Ол	юД	s	td	sm	Sa	xC	Рп	Hr	Da	He	K
Y	Бд	Юд	q	v	on	lk	cV	vV	*Конечный пункт*			

33. Запишите символы химических элементов, перевод названий которых с греческого языка означает: а) очищающий; б) тяжелый; в) белый; г) разрушающий; д) желто-зеленый; е) безжизненный; ж) инертный; з) фиолетовый; и) кислый.

34. Этот химический элемент входит в состав зубов, ногтей, волос, кожи, костей, печени. Он является макроэлементом (в организме человека его

1,7%). При нехватке этого элемента мы могли бы умереть от кровопотери при небольшой царапине, сосуды были бы постоянно в состоянии спазма, нас мучила бы головная боль. Медики используют соединения элемента для борьбы с аллергией, отёками, воспалениями. Еще не догадались? Тогда возьмите в руки кусочек мела…

35. МАЛЬТОФЕР, АКТИФЕРИН, ФЕРРОГРАДУМЕНТ и ФЕРРОПЛЕКС – это лекарственные препараты, которые применяют при недостатке в организме человека одного из химических элементов. Что это за элемент и какова его биологическая роль?

36. *В организме человека этот элемент участвует в процессах кроветворения и ферментативного окисления, концентрируется в печени. У низших животных его относительное содержание выше, чем у человека. Именно этот химический элемент окрашивает в голубой цвет кровь некоторых улиток, пауков, ракообразных, каракатиц и головоногих моллюсков. В растениях – участвует в процессе фотосинтеза, влияет на усвоение азота. Содержится в минералах малахит и халькопирит. О каком элементе идет речь? Назовите несколько сплавов, в состав которых входит элемент.

37. *Некоторые соединения химического элемента **B** усиливают процессы торможения в центральной нервной системе (используется в медицине в качестве лечебных средств при бессоннице, неврастении, переутомлении). Определите элемент **B**, если он образует ядовитое простое вещество – жидкость бурого (темно-красного) цвета с резким (удушающим) запахом.

38. *В 1669 году гамбургский алхимик Х. Брандт во время поисков философского камня, с помощью которого, как считалось, можно превратить неблагородные металлы в золото, выпаривал мочу в смеси с углем и песком. В результате он выделил белое воскообразное вещество **C**, которое светилось в темноте. Как выяснилось позже, это вещество было образовано атомами неизвестного тогда элемента, который и назвали «светящийся». Философский камень, конечно, Брандт не нашел, но сумел заработать на своем открытии: он показывал желающим за деньги это светящееся вещество **C**. Какой элемент открыл Х. Брандт?

39. *Химический элемент **D** – неметалл, открытый в 1811 году промышленником Б. Куртуа. Существует версия, что Куртуа должен за это открытие быть благодарен кошке, которая, убегая, опрокинула сосуд с серной кислотой на золу морских водорослей. Из образовавшейся смеси неожиданно пошли густые пары фиолетового цвета с резким запахом (название химический элемент получил за цвет паров). Назовите химический элемент. В каком органе у человека содержится основное количество элемента **D**? Какие изменения происходят с организмом человека при нехватке данного элемента и какие лекарственные препараты назначают врачи?

40. Названия некоторых химических элементов входят в состав часто употребляемых словосочетаний. Определите эти элементы и запишите их символы: *... солдатик; ... леди; ... лихорадка; ... век; хозяйка ... горы; … голодание; ... тучи; ... дровосек; ... бомба; ... коктейль; ... долина.*

41. В тривиальных названиях многих веществ и смесей (в том числе лекарств) «спрятаны» названия химических элементов, входящих в их состав. Определите химические элементы по названиям: *иодомарин – …; бромгексин – ...; фосфалюгель – ...; кальций-Д$_3$Никомед – ...; силикон – …; хлороформ – ...; нитроэмаль – ...; дюраль – ...; хлорка – ...; марганцовка – ...; силикагель – ...; нитроглицерин – ...; фторопласт – ...; боразон – …; силумин – … .*

42. Что означают следующие записи: $2CO_2$, $4CuSO_4$, $2H_2O$, $2H_2$, $5FeS$? Используя данные диаграммы (см. рис. 22), определите химическую формулу вещества, являющегося самым распространенным в земной коре.

43. Напишите химические формулы сложных веществ, если известно, что в их состав входят: а) атомная частица железа и три атомных частицы хлора; б) две атомные частицы алюминия и три атомные частицы кислорода; в) атомная частица кальция, атомная частица углерода и три атомных частицы кислорода. Прочитайте составленные формулы веществ.

44. *Найдите в дополнительных источниках информации формулы веществ, которые используют при приготовлении пищи. Опишите вещества по формулам.

45. Выберите из перечисленных веществ H_2SO_4, S_8, HCl, Fe, HNO_3, Sn, $BaCl_2$, C, NH_3, Al_2S_3, CO, Ar, CaC_2, Li, CO_2, P_4, I_2, CCl_4, $Mg_3(PO_4)_2$, $AlBr_3$, F_2, CH_4, KOH: а) атомные простые вещества, б) молекулярные простые вещества, в) двухэлементные сложные вещества, г) трехэлементные сложные вещества.

46. *При определённых условиях одни простые вещества превращаются в другие. Так, например, алмаз можно превратить в графит. Уточните условия данного перехода. Можно ли получить алмазы в искусственных условиях?

47. Лёд, имея плотность меньше, чем у жидкой воды, плавает на поверхности. Можно ли подобную систему «вода-лёд» назвать смесью? Ответ поясните.

48. Вместо точек вставьте необходимые понятия (*атомные частицы химического элемента, простое вещество, сложное вещество, смесь*): а) при растворении соли в воде образуется ...; б) при нагревании ... оксида ртути образуются два ... : ртуть и кислород; в) растворенным в воде ... кислородом дышат рыбы; г) оксид ртути состоит из ... : ртути и кислорода; д)... алюминий – хороший проводник электрического тока; е) ... сера при нагревании с ... железом образует ... сульфид железа; ж) ... водород значительно легче ... газов – воздуха; з) проволока сделана из ... меди.

49. *Используя различные источники информации, найдите (и запишите) 6 предложений, в трёх из которых речь идёт о меди – элементе, в трёх – о меди простом веществе.

50. «Крестики-нолики». Найдите правильный вариант ответа (по вертикали, горизонтали или диагонали), используя знания о чистых веществах и смесях.

а)

Сера	Сахар	Кофе
Золото	Поливитамины	Железо
Спирт	Песок	Бензин

б)

Гранит	Железо	Фосфор
Медь	Сульфид железа	Песок
Морская вода	Сера	Пыль

51. Укажите примеры чистых веществ, однородных смесей и неоднородных смесей: краска, молоко, сметана, цемент, гранит, углекислый газ, воздух, алюминий, лимонад, сахар, морская вода, кровь, нефть, руда, сок, чипсы, стекло.

52. Назовите способы разделения смесей: а) две жидкости с разными температурами кипения, растворимые друг в друге; б) две жидкости с различной плотностью, малорастворимые друг в друге; в) жидкость и взвешенное в ней вещество; г) два нерастворимых в воде вещества с разной плотностью; д) жидкость и нерастворимое в ней твердое вещество; е) жидкость и растворимое в ней твердое вещество; ж) два нерастворимых в воде вещества, одно из них способно к намагничиванию. Укажите способы разделения следующих веществ: а) вода и сахар; б) медные и железные опилки; в) подсолнечное масло и вода; г) вода и уксусная кислота; д) вода и глина; е) порошок мела и поваренная соль; ж) речной и сахарный песок; з) спирт и вода. Какие из приведенных здесь способов разделения смесей не срабатывают на борту космической станции и почему?

53. *Нефть («черное золото») не имеет постоянной температуры кипения. Образцы нефти, добытой из разных месторождений, имеют разные интервалы температур кипения. Узнайте о составе нефти и подготовьте небольшое сообщение об использовании перегонки как способа разделения жидких смесей (на примере перегонки сырой нефти). Почему интервал температур кипения нефти столь велик и составляет от 40 до 450^0С?

54. *Как в походных условиях очистить и обеззаразить речную воду и сделать её пригодной для питья и приготовления пищи?

55. *Предложите выход из безвыходной ситуации, практически реализуемый в домашних условиях. На продовольственном рынке вы купили сахарный песок, в который оказалась подмешана манная крупа. Больше купить сахар негде… Опишите ваши действия. Приведите

схематическое изображение с пояснительными надписями используемой «установки» для очистки сахара.

56. Почему работники элеваторов (зернохранилищ) при просеивании и сортировке зерна надевают специальную маску?

57. Какой способ очистки чайной заварки от чаинок вы используете, когда наливаете её из чайника через ситечко?

58. Укажите предложения, в которых речь идет о физических явлениях и о химических явлениях. 1. При добавлении к раствору уксусной кислоты небольшого количества соды наблюдается выделение газа, а сода растворяется. 2. При добавлении к раствору питьевой соды бесцветного раствора другого вещества наблюдается изменение цвета: раствор становится малиновым. 3. При растворении темно-фиолетовых кристаллов перманганата калия в воде раствор становится фиолетовым. 4. При скисании молока образуется простокваша. 5. При сжигании желтой серы образуется газ с резким запахом. 6. При стоянии стакана с водой в морозильной камере образуется лед. 7. При внесении в пламя спиртовки медной пластинки красного цвета образуется черный налет. 8. При растворении сахара в воде раствор приобретает сладкий вкус. 9. При пропускании паров воды над раскаленным железом наблюдается образование водорода и кислорода. 10. При нагревании воды происходит выделение пузырьков газа и образуется пар. 11. В воде растворяются многие вещества, например, сахар, глицерин и др. Сахар из раствора можно выделить выпариванием, а глицерин – перегонкой. 12. Если в пробирку с водой бросить кусочек металла натрия, то наблюдается выделение газа, а натрий исчезает (пробирка при этом нагревается). 13. Горение дров в камине. 14. Приклеивание магнита к дверце холодильника. 15. Скисание красного вина. 16. Коррозия водопроводных труб. 17. Пригорание масла во время приготовления пищи. 18. Гниение пищевых остатков. 19. Расщепление пищи под действием желудочного сока. 20. Нагревание сковородки на электрической плите. 21. Брожение пива. 22. Северное сияние. 23. Сдувание воздушного шарика. 24. Приготовление мяса в духовке. 25. Чтение книги.

59. *Приведите примеры веществ и химических превращений, которые используются в быту, машиностроении, медицине, кулинарии, строительстве, сельском хозяйстве. Представьте собранный материал в виде схемы или таблицы.

60. При нагревании сливочного масла на сковороде происходит сначала плавление, а при более высокой температуре потемнение и даже сгорание масла. К каким явлениям следует отнести наблюдаемые изменения?

61. *Составьте рассказ о поездке на природу. С какими веществами и химическими превращениями вы столкнулись во время активного отдыха.

62. Какие физические и химические явления происходят при работе автомобильного двигателя?

63. Пользуясь ПСХЭ Д.И. Менделеева, рассчитайте относительные молекулярные массы (округленные значения) веществ с формулами: а) P_4, CO_2, $CaCl_2$, HNO_3; б) N_2, C_2H_4, HBr, $CuSO_4$; в) O_2, $SiCl_4$, Na_2S, K_2CO_3; г) $Ca(OH)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$, KOH, $MgCl_2$; д) $CaCO_3$, $Al(OH)_3$, $K_3[Fe(CN)_6]$.

Дано:
а) $A_r(P) = 31$
$A_r(C) = 12$
$A_r(O) = 16$
$A_r(Ca) = 40$
$A_r(Cl) = 35,5$
$A_r(H) = 1$
$A_r(N) = 14$

$M_r(P_4)$ – ?
$M_r(CO_2)$ – ?
$M_r(CaCl_2)$ – ?
$M_r(HNO_3)$ – ?

Решение:
Относительная молекулярная масса вещества складывается из относительных атомных масс отдельных химических элементов, входящих в состав молекулы, с учетом индексов (количества атомов или атомных частиц):

$$M_r(A_xB_y) = x \cdot A_r(A) + y \cdot A_r(B)$$

$M_r(P_4) = 4 \cdot A_r(P) = 4 \cdot 31 = 124$
$M_r(CO_2) = 1 \cdot A_r(C) + 2 \cdot A_r(O) = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 44$
$M_r(CaCl_2) = 1 \cdot A_r(Ca) + 2 \cdot A_r(Cl) = 1 \cdot 40 + 2 \cdot 35,5 = =111$
$M_r(HNO_3) = 1 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(N) + 3\ A_r(O) = 1 \cdot 1 + +1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 63$

Ответ: $M_r(P_4) = 124$; $M_r(CO_2) = 44$; $M_r(CaCl_2) = 111$; $M_r(HNO_3) = 63$

64. Определите относительную атомную массу кислорода, если известно, что масса его атома равна $2,66 \cdot 10^{-26}$ кг, а масса атома углерода - $2,00 \cdot 10^{-26}$ кг.

65. Рассчитайте абсолютную массу атомов и молекул: а) Ag, б) Au, в) O, г) S, д) I, е) Mg, ж) He з) Cu; и) H_2O, к) C_2H_5OH, л) HNO_3, м) HCl, н) $HBrO_4$, о) CO_2, п) H_2SO_4, р) H_2O_2.

Дано:
а) $A_r(Ag) = 108$
и) $M_r(H_2O) = 18$
$m(а.е.м.) = 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг

$m(Ag)$ – ?
$m(H_2O)$ – ?

Решение:

$$m(атома) = A_r(атома) \cdot m(а.е.м.)$$

Тогда $m(Ag) = A_r(Ag) \cdot m(а.е.м.) = 108 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг $= 179,3 \cdot 10^{-27}$ кг.

$$m(молекулы) = M_r(молекулы) \cdot m(а.е.м.)$$

Тогда $m(H_2O) = M_r(H_2O) \cdot m(а.е.м.) = 18 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг $= 29,9 \cdot 10^{-27}$ кг

Ответ: $m(Ag) = 179,3 \cdot 10^{-27}$ кг; $m(H_2O) = 29,9 \cdot 10^{-27}$ кг.

66. *Каковы абсолютные массы одной молекулы аммиака NH_3, серной кислоты H_2SO_4, белого фосфора P_4? Все перечисленные вещества очень токсичны и при попадании с воздухом в дыхательные пути вызывают сильнейшие отравления. Определить число молекул каждого вещества в

1 м^3 воздуха при содержании этих веществ, признанном неопасным, а именно: NH_3 – 0,2 мг, HCl – 0,05 мг, H_2SO_4 – 0,3 мг, P_4 – 0,1 мг.

67. Во сколько раз масса атома серы больше массы атома кислорода?

68. Не прибегая к расчетам, укажите, какая из молекул будет самой тяжелой: а) O_2, N_2 или NO; б) ClO_2, NO_2 или SO_2.

69. Вычислите относительную молекулярную массу, массовые отношения элементов и их массовые доли (в %) для следующих соединений: а) Cu_2O; б) SO_3; в) CaO; г) NO_2; д) $Ca(OH)_2$; е) Na_2S; ж) $Cu(NO_3)_2$; з) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$; и) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

70. Вычислите, где больше массовая доля серы: в сероводороде H_2S или сернистом газе SO_2 .

Дано:
1) H_2S
2) SO_2
$M_r(H_2S) = 34$
$M_r(SO_2) = 64$

$\omega_1(S)$ – ?
$\omega_2(S)$ – ?

Решение:

Массовую долю серы в соединениях можно рассчитать по формуле:

$$\omega(\text{х.э.}) = \frac{n \cdot A_r(\text{х.э.})}{M_r(\text{в-ва})} \cdot 100\%$$

В нашем случае:

$$\omega_1(S) = \frac{A_r(S)}{M_r(H_2S)} \cdot 100\% = \frac{32}{34} \cdot 100\% = 94\%$$

$$\omega_2(S) = \frac{A_r(S)}{M_r(SO_2)} \cdot 100\% = \frac{32}{64} \cdot 100\% = 50\%$$

Ответ: массовая доля серы в сероводороде ($\omega_1(S)$ =94%) больше, чем в сернистом газе ($\omega_2(S)$ =50%).

71. Вычислите, где больше массовая доля (в %) углерода: в угарном газе CO или углекислом газе CO_2 .

72. Вычислите, где больше массовая доля (в %) водорода: в метане CH_4 или сероводороде H_2S.

73. Молекула хлорофилла содержит один атом магния, а содержание этого элемента в веществе составляет 2,65%. Найдите молекулярную массу хлорофилла.

74. * Вычислите массовую долю (в %) кристаллизационной воды в железном купоросе $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ и медном купоросе $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

75. * Определите массовую долю марганца в смеси оксида марганца(III) Mn_2O_3 и оксида марганца(IV) MnO_2 массой 500 г. Массовая доля в смеси Mn_2O_3 составляет 60%, MnO_2 – 40%.

****

********** *«Готовимся к экзамену по химии»* *****
Тест №4

часть I

1. Физическим свойством не является:
1) температура плавления; 2) плотность; 3) запах; 4) отношение вещества к воде.
2. Химическим свойством не является:
1) отношение к кислотам; 2) отношение к оксидам; 3) теплопроводность; 4) отношение к нагреванию.
3. Фазовым переходом не является:
1) плавление; 2) конденсация; 3) возгонка; 4) перегонка.
4. Из молекул не состоит:
1) кислород; 2) углекислый газ; 3) азот; 4) аргон.
5. Соотнесите термины с определениями:

ХИМИЧЕСКИЕ ТЕРМИНЫ	ОПРЕДЕЛЕНИЯ
А) атом	1) наименьшая электронейтральная частица вещества, химически делимая
Б) молекула	2) наименьшая электронейтральная частица вещества, химически неделимая
	3) наибольшая электронейтральная частица вещества, физически неделимая
	4) частица вещества, химически неделимая, а физически делимая

6. Издревле человеку не было известно химического элемента:
1) железо; 2) золото; 3) алюминий; 4) ртуть.
7. К началу XIX века было известно … химических элементов:
1) 9; 2) 16; 3) 31; 4) 63.
8. В современной периодической системе можно обнаружить … элементов-неметаллов:
1) 9; 2) 16; 3) 22; 4) 92.
9. Самый распространенный в земной коре (по массе) элемент:
1) алюминий; 2) железо; 3) кислород; 4) кремний.
10. Стандартная температура – это:
1) 0^0C; 2) 298 К; 3) 273 К; 4) 50^0F.

часть II

1. Соотнесите химический элемент и его происхождение:

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА	ПРОИСХОЖДЕНИЕ (ОТ ГРЕЧЕСКОГО СЛОВА)
А) азот	1) кислый
Б) водород	2) белый
В) кислород	3) разрушающий
Г) серебро	4) безжизненный
	5) вода
	6) тяжелый

2. Выберите из перечня формул простое вещество:
1) H_2O_2; 2) H_2; 3) H_2SO_4; 4) H_2S.
3. Аллотропными формами одного и того же элемента являются:
1) кислород и озон; 2) кварц и кремень; 3) вода и лед; 4) сталь и чугун.

4. К аллотропным модификациям относятся все вещества ряда:
1) графит, алмаз, карбид алюминия; 2) моноклинная сера, пластическая сера, сероводород; 3) кислород, озон, пероксид водорода; 4) красный фосфор, белый фосфор, черный фосфор.
5. Смесью не является:
1) кислород; 2) молоко; 3) воздух; 4) водопроводная вода.
6. Соотнесите механическую смесь и способ ее разделения на составные компоненты:

СМЕСЬ	СПОСОБ РАЗДЕЛЕНИЯ
А) смесь воды и этилового спирта	1) растворение, фильтрование, выпаривание
Б) смесь железа и серы	2) действие магнитом
В) смесь речного песка и поваренной соли	3) кристаллизация
Г) смесь бензина и воды	4) перегонка
	5) возгонка
	6) отстаивание с последующим разделением делительной воронкой

7. Химическим явлением не является:
1) горение пороха; 2) гниение; 3) засахаривание варенья; 4) брожение.
8. Относительная молекулярная масса воды равна:
1) 2; 2) 18; 3) 16; 4) 20.
9. В каком из приведенных соединений массовая доля кислорода наибольшая?
1) P_2O_3; 2) N_2O_3; 3) Al_2O_3; 4) Fe_2O_3.
10. К веществам относятся все признаки, перечисленные в ряду:
1) хрупкий, овальный, нерастворимый, электропроводный;
2) зелёный, выпуклый, лёгкий, газообразный;
3) твердый, тяжелый, бесцветный, кристаллический;
4) круглый, стеклянный, растворимый, едкий.

****

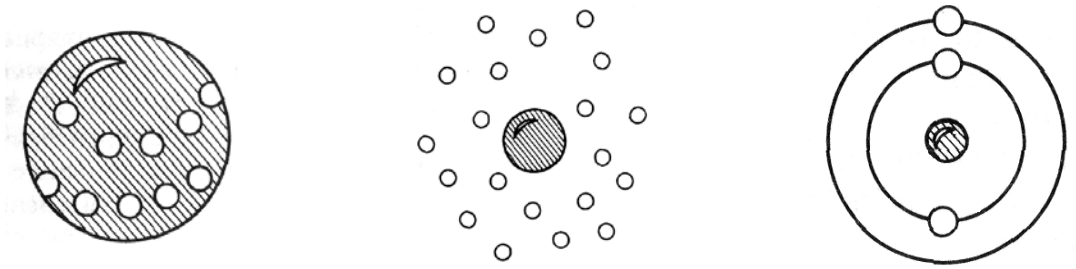
ТЕМА 2. СОСТАВ, СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА АТОМА

§ 5 СОСТАВ И СТРОЕНИЕ АТОМА. ИЗОТОПЫ

Говорить о строении таких маленьких, невидимых даже в микроскоп частицах, как атомы, можно только используя некие модели – схемы, отражающие или объясняющие свойства мельчайших частиц вещества. Поэтому-то данный раздел и начинается с описания серии моделей, которые были разработаны выдающимися учеными.

МОДЕЛИ АТОМА

Описание некоторых из моделей строения атома приведены в табл. 19 (см. также рис. 26).



а *б* *в*

Рис.26. Первые модели строения атома:
а – модель «сливового пудинга» (Дж. Томсон, 1903 г.);
б – ядерная модель атома (Э. Резерфорд, 1911 г.);
в – «планетарная модель» атома (Н. Бор, 1913 г.).

Таблица 19

Некоторые этапы развития представлений о строении атома

Год	Автор	Суть работы
1887	**П.Н. Лебедев**	Считал, что «*…каждый атом представляет собой Солнечную систему, то есть состоит из различных атомопланет, вращающихся с разными скоростями вокруг центральной планеты… Периоды движения весьма кратковременны (по нашим понятиям)…*». Доказательств планетарной модели атома представлено не было и работа П.Н. Лебедева осталась неизвестной
1903	**Дж. Томсон**	Установил, что масса электрона очень мала по сравнению с массой атома. Томсон разработал модель атома «пудинг с изюмом», которая представляет атом как одно большое облако положительного заряда (пудинг) с вкраплениями – очень маленькими отрицательно заряженными частичками (электроны – изюм) – см. рис. 26, а
1907	**Э. Резерфорд**	Резерфорд бомбардировал альфа-частицами тонкую золотую фольгу в специальной установке и наблюдал их отклонение. Объяснил свое открытие, построив модель атома, не связанную с едой. Он предположил, что положительный заряд сконцентрирован в ядре атома, а отрицательно заряженные электроны плавают вокруг него. Согласно ядерной модели, большую часть атома составляет пустое пространство (см. рис. 26, б)

***

Радиус атома порядка 10^{-8} см, а его ядра – около 10^{-12}-10^{-13} см. Если применить образное сравнение, то весь объем атома можно уподобить стадиону в Лужниках, а ядро – футбольному мячу, положенному в центре поля.

***

Если заполнить 1 см^3 ядрами атомов,
то их масса составит около 116 млн тонн!

***

В 1932 г. Иваненко Д.Д. впервые выдвинул гипотезу о том, что ядро атома состоит из протонов и нейтронов. Протонно-нейтронная модель ядра атома принята и сейчас. *******

Окончание табл. 19

1913	**Н. Бор**	Обосновал планетарную модель атома Э. Резерфорда. Постулаты Бора: 1) электрон движется вокруг ядра по строго определенным (стационарным) орбитам и при движении по ним не излучает и не поглощает энергию[15]; 2) энергия излучается и поглощается при переходе электрона с орбиты на орбиту (см. рис. 26, в)
1924	**Л. де Бройль**	Описал двойственную природу (дуализм) электрона: электрон – волна и частица одновременно. Электрон-волна «размазан» в пространстве, представляет собой как бы «облако».

Согласно современным представлениям, состояние электрона в атоме описывается набором ***квантовых чисел*** (подробно квантовые числа будут изучены в курсе химии 11 класса; состав атома – см. рис. 27).

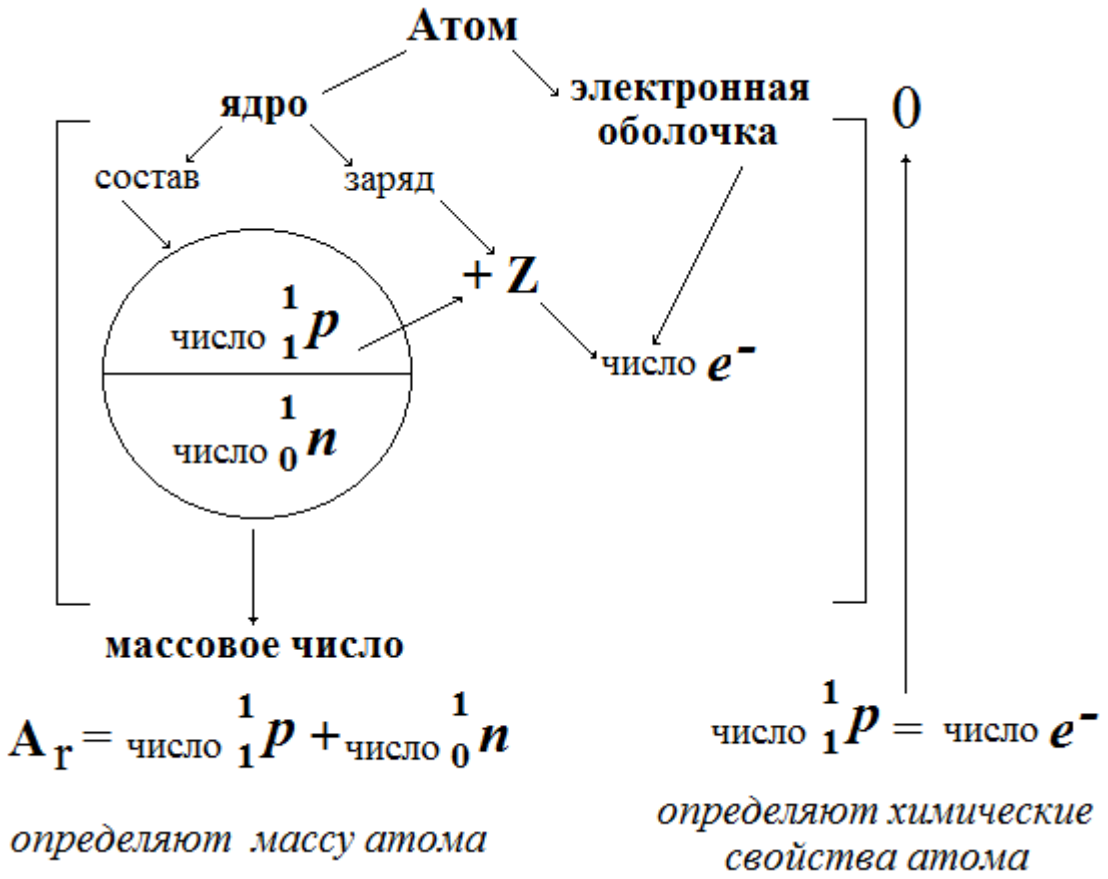


Рис. 27. Состав атома

[15] ***Энергия***, Е – общая количественная мера движения и взаимодействия всех видов материи. Кинетическая энергия – это энергия движения, потенциальная энергия – это сохраняемая энергия, которая способна проявиться при определенных условиях (подробнее см. курс физики). Единицы – джоуль (Дж), килоджоуль (кДж), электронвольт (эВ).

протоны (p^+)	***нейтроны*** (n^0)	***электроны*** (e^-)
$m_p \approx 1$ а.е.м.= $1{,}673 \cdot 10^{-24}$ г $Z(p^+) = +1$	$m_n \approx 1$ а.е.м. = $1{,}675 \cdot 10^{-24}$ г $Z(n^0) = 0$	$m_e \approx 0$ а.е.м. = $9{,}109 \cdot 10^{-28}$ г $Z(e^-) = -1$

Заряд ядра атома определяется числом протонов.

$$Z=N(p+)$$

Число протонов в атоме строго определено и равно атомному номеру (А№) химического элемента. Для нейтрально заряженного атома число протонов всегда равно числу электронов.

$$N(p+)=N(e-)$$

Число нейтронов ($N(n^0)$) может быть различным и определяется по разности относительной атомной массы (A_r, округленной до целого числа) и атомного номера химического элемента:

$$N(n^0)=A_r - A№$$

***

Швейцарские учёные Г. Бинниг и Г. Рорер создали микроскоп, который позволил увидеть реальные атомы и молекулы. За это открытие они получили в 1986 году Нобелевскую премию. Такой микроскоп назвали сканирующий, так как в нём в роли сканера выступает очень тонкая игла-щуп, которую ведут у самой поверхности исследуемого вещества.

Неровности поверхности, создаваемыми атомами (выпуклости и впадины), как бы прощупываются электрическим током, возникающим между иглой и частицами, которые образуют исследуемую поверхность. В результате с помощью мощного компьютера полученное изображение поверхности, построенное из отдельных атомов, возникает на мониторе (увеличить объекты материального мира можно в 100 млн раз!).

***

ИЗОТОПЫ

Изотопы («изос» – равный, «топос» – место: занимают одно место (клетку) в ПСХЭ) – это разновидности атомов одного химического элемента, имеющие одинаковое число протонов и различное число нейтронов (а значит и различную массу атома).

Известно около 280 стабильных и более 2000 радиоактивных изотопов. Замечено, что ядра, содержащие следующее число протонов и нейтронов:

$N(n^0)$	2	8	20	28	50	82	126	152
$N(p^+)$	2	8	20	28	50	82		

выделяются среди других ядер своей повышенной устойчивостью, большей распространенностью в природе. Эти числа были названы ***магическими***. К дважды магическим относят ядра $^{4}_{2}He$ ($2p^+$, $2n^0$); $^{16}_{8}O$ ($8p^+$,

$8n^0$); $^{28}_{14}Si$ ($14p^+$, $14n^0$); $^{40}_{20}Ca$ ($20p^+$, $20n^0$); $^{208}_{82}Pb$ ($82p^+$, $126n^0$). Элементы с магическими ядрами примерно в 10 раз более распространены в космосе, чем соседние с ними элементы.

Нейтроны выполняют стабилизирующую функцию в ядре (см. рис. 28).

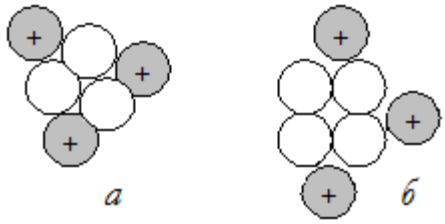


Рис. 28. Модель стабилизации ядер лития $^{6}_{3}Li$ (а) и $^{7}_{3}Li$ (б) нейтронами (нейтроны выполняют функцию «телохранителя», который не позволяет положительным ядрам атома взаимодействовать друг с другом)

Химические свойства изотопов практически одинаковы.

Химический элемент – это совокупность изотопов.

Величина относительной атомной массы, указанная в ПСХЭ, является дробной величиной именно из-за того, что она выражает среднюю относительную атомную массу всех изотопов химического элемента. Для расчета средней относительной атомной массы данного химического элемента используют формулу:

$$A_r(\text{х.э.}) = \frac{\chi_1 \cdot A_1 + \chi_2 \cdot A_2 + \chi_3 \cdot A_3 + \ldots \chi_n \cdot A_n}{100} \qquad (11)$$

где χ_1, χ_2, $\chi_3 \ldots \chi_n$ – мольная доля различных изотопов (χ, %) с атомными массами A_1, A_2, A_3 … A_n соответственно (о понятии «мольная доля» см. тема 3 данного пособия).

***

Литературный критик В. Огнев в статье, опубликованной в №10 журнала «Юность» за 1976 г., привел фразу из дневника поэта И. Сельвинского: «Ртуть стоит в таблице элементов рядом с золотом, ей не хватает всего двух нейтронов, чтобы стать золотом». Проанализируйте научную достоверность этой фразы.

***

***

Энергию, которая выделяется при расщеплении некоторых изотопов, используют для производства электричества на атомных электростанциях.

Самопроизвольное превращение неустойчивого изотопа одного химического элемента в изотоп другого элемента сопровождается испусканием элементарных частиц, или ядер, и называется ***радиоактивностью****. Например, иод-131, применяемый для диагностики и лечения рака щитовидной железы, испускает бета-частицу (электрон), превращаясь в атом ксенона:* $^{131}_{53}I \rightarrow ^{131}_{54}Xe + ^{0}_{-1}e$. *Железо-59 используют для измерения скорости тока крови и изучения заболеваний крови, а изотоп барий-137 – для*

диагностики заболеваний пищеварительной системы.

Надо отметить, что изотопы находят широкое применение не только в медицине, но и в биологии, географии, технике и археологии.

***

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

76. *Почему изотопы калия одинаковы между собой по свойствам, тогда как свойства изотопов водорода различны?

77. *Используя сеть Интернет, подготовьте сообщение о достижениях нанотехнологии и её роли в жизни общества.

78. *Объясните, почему планетарную модель Э. Резерфорда называют нуклеарной. Почему протоны и нейтроны вместе называют нуклонами? Для подготовки ответа используйте этимологический словарь.

79. Определите число протонов, электронов и нейтронов для следующих ядер изотопов: а) ^{35}Cl; б) ^{62}Ni; в) ^{26}Al; г) ^{18}O; д) ^{13}N; е) ^{19}F; ж) ^{54}Fe; з) ^{2}H; и) ^{235}U; к) ^{33}Cl; л) ^{14}N; м) ^{6}Li; н) ^{4}He; о) ^{35}S.

Дано:
а) ^{35}Cl
б) ^{62}Ni
в) ^{26}Al
А№ (*Cl*) = 17
А№ (*Ni*) = 28
А№ (*Al*) = 13

N (p^+) – ?
N (e^-) – ?
N (n^0) – ?

Решение:

Так как протоны (p^+) и нейтроны (n^0) входят в состав ядра, а электроны (e^-) в состав электронной оболочки, то изобразить ответ можно следующим образом:

$$^{A}_{A№}Э \quad \underbrace{(N\,(p^+);\ N\,(n^0))}_{\text{ядро}}\ \underbrace{N\,(e^-)}_{\text{электронная оболочка}}$$

Напомним, что число протонов и электронов определяется атомным номером химического элемента (см. ПСХЭ), а число нейтронов – по разности атомной массы и атомного номера.

Ответ:
а) $^{35}_{17}Cl$ ($17p^+$; $18n^0$) $17e^-$; б) $^{62}_{28}Ni$ ($28p^+$; $34n^0$) $28e^-$; в) $^{26}_{13}Al$ ($13p^+$; $13n^0$) $13e^-$.

80. В каком атоме число протонов, электронов и нейтронов одинаково и равно: а) 20; б) 12; в) 6; г) 14; д) 7?

81. *Бор состоит из 2 изотопов ^{10}B и ^{11}B. Средняя относительная атомная масса бора 10,811. Вычислите мольную долю каждого изотопа.

Дано:	*Решение:*
$A(^{10}B) = 10$ $A(^{11}B) = 11$ $A_r(B) = 10{,}811$	Для решения используем формулу: $A_r(x.э.) = \frac{A_1 \cdot \chi_1 + A_2 \cdot \chi_2 + \ldots}{100}$
$\chi(^{10}B)$ – ? $\chi(^{11}B)$ – ?	В нашем случае она примет вид: $A_r(B) = \frac{A(^{10}B) \cdot \chi(^{10}B) + A(^{11}B) \cdot \chi(^{11}B)}{100}$ $10{,}811 = \frac{10 \cdot \chi(^{10}B) + 11 \cdot \chi(^{11}B)}{100}$

Так как $\chi(^{10}B) + \chi(^{11}B) = 100\%$, обозначим $\chi(^{10}B)$ за x; тогда $\chi(^{11}B) = 100 - x$. Выражение примет следующий вид:

$$10{,}811 = \frac{10 \cdot x + 11 \cdot (100 - x)}{100}$$

Решая данное уравнение, находим x, который равен 18,9%; тогда $100 - x = 81{,}1\%$.

Ответ: $\chi(^{10}B) = 18{,}9\%$; $\chi(^{11}B) = 81{,}1\%$.

82. *Рассчитайте[16] мольную доли изотопов ^{79}Br и ^{81}Br, если известно, что относительная атомная масса брома составляет 79,916.

83. *Медь состоит из двух изотопов с массовыми числами 63 и 65, а ее относительная атомная масса составляет 63,546. Вычислите мольные доли изотопов в составе природной смеси.

84. *Используя различные источники информации (научно-популярная литература, энциклопедии и сеть Интернет), подготовьте сообщение о применении изотопов в: а) медицине; б) биологии; в) географии; г) химии; д) технике; е) археологии. Можно работать в парах или малых группах (до 4 человек), распределив между собой обязанности.

85. *Подготовьте сообщение по основным видам радиоактивного распада.

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №5

1. Соотнесите фамилию ученого и основное содержание его исследования, посвященного строению атома:

ИССЛЕДОВАТЕЛЬ	СУТЬ РАБОТЫ
А) Н. Бор	1) описал двойственную природу (дуализм) электрона
Б) Дж. Томсон	2) установил, что масса электрона очень мала, разработал модель атома «пудинг с изюмом»
В) Э. Резерфорд	3) показал, что положительные заряды ядер атомов численно равны атомным номерам
Г) Л. де Бройль	4) разработал метод определения электроотрицательности
	5) разработал ядерную модель атома
	6) разработал планетарную модель атома

[16] К решению задач с №№**82-83** следует приступать после изучения темы «Количество вещества. Молярная масса. Молярный объем. Закон Авогадро».

2. Число протонов в атоме ^{40}Ca равно:
1) 40; 2) 20; 3) 19; 4) 4.
3. Число электронов в атоме равно:
1) числу нейтронов; 2) числу протонов; 3) номеру периода; 4) номеру группы.
4. 20 нейтронов содержит атом:
1) ^{39}K; 2) ^{42}Ca; 3) ^{20}Ne; 4) ^{10}B.
5. Число нейтронов в ядре атома ^{31}P равно:
1) 5; 2) 15; 3) 16; 4) 31.
6. Одинаковое число электронов имеют частицы:
1) Cl и Cl^-; 2) Cl^- и K; 3) K и K^+; 4) K^+ и Ar.
7. Число электронов в атоме аргона равно числу электронов в ионе:
1) S^{2-}; 2) Al^{3+}; 3) Na^+; 4) F^-.
8. 16 электронов содержит частица:
1) Cl^-; 2) S^{2-}; 3) O; 4) S.
9. Ядро атома криптона-80 содержит:
1) 80 p^+ и 36 n^0; 2) 36 p^+ и 44 e^-; 3) 36 p^+ и 80 n^0; 4) 36 p^+ и 44 n^0.
10. Выберите определение понятия «изотоп»:
1) совокупность атомов, ядра которых имеют одинаковые массовые числа и разные заряды ядра; 2) совокупность атомов, ядра которых имеют различные массовые числа и одинаковые заряды ядра; 3) совокупность атомов, ядра которых имеют одинаковые массовые числа и одинаковые разности массовых чисел и зарядов ядра; 4) совокупность атомов, ядра которых имеют различные массовые числа и одинаковые разности массового числа и заряда ядра.

****

§ 6 СОСТОЯНИЕ ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ

Принцип неопределенности Гейзенберга: невозможно одновременно определить положение электрона и его энергию. Чем точнее определена энергия, тем неопределеннее будет его положение, и наоборот. Вероятность, с которой можно обнаружить электрон в какой-либо точке, называют ***электронной плотностью***.

В. Гейзенберг

Рис. 29. Модель электронного облака

В качестве модели состояния электрона в атоме принято представление об электронном облаке. Допустим, что в какой-то момент времени удалось сфотографировать положение электрона в пространстве вокруг ядра. На фотографии это отразится в виде точки. Если повторить такое определение через малые промежутки времени многократно, то фотографии отразят электрон все в новых положениях. При наложении этих фотографий образуется картина (см. рис. 29), напоминающая облако.

Облако окажется наиболее плотным там, где наиболее вероятно нахождение электрона. Область, в пределах которой вероятность нахождения электрона велика (> 90%), называют ***электронным облаком***.

Область пространства вокруг ядра, в пределах которой наиболее вероятно нахождение электрона, называют ***атомной орбиталью***.

Виды атомных орбиталей: s, p, d, f, g и т.д. Число орбиталей строго определено: s-орбиталь одна (1), p-орбиталей три (3), d-орбиталей пять (5), f-орбиталей семь (7), g-орбиталей девять (9) и т.п. Форма различных атомных орбиталей приведена на рис. 30.

По характеру ориентации в пространстве p-орбитали обозначают p_x, p_y, p_z (то есть они направлены вдоль соответствующих осей x, y и z). d-Орбитали, ориентированные своими лопастями по осям координат, обозначают $d_{x^2-y^2}$ и d_{z^2}, а d-орбитали, ориентированные лопастями между осями координат, обозначают d_{xy}, d_{xz} и d_{yz} (см. рис. 30). Модели f-орбиталей состоят уже из трех гантелеобразных орбиталей и имеют еще более сложное строение.

Группу орбиталей, для которых значения энергии оказываются близкими, относят к одному ***энергетическому уровню*** (ЭУ) или ***электронному слою***.

Число ЭУ (n) = номеру периода в ПСХЭ

В энергетическом уровне выделяют энергетические ***подуровни***. Причем,

число энергетических подуровней = номеру ЭУ

Так,
первый энергетический уровень имеет 1s подуровень; □

второй энергетический уровень имеет 2 подуровня 2s и 2p;

□ □□□

третий энергетический уровень имеет 3 подуровня 3s, 3p и 3d;

□ □□□ □□□□□

четвертый энергетический уровень имеет 4 подуровня 4s, 4p, 4d и 4f и т.д.

На одной орбитали может находиться не более двух электронов, «вращающихся» во взаимно противоположных направлениях (***принцип Паули***)

Если на орбитали располагаются два электрона, то их называют ***спаренными***.

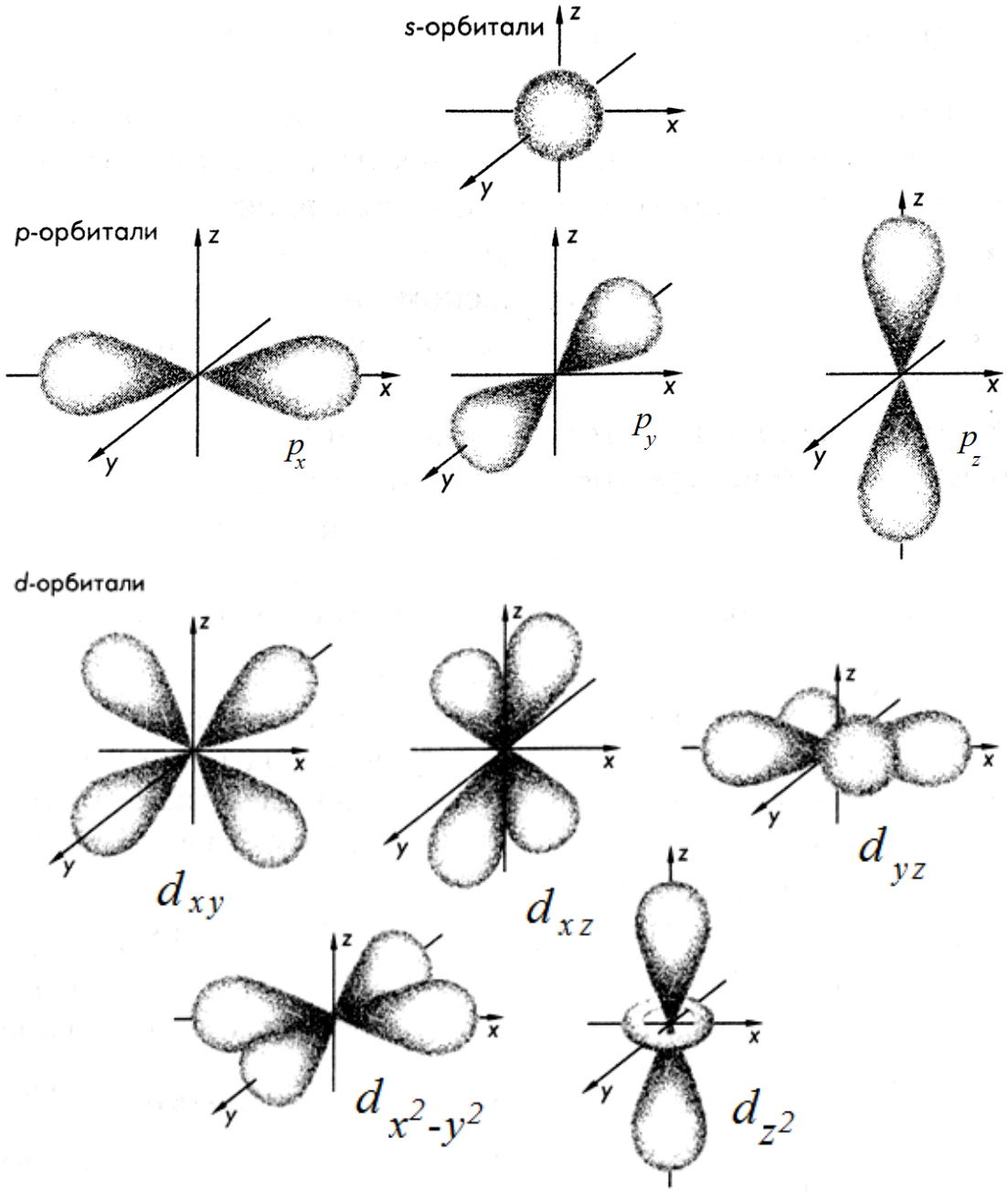


Рис. 30. Формы электронных орбиталей (модели)

***

Диаметр 2s-орбитали больше, чем у 1s. В больших атомах 1s-орбиталь находится внутри 2s, точно так же, как 2p-орбиталь находится внутри 3p.

***

Условно можно считать, что ***спин*** – характер движения электрона вокруг собственной оси (см. рис. 31). Его показывают стрелочкой «↑» или «↓». Спаривание двух электронов ↑↓ приводит к их взаимодействию и усилению связи с ядром.

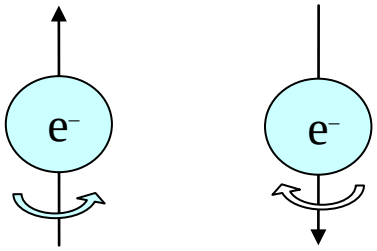


Рис. 31. Модель вращения электрона вокруг своей оси

Количество электронов, которые могут располагаться на энергетическом уровне, определяется по формуле.

Максимальное число электронов на ЭУ = $2n^2$

Таким образом, на первом энергетическом уровне максимально может расположиться $2 \cdot 1^2 = 2e^-$;

↑↓

на втором энергетическом уровне максимально может расположиться $2 \cdot 2^2 = 8e^-$;

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

на третьем энергетическом уровне максимально может расположиться $2 \cdot 3^2 = 18e^-$;

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

на четвертом энергетическом уровне максимально может расположиться $2 \cdot 4^2 = 32e^-$ и т.д.

Электрон в атоме занимает такое положение, чтобы его энергия была минимальна. Порядок заполнения орбиталей электронами приведен ниже (формула Н. Бора):

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 8s …

На примере атома криптона (см. рис. 32) познакомимся с названиями электронных слоев (ЭУ).

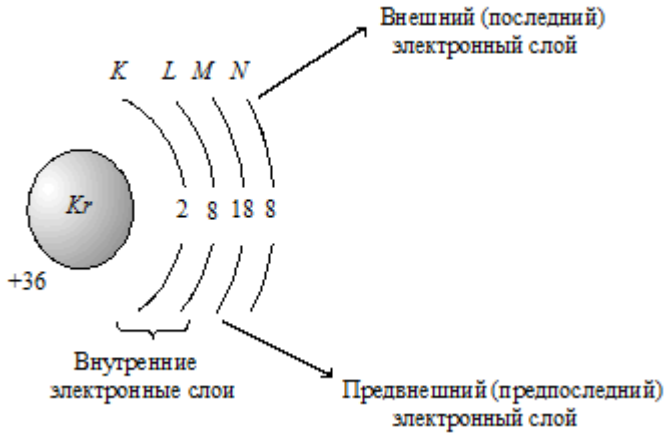


Рис. 32. Названия энергетических уровней (электронных слоев) атома криптона

Электроны внешнего энергетического уровня обладают максимальным запасом энергии и наименее прочной связью с ядром.

Если на орбитали находится только один электрон, то его называют ***неспаренным***. За счет неспаренных электронов атом образует соединения с другими атомами. При наличии на энергетическом подуровне или уровне свободных орбиталей возможен процесс ***«распаривания»***, когда спаренные электроны переходят на пустые орбитали (в этом случае спаренные электроны становятся распаренными, см. рис. 33).

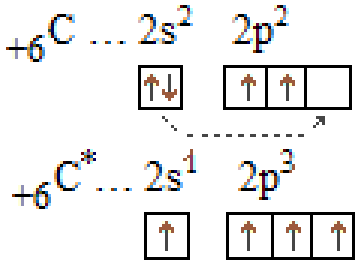


Рис. 33. Модель распаривания электронов при переходе атома в возбужденное состояние (*)

Например, за счет «распаривания» электрона атом углерода сможет образовывать большее число связей с другими атомами.

Состояние атома (в данном случае атома углерода), в котором электроны максимально распарены, называется ***возбужденным*** и обозначается звездочкой (*). Возбужденное состояние атома – это состояние с более высокой энергией, чем основное. Процесс перехода атома из основного в возбужденное состояние называется ***возбуждением атома***. Переход атома в возбужденное состояние является причиной существования переменной валентности (об использовании понятия «валентность» – см. §13 данного пособия).

У элементов побочных подгрупп есть особенность в заполнении энергетического уровня электронами: на внешнем энергетическом уровне (ВЭУ) у них, как правило, $2e^-$; заполняется d-подуровень предпоследнего уровня (*искл. Cu, Ag, Au, Pt, Ru, Rh, Cr, Mo, Nb* – $1e^-$ на ВЭУ); *Pd* – $0e^-$ на ВЭУ; такое явление часто называют «***провалом (или проскоком) электрона***».

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

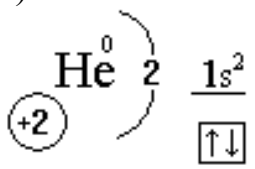
86. Составьте электронные формулы для следующих элементов: а) *He,* б) *Li,* в) *Be,* г) *B,* д) *C,* е) *N,* ж) *O,* з) *F,* и) *Na,* к) *Mg,* л) *Al,* м) *P,* н) *S,* о) *Cl,* п) *As,* р) *K,* с) *Rb,* т) *Ba,* у) *Te,* ф) *Br,* х) *Rn*. Распределите электроны по энергетическим уровням.

Решение:

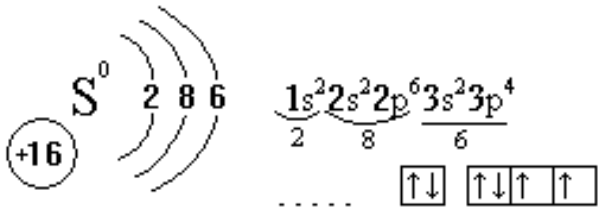
Напомним, что число электронов равно атомному номеру химического элемента, а число энергетических уровней равно номеру периода, в котором располагается химический элемент в ПСХЭ. Для составления электронной формулы можно пользоваться порядком заполнения электронных орбиталей (формулой Н. Бора):

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 8s →

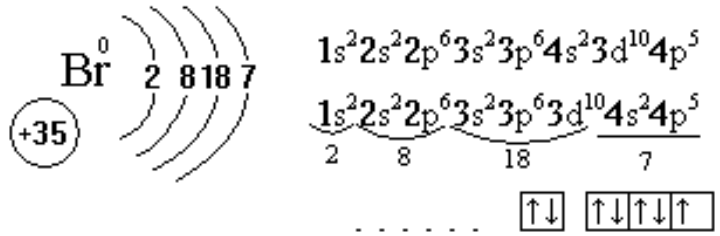
а)



н)



ф)



87. Назовите химические элементы по электронным формулам (с указанием символа, атомного номера, группы и периода). Постройте электронные конфигурации незавершенных подуровней, укажите их число, а также число неспаренных электронов и электронных пар на этих подуровнях: а) $1s^22s^22p^63s^23p^6$; б) $1s^22s^22p^5$; в) $1s^22s^22p^63s^2$; г)$1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^4$; д) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^7$; е)$1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^5$.

88. По электронной формуле иона напишите электронную формулу нейтрального атома химического элемента, укажите его символ и название: а) $1s^22s^22p^63s^23p^6$ ($Э^{2+}$); б) $1s^22s^22p^6$ ($Э^{3-}$); в) $1s^22s^22p^6$ ($Э^{4+}$); г) $1s^22s^22p^3$ ($Э^-$).

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №6

1. Электронная орбиталь состоит из двух симметричных гантелей. О каком виде орбиталей идет речь:
1) s; 2) p; 3) d; 4) f.

2. Электронная конфигурация $1s^22s^22p^63s^23p^6$ соответствует частице:
1) Li^+; 2) K^+; 3) Cs^+; 4) Na^+.

3. Число энергетических уровней и число внешних электронов атома мышьяка равны соответственно:
1) 4, 6; 2) 2, 5; 3) 3, 7; 4) 4, 5.

4. Не отвечает формуле $2s^22p^6$ строение внешнего электронного слоя частицы:
1) F^-; 2) Mg^{2+}; 3) Na^+; 4) *O*.

5. В четвертом электронном слое содержит пять электронов атом:
1) *V*; 2) *As*; 3) *Sn*; 4) *Zr*.

6. Электронную конфигурацию внешнего электронного слоя $3s^23p^3$ имеет атом:
1) *P*; 2) *Al*; 3) *Sc*; 4) *V*.

7. Число неспаренных электронов в атоме алюминия равно:
1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

8. На третьем энергетическом уровне имеется по 8 электронов у каждой из частиц:
1) Na^+ и *Ar*; 2) S^{2-} и *Ar*; 3)F^- и *Ne*; 4) Mg^{2+} и *S*.

9. В возбужденном состоянии атом имеет 4 неспаренных электрона на внешнем энергетическом уровне:
1) алюминий; 2) сера; 3) углерод; 4) азот.
10. На 4 s – энергетическом подуровне расположены два электрона атома:
1) калия; 2) кальция; 3) углерода; 4) серы.

****

§ 7 ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

…Периодическому[17]
закону будущее не грозит разрушением,
а только надстройки и развитие обещает

Д.И. Менделеев

Суть наиболее важных работ, связанные с открытием и развитием периодического закона приведена в табл. 20.

Таблица 20

История открытия периодического закона

Год	Автор	Суть работы, основные выводы
1	2	3
1789	**А. Лавуазье**	Разделил все известные химические элементы на 4 группы (первая включала тепло, свет и такие газы, как кислород и азот; вторая – серу и фосфор; третья включала металлы, а четвертая оксиды металлов, «земли»)
1817	**И.В. Деберейнер**	Составил таблицу триад (5 триад: *Li, Na, K; Ca, Sr, Ba; P, As, Sb; S, Se, Te; Cl, Br, I*). Указал, что помимо химических свойств, имеет место и закономерность в отношении атомного веса: величина его для промежуточного элемента (например, натрия) приблизительно равна среднеарифметическому из величин для двух крайних элементов (*Li* и *K*)
1863	**А. Шанкуртуа**	Расположил химические элементы в порядке возрастания их атомных весов по спирали на поверхности цилиндра, разделенного на вертикальные полосы. Химические элементы со сходными физическими и химическими свойствами оказались на одной вертикали, но имели место и расхождения, поэтому работа не вызвала большого интереса

[17] ***Периодичность*** – это повторяющаяся последовательность. Например, последовательно повторяется смена времен года: осень, зима, весна, лето; приливы и отливы; дни недели и т.п. В химии речь пойдет о периодическом изменении свойств химических элементов и их соединений.

Окончание табл. 20

1	2	3
1864	**Л. Мейер**	Объединил «шесть связанных между собой хорошо охарактеризованных групп элементов». В свою таблицу Л. Мейер не включил некоторые известные в то время химические элементы, а некоторые поместил неправильно
1865	**Дж. Ньюлендс**	Заметил, что если расположить химические элементы в порядке возрастания их атомных весов, то приблизительное повторение свойств наблюдается на восьмом элементе. Он назвал эту «правильность» «законом октав», последовательно пронумеровав все известные в то время химические элементы
1869	**Д.И. Менделеев**	Для выявления периодического закона расположил некоторые химические элементы (*Os, Ir, Pt, Au, Te, I, Ni, Co*) вопреки известным в то время величинам их атомных весов (масс), изменил значения атомных масс для элементов (*In, La, Er, Y, Ge, Th, U*); допустил необходимость существования ряда элементов еще не открытых и дал их подробную химическую характеристику (A_r = 44, 68, 72). Дал первую формулировку периодического закона. Сам Дмитрий Иванович считал первым шагом к периодическому закону речь С. Канниццаро на международном съезде в 1860 году, где было официально принято атомно-молекулярное учение
1875	**Л. Буабодран**	Открыл химический элемент галлий *Ga* с атомным весом 69,7 (по Менделееву A_r = 68)
1879	**Л. Нильсон и П. Клеве**	Открыли химический элемент скандий *Sc* с атомным весом 45,1 (по Менделееву A_r = 44)
1886	**К. Винклер**	Открыл химический элемент германий *Ge* с атомным весом 72,6 (по Менделееву A_r = 72)
1893-1894	**Д. Рэлей, У. Рамзай и др.**	Открытие аргона. Первое серьезное испытание периодического закона, так как места для химического элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева не было. Однако после нахождения на земле гелия и открытия других инертных газов стало ясно, что все они являются членами особой группы – VIII
1912	**Г. Мозли**	Г. Мозли показал, что истинной основой периодического закона является величина положительного заряда ядра атома, численно выраженная атомным номером. Формулировка ПЗ изменилась: «***Свойства элементов и их однотипных соединений находятся в периодической зависимости от значения заряда ядер атомов (или от атомного номера химического элемента)***». Исследования Мозли подтвердили правильность размещения в системе тех элементов, которые с точки зрения атомных весов стояли не на своих местах

***

После открытия Д.И. Менделеевым ПЗ химических элементов немецкий химик Л. Мейер опубликовал (начало 1870 г.) статью «Природа химических элементов как функция их атомных весов» и пытался оспаривать приоритет Менделеева в открытии закона.

***

В 1906 г. Д.И. Менделеев был выдвинут в очередной раз на соискание Нобелевской премии по химии за открытие периодического закона.

Однако в Шведской Академии наук поддержали А. Муассана (5 голосов), который получил фтор и создал электрическую печь. За Д.И. Менделеева проголосовали лишь четверо…

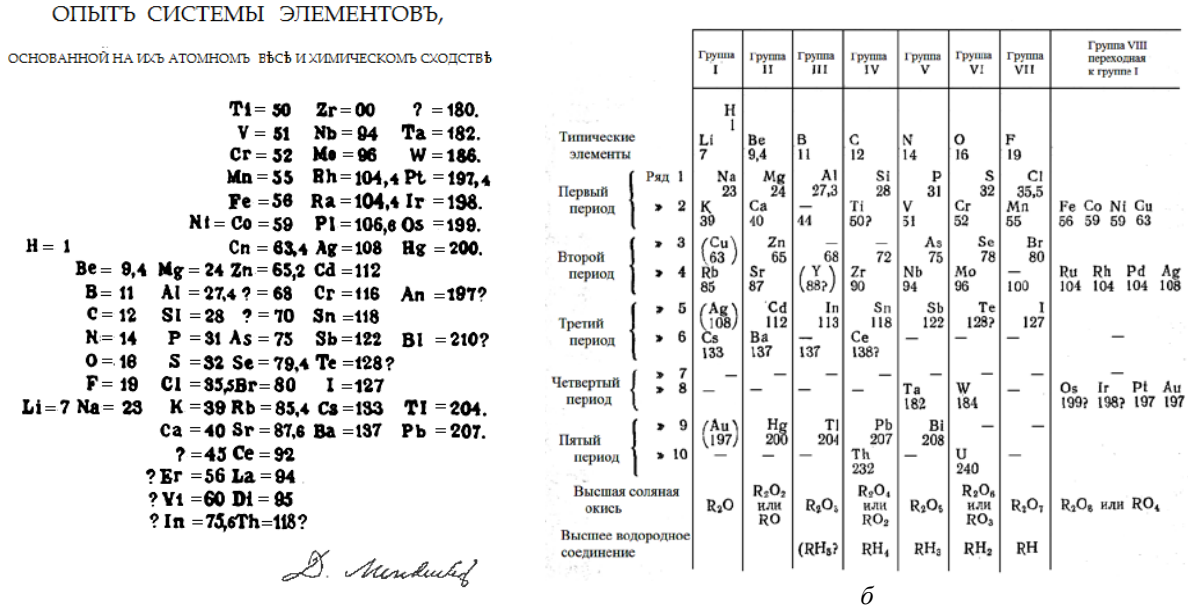
***

***

Проблема систематизации химических элементов заинтересовала молодого 35-летнего профессора Петербургского университета Д.И. Менделеева. В 1869 году он работал над созданием учебника для студентов «Основы химии». Учёный хорошо понимал, что для того чтобы студенты лучше разобрались в разнообразии свойств химических элементов, их нужно систематизировать.

***

Д.И. Менделеев положил в основу классификации атомный вес (опирался на химические свойства элементов и их соединений; см. рис. 34).



ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

	Ti = 50	Zr = 00		? = 180.
	V = 51	Nb = 94		Ta = 182.
	Cr = 52	Mo = 96		W = 186.
	Mn = 55	Rh = 104,4		Pt = 197,4
	Fe = 56	Ra = 104,4		Ir = 198.
	Ni = Co = 59	Pl = 106,6		Os = 199.
H = 1	Cn = 63,4	Ag = 108		Hg = 200.
Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
B = 11	Al = 27,4	? = 68	Cr = 116	An = 197?
C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7 Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
	Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.
	? = 45	Ce = 92		
	?Er = 56	La = 94		
	?Yt = 60	Di = 95		
	?In = 75,6	Th = 118?		

а

		Группа I	Группа II	Группа III	Группа IV	Группа V	Группа VI	Группа VII	Группа VIII переходная к группе I
Типические элементы		H 1							
		Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
Первый период	Ряд 1	Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
	» 2	K 39	Ca 40	— 44	Ti 50?	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 56 Co 59 Ni 59 Cu 63
Второй период	» 3	(Cu 63)	Zn 65	— 68	— 72	As 75	Se 78	Br 80	
	» 4	Rb 85	Sr 87	(Y 88?)	Zr 90	Nb 94	Mo 96	— 100	Ru 104 Rh 104 Pd 104 Ag 108
Третий период	» 5	(Ag 108)	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128?	I 127	
	» 6	Cs 133	Ba 137	— 137	Ce 138?	—	—	—	—
Четвертый период	» 7	—	—	—	—	—	—	—	—
	» 8	—	—	—	—	Ta 182	W 184	—	Os 199? Ir 198? Pt 197 Au 197
Пятый период	» 9	(Au 197)	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	—	—	
	» 10	—	—	—	Th 232	—	U 240	—	
Высшая соляная окись		R_2O	R_2O_2 или RO	R_2O_3	R_2O_4 или RO_2	R_2O_5	R_2O_6 или RO_3	R_2O_7	R_2O_8 или RO_4
Высшее водородное соединение				(RH_3?)	RH_4	RH_3	RH_2	RH	

б

Рис. 34. Таблица химических элементов Д.И. Менделеева
(варианты 1869 (а) и 1871 (б) гг.)

В таблице элементов 1869 г. сходные элементы расположены в 19 горизонтальных рядах, которые более или менее соответствуют группам и подгруппам современных таблиц. Эти ряды были разделены на шесть столбцов – тех самых частей последовательности элементов, составленной по возрастанию атомной массы. Этим столбцам соответствуют периоды современной таблицы. Вариант таблицы 1869 г. был изменен Д.И. Менделеевым уже в 1871 г. и привел к созданию короткой формы периодической системы (см. рис. 33, б). Это было достигнуто поворотом на 90^0 зеркального отражения варианта 1869 г. Бывшие столбцы превратились в периоды, а горизонтальные ряды образовали группы элементов (состоящие из двух подгрупп).

***

В то время, когда ведущие химики на заседании Русского химического общества заслушивали в Петербурге доклад об открытии Д.И. Менделеевым периодичности свойств химических элементов (18 марта 1869 года вместо Дмитрия Ивановича выступал Н.А. Меншуткин), сам он готовил масло, сыр и доил по очереди с известным общественным деятелем Н.В. Верещагиным корову по кличке Нянька в хозяйстве бежецкого крестьянина Н.С. Серова (Тверская губерния). Именно эта поездка была отложена в день, когда Д.И. Менделеев записал первый вариант периодической таблицы (1 марта 1869 года).

***

Д.И. Менделеев сформулировал периодический закон следующим образом: ***«Свойства элементов, а потому свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от величины их атомных весов».***

При составлении таблицы Д.И. Менделеев (в отличие от предшественников):

1) сравнил между собой не только сходные элементы, но и несходные естественные группы элементов;
2) измерил (исправил) атомные массы 20 элементов (так атомную массу бериллия исправил с 13,5 на 9);
3) при определении положения – руководствовался в первую очередь химическими свойствами (поменял местами аргон и калий; кобальт и никель);
4) ряд элементов не был открыт – оставил пустые клетки (под кремнием – экасилиций (*Ge*) и др.; см. табл. 21).

Предсказание свойств элементов основано на положении, что элемент в системе связан со всеми остальными. Наиболее ярко эта связь проявляется между элементами-соседями. Так, например, атомная масса селена, как писал сам Дмитрий Иванович, определяется как среднее арифметическое атомных масс элементов-соседей по подгруппе и периоду:

$$A_r(Se) = \frac{A(S) + A(Te) + A(As) + A(Br)}{4} = \frac{32 + 127 + 75 + 80}{4} = 78{,}5$$

Наиболее важными были предсказания Д.И. Менделеева в 1871 г. элементов галлия, скандия и германия. Галлий был открыт в 1875 г., скандий в 1879 г., а германий только в 1886 г., то есть через 15 лет после предсказания ученого. Изучение этих элементов и их соединений показало прекрасное совпадение предсказанных свойств с найденными экспериментально (см. табл. 21).

Таблица 21

Сравнения предсказанных и обнаруженных экспериментально свойств химического элемента *Ge*

Предсказано Д.И. Менделеевым (1871 г.)	Найдено К. Винклером (1886 г.)
Атомный вес ~ 72	Атомный вес ~ 72,6
Плотность металла ~ 5,5 г/см^3	Плотность металла ~ 5,35 г/см^3
Металл не будет вытеснять водорода из кислот	Металл не растворяется в *HCl* и разбавленной H_2SO_4
Формула оксида $ЭO_2$	Формула оксида GeO_2
Плотность оксида ~ 4,7 г/см^3	Плотность оксида ~ 4,70 г/см^3
Оксид будет довольно легко восстанавливаться до металла	GeO_2 восстанавливается до металла при нагревании в струе водорода
Основные свойства гидроксида будут выражены лишь очень слабо	Основные свойства для $Ge(OH)_4$ не характерны
Отвечающие ему соли будут легко разлагаться водой	Соли германия легко разлагаются водой
Хлорид формулы $ЭCl_4$ будет жидкостью с температурой кипения около 90^{0}С и плотностью около 1,9 г/см^3	$GeCl_4$ представляет собой жидкость с температурой кипения 83^{0}С и плотностью 1,887 г/см^3

***

В 1955 г. американские физики во главе с Г. Сиборгом синтезировали химический элемент с порядковым номером 101. Они дали ему название «Менделевий» – в знак признания заслуг великого русского ученого.

***

Современная формулировка периодического закона: ***«Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома (или строения ВЭУ)»***[18]**.**

Рассмотрим изменение свойств на примере химических элементов 3 периода (см. табл. 22).

Если по аналогии составить электронные формулы элементов других периодов, то можно заметить, что число электронов на ВЭУ периодически повторяется от 1е$^-$ до 8е$^-$ (см. рис. 35).

[18] Современные данные о химических соединениях показывают, что существуют соединения, не связанные периодичностью.

Таблица 22

Изменение строения ВЭУ и характера атомов химических элементов 3 периода ПСХЭ

Э	Z ядра	Электронная формула, распределение электронов на ВЭУ	Число внешних (валентных) электронов	Характер[19]
Na	+11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^0$	$1e^-$	металл
Mg	+12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0$	$2e^-$	металл
Al	+13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$3e^-$	переходный элемент
Si	+14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$4e^-$	неметалл
P	+15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$5e^-$	неметалл
S	+16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$6e^-$	неметалл
Cl	+17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$7e^-$	неметалл
Ar	+18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$8e^-$	благородный газ

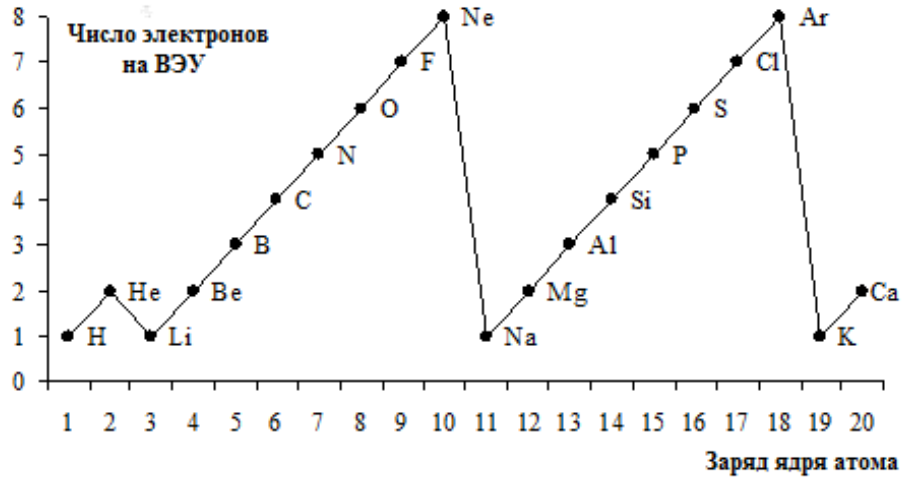


Рис. 35. Зависимость числа электронов внешнего слоя от заряда ядра атома элемента

Поэтому повторяются и химические свойства элементов и некоторых их соединений (то есть любой период начинается с металла и заканчивается неметаллом – благородным газом).

Причем периодичность можно наблюдать не только на примере общего числа электронов на ВЭУ, но и числа неспаренных электронов на ВЭУ (см. рис. 36).

Смысл периодического закона и системы был разгадан, когда была создана теория электронного строения атома. Периодическое изменение свойств элементов зависит от периодического повторения подобных электронных структур атомов.

[19] Элемент считают металлом, если он склонен к отдаче электронов, т.е. на ВЭУ такой атом должен иметь, как правило, 1-3 электрона. Элементы неметаллы, наоборот склонны к присоединению электронов, и на ВЭУ имеют, как правило, 4-8 электронов. Переходные элементы, их иногда еще называют амфотерными, проявляют как свойства металлов, так и неметаллов.

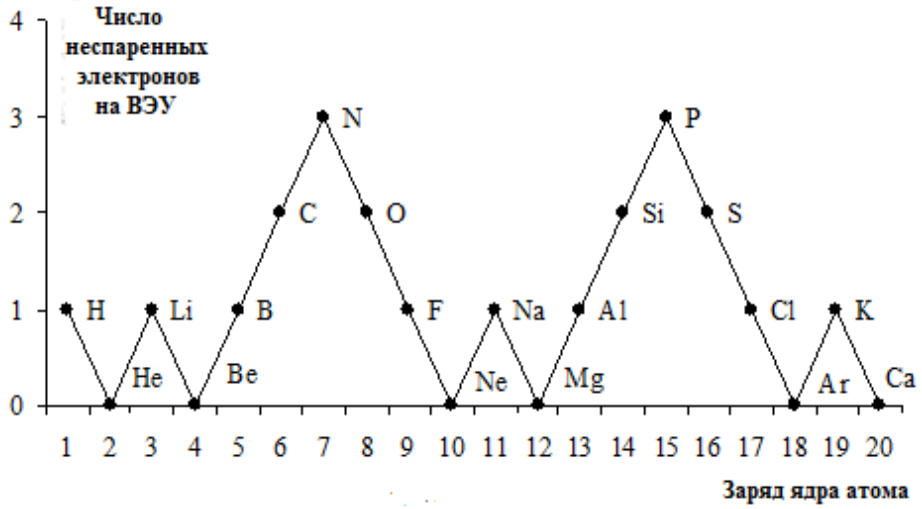


Рис. 36. Число неспаренных электронов в изолированных и невозбужденных атомах элементов начала ПСХЭ

Период – это горизонтальный последовательный ряд элементов (I-III периоды – малые, 4-й и последующие – большие), в атомах которых происходит заполнение электронов одинакового числа электронных слоев. Структуру периодов ПСХЭ можно представить следующим образом:

1. 2 = 2	$1s^2$
2. 8 =2 + 6	$2s^22p^6$
3. 8 =2 + 6	$3s^23p^6$
4. 18 = 2 + 6 + 10	$4s^23d^{10}4p^6$
5. 18 = 2 + 6 + 10	$5s^24d^{10}5p^6$
6. 32 = 2 + 6 + 10 + 14	$6s^25d^14f^{14}5d^96p^6$
7. 32 = 2 + 6 + 10 + 14	$7s^26d^15f^{14}6d^97p^6$
8. 50 = 2 + 6 + 10 + 14 + 18	$8s^27d^16f^25g^{18}6f^{12}7d^98p^6$
9. 50 = 2 + 6 + 10 + 14 + 18	$9s^28d^17f^26g^{18}7f^{12}8d^99p^6$

Группа – это вертикальный ряд элементов. В общем виде изменение некоторых свойств химических элементов представлены в табл. 23.

Периодическая система богата периодическими закономерностями: горизонтальной (по периодам); вертикальной (по группам); диагональной; «звездной» и «вторичной» (по подгруппам) (последние три вида периодичности будут изучены в старших классах).

Исходя из общего изменения металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах ПСХЭ, можно определить, в каком случае химический элемент будет обладать максимальной ***металличностью*** (способностью отдавать электроны) и ***неметалличностью*** (способностью принимать электроны).

Максимальная металличность:	
1) при минимальном числе электронов на ВЭУ	2) при максимальном радиусе атома ($r_{ат}$)

Таблица 23

Характер изменений некоторых характеристик химических элементов в ПСХЭ

Характеристика элемента	Характер изменения при движении	
	по периоду слева направо →	по главной подгруппе сверху вниз ↓
Атомный номер (А№)	увеличивается	увеличивается
Число энергетических уровней (ЭУ)	не изменяется	увеличивается
Число электронов на ВЭУ (для короткой формы ПСХЭ)	в малых периодах и в четных рядах больших периодов увеличивается от 1 до 8	не изменяется
	в нечетных рядах больших периодов обычно равно 2	не изменяется
Радиус атома ($r_{ат}$)	уменьшается	увеличивается
Металличность		
Восстановительные свойства		
Электроотрицательность (ЭО)	увеличивается	уменьшается
Неметалличность		
Окислительные свойства		
Прочность связи электронов ВЭУ с ядром	увеличивается	уменьшается

Франций образует ***самый активный металл***, так как его атомы имеют большой радиус (семь занятых энергетических уровней) и на самом далёком от ядра энергетическом уровне находится один электрон, слабо связанный с ядром.

Максимальная неметалличность:	
1) при максимальном числе электронов на ВЭУ	2) при минимальном радиусе атома ($r_{ат}$)

Фтор образует ***самый активный неметалл***, так как его атомы имеют малый радиус (всего два занятых энергетических уровня), и поэтому внешние семь электронов сильно притягиваются в ядру.

ПСХЭ – это табличное отображение периодического закона. Существует более 500 вариантов ПСХЭ (длиннопериодный, короткопериодный, спиралевидный и др.)[20]. В ПСХЭ выделяют большие и

[20] Короткая форма системы приводится во множестве российских справочников и учебных пособий. Официально она отменена ИЮПАК в 1989 году. Таблица состоит из восьми групп (I-VIII) «типических элементов», подразделенных на подгруппы, и семи периодов (1-7) элементов (иногда рядов). В современной зарубежной учебной литературе эта форма таблицы уже не используется. Длинная (длиннопериодная) форма системы рекомендована к всеобщему использованию ИЮПАК в 1989 году. Она состоит из 18 групп, обозначенных арабскими (вместо римских) цифрами, «семи периодов» и не содержит подгрупп и рядов.

малые ***периоды*** и главные (А) и побочные (В) ***подгруппы***. Физический смысл чисел, указанных в периодической системе представлен в табл. 24.

Таблица 24

Физический смысл параметров ПСХЭ Д.И. Менделеева

Параметры	Физический смысл
Атомный номер элемента[21]	заряд ядра атома (Z)
	$N(p^+)$
	$N(e^-)$
	$N(n^0)$
Номер периода	число ЭУ (электронных слоев)
Номер группы	число электронов на ВЭУ (для химических элементов главных подгрупп)

***

Найдите в Интернете информацию о периодической системе на иностранном языке, который Вы изучаете в школе. Ключевые слова: «periodic system», «periodic table» (англ.); «periodische System», «periodische Tabelle» (нем.). Попытайтесь составить краткий перевод.

***

На сайтах Интернета можно найти очень оригинальные «периодические системы», например, периодическая система пищевых элементов, периодическая система, в которой указано основное содержание химических элементов во фруктах и др. Идея создания подобных систем становится все более популярной.

По слухам уже созданы периодические системы профессий, видов спорта и названий рок-групп. Некоторые трудятся, объединяя в подобную таблицу родственников и знакомых, причем близкие друзья попадают обычно в середину таблицы, а люди со скверным характером – в область радиоактивных элементов. Трудно даже представить, какие неожиданные превращения ожидают в будущем эту неисчерпаемую таблицу, будоражащую воображение многих поколений.

***

Процесс образования ионов атомами химических элементов сводится к присоединению или отдаче одного или нескольких электронов. Причем металлы 1-3 групп (I-IIIA подгрупп) склонны отдавать электроны, превращаясь в ***катионы***, а элементы 15-17 групп (V-VIIA подгрупп) принимать электроны, превращаясь в ***анионы***:

[21] Число под символом химического элемента в ПСХЭ следует называть «атомный номер» (термин «порядковый номер», предложенный когда-то Э. Резерфордом и Г. Мозли, давно считается устаревшим). Указанное число над знаком химического элемента называют «стандартный атомный вес». В своих рекомендациях ИЮПАК постоянно отмечает правомерность использования исторического термина «атомный вес» (с которого берет начало данная характеристика химического элемента) наряду с современным термином «атомная масса».

$Me^{0} - e^{-} \rightarrow Me^{+}$	$неMe^{0} + e^{-} \rightarrow неMe^{-}$
$Me^{0} - 2e^{-} \rightarrow Me^{2+}$	$неMe^{0} + 2e^{-} \rightarrow неMe^{2-}$
$Me^{0} - 3e^{-} \rightarrow Me^{3+}$	$неMe^{0} + 3e^{-} \rightarrow неMe^{3-}$
положительные ионы (катионы)	отрицательные ионы (анионы)

Образование ***ионов***[22] энергетически выгодно для атомов, так как происходит завершение ВЭУ (ns^2np^6 – «**октет**» - заполнен ВЭУ как у благородных газов). Элементы IV подгруппы и некоторых других могут превращаться и в катионы, и в анионы.

Правило «октета» – это движущая сила химических реакций и свойств (американский химик Г. Льюис):

ПРАВИЛО «ОКТЕТА»
«Все элементы приобретают или теряют электроны, потому что стремятся к электронной конфигурации ближайшего благородного газа»

Ниже рассмотрены основные характеристики атома (электроотрицательность, радиус атома) с точки зрения правила «октета» и общая характеристика групп химических элементов современной ПСХЭ.

Электроотрицательность

Электроотрицательность является мерой того, насколько сильно атомная частица стремится притягивать к себе электроны других, связанных с ним атомных частиц. ***Электроотрицательность*** (ЭО) можно определить как «жадность» элемента – способность притягивать «чужие» электроны. Поскольку правило октета утверждает, что атомы элементов, расположенных с левой стороны периодической таблицы, могут терять электроны, а элементы с правой стороны стремятся приобретать их, электроотрицательность увеличивается при движении по периодической таблице слева направо (*искл.* благородные газы – не обладают электроотрицательностью, поскольку совсем не стремятся приобретать электроны). При движении вниз по группе периодической таблицы электроотрицательность уменьшается (т.к. возрастают металлические свойства химических элементов).

***

По значениям электроотрицательности (шкала по Полингу) химических элементов, приведенных в ПСХЭ, постройте график зависимости электроотрицательности от атомного номера элемента (для первых двадцати элементов). Сделайте вывод о характере изучаемой зависимости. ***

[22] ***Ион*** – наименьшая частица вещества, представляющая собой атомную частицу или группу атомных частиц, которые потеряли или присоединили один или несколько электронов, в результате чего приобрели избыточный положительный (***катион***) или отрицательный заряд (***анион***). Ион – это одна из форм существования химического элемента.

Л. Полинг

Электроотрицательность может не иметь единиц измерения. Электроотрицательность определяют посредством метода, разработанного в 1932 году Лайнусом Карлом Полингом. В основе метода лежит относительная энергия связи различных элементов.

Атомный радиус

Так как условной моделью атома является сфера (шар), то под ***атомным радиусом*** можно понимать половину величины диаметра этого шара. По мере движения по периодической таблице слева направо атомные радиусы элементов уменьшаются. Внешние электроны у всех элементов в периоде находятся на одном энергетическом уровне. Хотя электроны и прибавляются, они не имеют дополнительной энергии. Но, наряду с увеличением числа электронов, увеличивается и число протонов (каждый элемент имеет на один протон больше, чем предыдущий). Хотя энергия электронов такая же, дополнительный протон заставляет ядро сильнее притягивать к себе электроны. Благодаря этому растущему ядерному притяжению в периоде атомные радиусы у элементов уменьшаются.

При движении вниз по группе периодической таблицы атомные радиусы увеличиваются. В каждом следующем ряду на один энергетический уровень больше, чем в предыдущем. Электроны находятся на более высоком энергетическом уровне и обладают большей способностью отталкиваться от ядра, делая атомный радиус больше.

Зависимость атомных радиусов от заряда ядра (атомного номера) элементов носит также периодический характер.

Общая характеристика групп химических элементов

Элементы одной группы в периодической таблице обладают одинаковыми свойствами. Рассмотрим самые важные семейства химических элементов современной ПСХЭ.

Группа 18 (VIIIA подгруппа) – благородные газы. Благородные газы почти полностью инертны. Низкая активность определяется тем, что заполненные *s*- и *p*-орбитали делают их очень устойчивыми. Поэтому существует очень мало соединений благородных газов. Благородные газы используют в светящихся уличных рекламах, воздушных шарах, дирижаблях, а также в качестве инертной атмосферы там, где химические реакции нежелательны. Электронная конфигурация благородных газов очень стабильна, поэтому другие элементы стремятся получить или потерять электроны, чтобы иметь электронную конфигурацию ближайшего благородного газа (на ВЭУ находится 8 *s*- и *p*-электронов; у гелия только 2 электрона, так как на первом энергетическом уровне нет *p*-орбиталей).

Группа 1 (IA подгруппа за исключением водорода) – щелочные металлы. Щелочные металлы очень активны, с готовностью реагируют с водой и воздухом. Хоть это и металлы, их плотность очень низка (только рубидий и цезий имеют плотность больше, чем плотность воды), они настолько мягкие, что их можно резать ножом. Высокая активность щелочных металлов объясняется тем, что у них всего на один электрон больше, чем у устойчивых благородных газов. Поэтому они энергично вступают в реакции, пытаясь избавиться от этого дополнительного электрона. Щелочные металлы входят в состав очень многих соединений (поваренной соли, питьевой соды и др.).

Группа 2 (IIA подгруппа) – щелочноземельные металлы (*искл. Be*). Свойства щелочноземельных металлов во многом сходны со свойствами щелочных металлов, хотя эти свойства менее выражены. Большинство щелочноземельных металлов реагируют с водой и воздухом, но слабее, чем щелочные металлы. Щелочноземельные металлы в целом тверже щелочных, но все-таки мягче других металлов. Меньшую активность щелочноземельных металлов также можно объяснить их электронной конфигурацией. Поскольку им нужно потерять 2 электрона, чтобы стать похожими на благородный газ, они менее активны, чем щелочные металлы. Среди самых ярких представителей этой группы химический элемент кальций, который входит в состав зубов и костей, мела, мрамора, известняка. Соединения кальция и бария широко используются в медицине.

Группы с 3 по 12 (IIIA подгруппа и B подгруппы) – это *d*-переходные металлы. Хотя свойства *d*-переходных металлов сильно различаются, многие из них прочны, имеют высокую температуру кипения и плавления, являются великолепными проводниками тепла и электричества, умеренно активны. Переходные металлы используют в различных целях, например для изготовления стройматериалов, опор линий электропередач, ножей и даже ювелирных изделий.

d- и ***f-переходные металлы*** расположены в двух нижних рядах периодической таблицы, но нельзя сказать, что они находятся в любой из 18 групп. Элементы верхнего ряда (*d*-переходные металлы), также известные как лантаноиды, – активные блестящие металлы. Поскольку многие лантаноиды светятся при попадании на них пучка электронов, их используют в качестве люминофоров в телевизорах и флуоресцентных лампах дневного света. Элементы нижнего ряда (*f*-переходные металлы), также известные как актиноиды, – это, главным образом, радиоактивные элементы, имеющие широкий спектр применения, например, как топливо ядерных реакторов, в детекторах дыма и др.

Группа 17 (VIIA подгруппа) – галогены. Это высокоактивные элементы, легко реагирующие с металлами с образованием солей. Их чрезвычайно высокая активность объясняется электронной конфигурацией

– им нужен всего один электрон, чтобы иметь электронную конфигурацию благородного газа, поэтому они энергично вступают в реакции, чтобы захватить этот электрон, где только возможно. Галогены являются двухатомными элементами, т. е. имеют общую формулу Hal_2 (например, фтор в чистом виде существует как F_2). При нормальных условиях фтор и хлор – газы, бром – жидкость, иод находится в твердом состоянии. Галогены широко используют при обработке воды, при производстве химических препаратов и пластиков, например фторопластов.

Водород-«чудак». Свойства водорода отличны от свойств любого другого элемента в периодической таблице. Основная особенность водорода заключается в том, что в отличие от остальных элементов (кроме гелия), в его атоме единственный электрон находится непосредственно рядом с ядром (нет промежуточного электронного слоя между ядром и внешними электронами). Если исходить из числа внешних электронов атома, водород должен находиться в 1 группе (IA подгруппе). Однако его положительно заряженный ион H^+ не похож на катионы металлов (Na^+, K^+ и т.п.). Если же исходить из того, что до завершения ВЭУ атому водорода не хватает одного электрона и для него характерно образовывать отрицательно заряженный ион H^-, то водород следует поместить в 17 группу (VIIA подгруппу к галогенам). Поскольку водород особый элемент, то его размещение в той или иной группе таблицы в значительной мере условно. Водород – неметаллический газ. Двухатомный, существует как H_2. При комнатной температуре плохо реагирует с другими элементами, но при нагревании или в присутствии катализатора может реагировать заметно быстрее. Водород используют в производстве аммиака, серной кислоты и метанола. Широко обсуждается возможность его использования в качестве топлива, альтернативного бензину.

Ниже приведен общий план характеристики химического элемента по периодической системе.

ПЛАН
характеристики химического элемента по ПСХЭ

1. Положение химического элемента в ПСХЭ: A№; A_r(х.э.); группа; подгруппа; период.
2. Строение атома; электронная формула; распределение электронов на ВЭУ; число занятых электронами энергетических уровней (подуровней); число завершённых энергетических уровней.
3. Химические свойства элемента (металл или неметалл); схема образования иона.
4. Сравнение химической активности элемента с соседями по периоду и подгруппе.

Пример характеристики химического элемента по плану см. ниже в разделе «*Изучаем, повторяем, закрепляем*».

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

89. *Подготовьте краткие сообщения о попытках систематизации химических элементов Дж. Ньюлендсом, Л. Мейером, Э. Шанкуртуа.

90. *Датой открытия Периодического закона считается 1 марта 1869 г. Однако всеобщее научное признание он приобрёл лишь в 1890 г. Дмитрий Иванович в 1906 г. писал: «*Утверждение закона возможно только при помощи вывода из него следствий, без него невозможных и не ожидаемых, и оправдание тех следствий в опытной проверке. Потому-то, увидев Периодический закон, я со своей стороны вывел из него такие логические следствия, которые могли показать – верен ли он или нет. Без такого способа испытания не может утвердиться ни один закон природы*». О каких логических следствиях говорит Д.И. Менделеев? Почему потребовалось почти 20 лет для утверждения закона в науке?

91. Используя фрагмент периодической системы, попробуйте предсказать свойства элемента:

70 **Ga** III	?	75 **As** V

92. Приведите примеры периодически повторяющихся явлений, с которыми вы познакомились при изучении других учебных предметов.

93. *Известно много вариантов представления Периодической системы элементов. Найдите информацию о них, выделите черты сходства и различия. С какой целью был предложен тот или иной вариант?

94. По ПСХЭ Д.И. Менделеева опишите положение (группа, подгруппа, период) элементов с атомными номерами 11, 13, 16, 19, 20, 25, 29 и 35.

95. Какие элементы (название и символ) в 3-м и 4-м периодах можно отнести к типичным металлам и типичным неметаллам?

96. Как изменяются свойства элементов IVA- и VIA-подгрупп (14 и 16 групп) с ростом атомного номера?

97. Причина усиления 1) металлических, 2) неметаллических свойств химических элементов в пределах одного периода таблицы Д.И. Менделеева с возрастанием атомного номера: а) увеличение числа электронов на внешнем энергетическом уровне (ВЭУ), б) увеличение числа энергетических уровней в электронных оболочках атомов, в) увеличение радиуса атома, г) уменьшение радиуса атома.

98. Используя значения ЭО (шкала по Полингу) химических элементов-неметаллов, составьте ряд ЭО (в порядке убывания). Укажите, какие из элементов-неметаллов будут обладать наибольшей ЭО («золотой», «серебряный» и «бронзовый» призёры), а какой – наименьшей.

99. Ниже указаны сведения из ПСХЭ. Подберите те, которые тесно связаны друг с другом. Покажите эти связи в виде стрелок между цифрами, под которыми даны сведения в перечне (*например, 1→9*): 1) атомный номер,

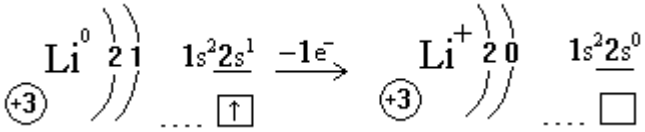
2) число электронных слоев в атоме, 3) массовое число, 4) число электронов в атоме, 5) число электронов ВЭУ, 6) номер группы в ПСХЭ,

7) номер периода в ПСХЭ, 8) число нейтронов в ядре, 9) заряд ядра, 10) число протонов в ядре.

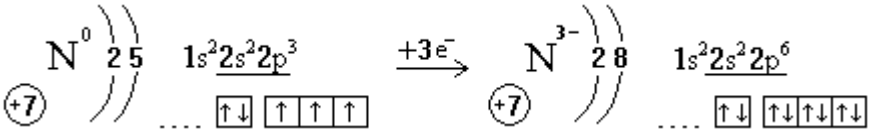
100. Изобразить электронные конфигурации для катионов и анионов: а) $Li^0 \rightarrow Li^+$, б) $K^0 \rightarrow K^+$, в) $Mg^0 \rightarrow Mg^{2+}$, г) $Ca^0 \rightarrow Ca^{2+}$, д) $N^0 \rightarrow N^{3-}$, е)$O^0 \rightarrow O^{2-}$, ж) $F^0 \rightarrow F^-$, з) $Si^0 \rightarrow Si^{4-}$.

Решение:

а) $Li^0 \rightarrow Li^+$



д) $N \rightarrow N^{3-}$



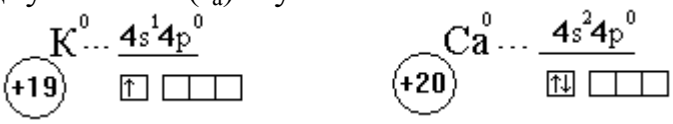
101. Объясните, почему не существуют: а) простые катионы Na^{2+}, Be^{3+}, Al^{4+}, Zn^{3+}; б) простые анионы Cl^{2-}, S^{3-}, N^{4-}, Si^{5-}.

102. Сравните свойства элементов: а) *K* и *Ca*; б) *Na* и *Cs*; в) *O* и *F*; г) *C* и *Si*; д) *Cd* и *Hg*; е) *Rb* и *Sr*; ж) *F* и *Cl*; з) *Si* и *P*.

Решение:

а) *K* и *Ca*

Металличность (способность отдавать электроны) возрастает с увеличением радиуса атома (r_a) и уменьшением числа электронов на ВЭУ.



Металличность *K* > *Ca*, так как: 1) у калия $1e^-$ на ВЭУ, а у кальция – $2e^-$; 2) $r_a(K) > r_a(Ca)$ (радиус атома увеличивается в группе сверху вниз, а в периоде справа налево).

г) *C* и *Si*

Неметалличность (способность принимать электроны) возрастает с уменьшением радиуса атома и увеличением числа электронов на ВЭУ.

Так как число электронов у атома *C* и *Si* на ВЭУ одинаковое, то сравнить неметалличность можно только по радиусу. Неметалличность *C* > *Si*, так как $r_a(C) < r_a(Si)$.

103. Дайте характеристику химических элементов по ПСХЭ: а) *Mg*; б) *Al*; в) *Si*; г) *P*; д) *S*; е) *Cl*; ж) *C*; з) *N*; и) *O*; к) *F*; л) *Na*; м) *K*; н) *Ca*.

Решение:

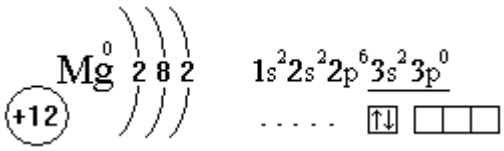
а) *Mg*

Характеристика магния по ПСХЭ

1) А№ (*Mg*) = 12
A_r (*Mg*) = 24

IIA подгруппа (2 группа)
3 период

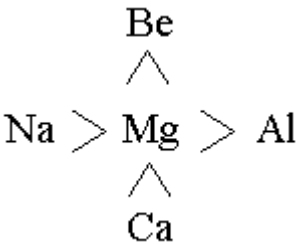
2) $^{24}_{12}Mg$ ($12p^+$; $12n^0$) $12e^-$



Число электронов на ВЭУ – 2. Число занятых электронами энергетических уровней – 3 (подуровней – 4). Число завершённых энергетических уровней – 2.

3) Металлические свойства: $Mg^0 - 2e^- \rightarrow Mg^{2+}$

4) Сравнение химических свойств с соседями по периоду и подгруппе (группе):



Металличность *Mg* < *Na*, так как у *Na* на ВЭУ $1e^-$, а у *Mg* – $2e^-$; $r_a(Na) > r_a(Mg)$.
Металличность *Mg* > *Al*, так как у *Mg* на ВЭУ $2e^-$, а у *Al* – $3e^-$; $r_a(Mg) > r_a(Al)$.
Металличность *Mg* > *Be*, так как $r_a(Mg) > r_a(Be)$.
Металличность *Mg* < *Ca*, так как $r_a(Ca) > r_a(Mg)$.

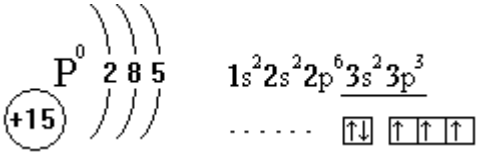
г) *P*

Характеристика фосфора по ПСХЭ

1) А№ (*P*) = 15
A_r (*P*) = 31
VA подгруппа (15 группа)
3 период

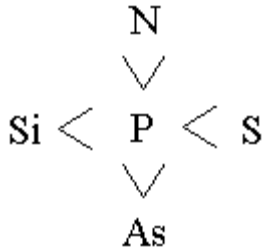
2) $^{31}_{15}P$ ($15p^+$; $16n^0$) $15e^-$

Число электронов на ВЭУ – 5. Число занятых электронами энергетических уровней – 3 (подуровней – 5). Число завершённых энергетических уровней – 2.



3) Неметаллические свойства: $P^0 + 3e^- \rightarrow P^{3-}$

4) Сравнение химических свойств с соседями по периоду и подгруппе (группе):



Неметалличность $P > Si$, так как у P $5e^-$ на ВЭУ, а у Si – $4e^-$; $r_a(P) < r_a(Si)$.
Неметалличность $P < S$, так как у P $5e^-$ на ВЭУ, а у S – $6e^-$; $r_a(P) > r_a(S)$.
Неметалличность $P < N$, так как $r_a(N) < r_a(P)$.
Неметалличность $P > As$, так как $r_a(P) < r_a(As)$.

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №7

1. Автором периодического закона является:
1) Д.И. Менделеев; 2) Л. Мейер; 3) Ньюлендс; 4) Мозли.

2. В ряду элементов: азот → кислород → фтор увеличивается:
1) атомный радиус; 2) число неспаренных электронов; 3) число s-электронов в атоме; 4) электроотрицательность.

3. Какую электронную конфигурацию имеет атом наиболее активного металла?
1) $1s^22s^22p^1$; 2) $1s^22s^22p^63s^1$; 3) $1s^22s^2$; 4) $1s^22s^22p^63s^23p^1$.

4. В ряду элементов $Cs \rightarrow Rb \rightarrow K \rightarrow Na \rightarrow Li$ увеличивается:
1) атомный номер; 2) атомный радиус; 3) число валентных электронов; 4) электроотрицательность.

5. Наименьшей электроотрицательностью обладает элемент:
1) бериллий; 2) бор; 3) углерод; 4) азот.

6. Наиболее выраженными металлическими свойствами обладает:
1) натрий; 2) калий; 3) магний; 4) алюминий.

7. У калия и рубидия одинаковы:
1) атомные радиусы; 2) значения относительной электроотрицательности; 3) заряды ядер; 4) число электронов на внешнем энергетическом уровне.

8. Притяжение электронов внешнего слоя к ядру ослабевает в ряду:
1) *Al – Mg – Ca*; 2) *Al – Si – C*; 3) *Na – Mg – Be*; 4) *Se – S – Cl*.

9. Соотнесите понятия с их краткими определениями:

ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ	ОПРЕДЕЛЕНИЯ
А) электроотрицательность	1) это половина расстояния между ядрами двух связанных атомов одного элемента
Б) атомный радиус	2) это половина расстояния между ядрами двух связанных атомов разных элементов
В) металличность	3) это движущая сила химических реакций и свойств
Г) неметалличность	4) это мера притяжения атомом электронов
	5) способность принимать электроны
	6) способность отдавать электроны

10. Соотнесите номер группы современной периодической системы с краткой характеристикой химических элементов, входящих в состав группы:

№ ГРУППЫ	КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА
А) 18	1) элементы этой группы почти полностью инертны
Б) 3-12	2) высокоактивные элементы, легко реагирующие с металлами с образованием солей
В) 17	3) очень активны, реагируют как с водой, так и с воздухом
Г) 1	4) достаточно активно реагируют с водой и воздухом
	5) умеренно активны, свойства элементов сильно различаются, являются великолепными проводниками тепла и электричества
	6) элементы используют в качестве люминофоров, большинство радиоактивные элементы

****

ТЕМА 3. СОСТАВ, СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ

§ 8 КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Й. Берцелиус

Для того чтобы лучше ориентироваться в многообразии веществ, учёные предлагали различные классификации. Так вещества, выделенные из организмов животных и растений, и большинство продуктов их превращения объединили в большую группу ***органических веществ***. Вещества, выделенные из воздуха, горных пород и минералов, а также продукты их превращения стали относить к группе ***неорганических веществ***.

Современная классификация веществ, которая дополнялась и исправлялась с течением времени, берет начало в работах великого шведского ученого Й. Берцелиуса. В настоящее время известно более 100 тысяч неорганических веществ (с органическими веществами вы познакомитесь в старших классах). Все неорганические вещества можно разделить на классы. Каждый класс объединяет вещества, сходные по составу и по свойствам.

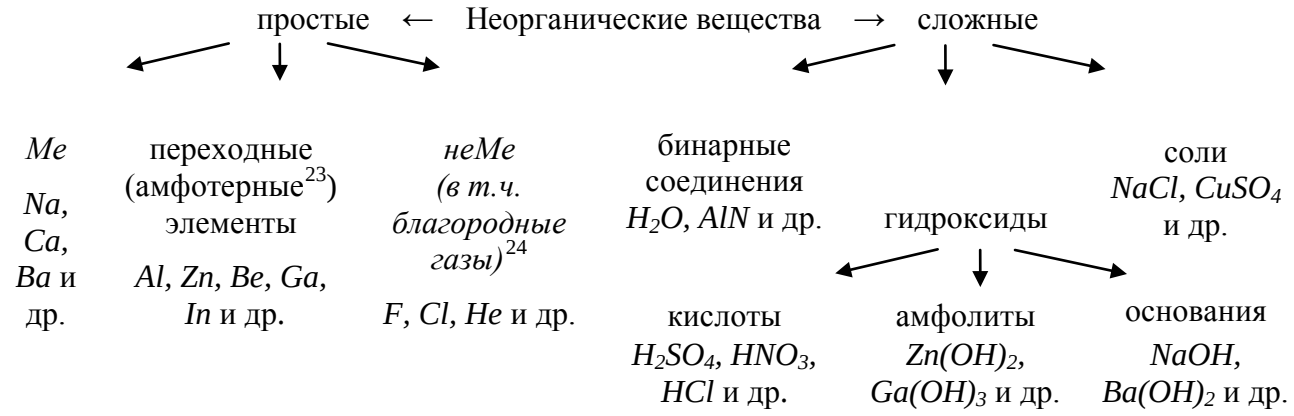
Бинарные соединения – это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов. Одним из самых распространенных видов бинарных соединений являются оксиды (см. §22-23), содержащие в своем составе кислород.

Кислоты – это сложные вещества, состоящие из атомных частиц водорода, способных замещаться атомами металла (или группой NH_4), и кислотного остатка.

Основания – это сложные вещества, состоящие из атомных частиц металла (или группы NH_4) и одной или нескольких гидроксогрупп OH, способных замещаться на кислотный остаток.

Амфолиты (амфотерные гидроксиды) – сложные вещества, проявляющие свойства как кислот, так и оснований.

Соли – это сложные вещества, состоящие из атомных частиц металла (или группы атомных частиц NH_4) и кислотного остатка. Можно дать и другое определение солей. ***Соли*** – продукты замещения (полного или частичного) атомных частиц водорода в молекулах кислот атомами металла (или группами атомных частиц NH_4), либо гидроксогрупп в молекулах оснований кислотными остатками (полностью или частично).



Классификация – метод познания, позволяющий «навести порядок» в многообразии изучаемых объектов. Многообразные объекты классифицируют по наиболее существенному признаку, который позволяет сделать распределение по классам.

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

104. Выберите из предложенного списка отдельно металлы, неметаллы, переходные элементы, бинарные соединения, основания, кислоты, амфолиты, соли: Na, CaO, $Mg(OH)_2$, H_2, $FeCl_3$, HNO_3, P_2O_5, N_2, Mg, $Cr(OH)_3$, $Ca(NO_3)_2$, H_2SiO_3, Al, $Zn(OH)_2$, Ag, F_2, AlN, HCl, $Al(OH)_3$, $Cu(OH)_2$, $KAl(SO_4)_2$, Cr.

105. Назовите самые легкие простые вещества (при н.у.): а) газообразное; б) жидкое; в) твердое. Приведите значения их молекулярных масс.

106. Задание «Знакомые все лица…». Определите класс неорганических веществ, химические формулы которых представлены в таблице. Отметьте

---

[23] К переходным (амфотерным) элементам относят элементы А-подгрупп – *Be, Ga, Ge, Sn, Pb, Bi, Po* и др., а также большинство элементов В-подгрупп – *Cr, Mn, Fe, Zn, Cd, Au* и др. Если амфотерный элемент имеет в соединениях несколько степеней окисления (см. раздел «Степень окисления» данного издания), то амфотерные свойства наиболее ярко проявляются для промежуточной степени окисления. Например, для хрома известны три степени окисления – (+2), (+3) и (+6). У Cr^{+3} кислотные и основные свойства выражены в равной степени, тогда как у Cr^{+2} наблюдается преобладание основных свойств, а у Cr^{+6} – преобладание кислотных свойств.

[24] В настоящее время инертные газы чаще называют благородными и относят к неметаллам, т.к. для многих из них был синтезирован ряд химических соединений.

буквы, соответствующие правильным ответам и составьте из них фамилию шведского химика, предложившего современные знаки химических элементов, классификацию элементов, соединений и минералов.

Формулы веществ	Классы неорганических соединений							
	металлы	переходные элементы	неметаллы	бинарные соединения	кислоты	амфолиты	основания	соли
PCl_3	М	Э	М	Ц	И	З	Т	Ф
$HClO_2$	А	Ъ	С	И	Е	Б	О	Е
$Be(OH)_2$	П	Х	Ч	Т	А	Л	Г	Д
Zn	Р	Е	Я	Ь	Д	И	Н	Б
$Ba(OH)_2$	О	Щ	Ф	Б	С	М	И	С
Ca	Б	Г	Й	Ю	П	П	К	Р
S_8	Л	Н	Р	Ж	О	У	Д	Т
$Ca_3(PO_4)_2$	Д	Ш	Ц	П	Ы	Я	Б	У
$Ga(OH)_3$	Ж	К	У	О	В	С	А	Я

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №8

1. Первую классификацию элементов и их соединений разработал:
1) Д. И. Менделеев; 2) Й. Берцелиус; 3) М. В. Ломоносов; 4) Д. Дальтон.

2. Их чаще относят к неметаллам, так как для многих были синтезированы соединения:
1) амфотерные элементы; 2) благородные газы; 3) бинарные соединения; 4) соли.

3. Среди указанных веществ простыми являются:
1) CO, CO_2, H_2O; 2) O_2, H_2, O_3; 3) CH_4, C_2H_4, H_2O_2; 4) O_2, SO_3, H_2S.

4. Установите соответствие между формулой вещества и его принадлежностью к соответствующему классу (группе):

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	КЛАСС (ГРУППА) НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ
А) $CsOH$	1) бинарное соединение
Б) MnO	2) кислота
В) Cr_2O_3	3) соль
Г) KCN	4) основание
	5) амфолит

5. Установите соответствие между формулой вещества и его принадлежностью к соответствующему классу (группе):

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	КЛАСС (ГРУППА) НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ
А) Na_2ZnO_2	1) бинарное соединение
Б) $KClO$	2) кислота
В) BaO	3) неметалл
Г) H_3PO_4	4) основание
	5) металл
	6) соль

6. Установите соответствие между формулой вещества и его принадлежностью к соответствующему классу (группе):

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	КЛАСС (ГРУППА) НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ
А) питьевая сода $NaHCO_3$	1) водородное соединение
Б) негашеная известь CaO	2) кислота
В) гашеная известь $Ca(OH)_2$	3) бинарное соединение
Г) угарный газ CO	4) основание
	5) простое вещество
	6) соль

7. К гидроксидам <u>не относится</u> вещество, формула которого:
1) NH_4Cl; 2) $NaOH$; 3) $Ca(OH)_2$; 4) H_2SO_4.

8. В каком ряду веществ представлены только соли?
1) KCN, $CuCl_2$, H_3BO_3; 2) $Fe(NO_3)_3$, $LiCl$, NH_3; 3) $Ca(OH)Cl$, $NaHCO_3$, $KCNS$; 4) CH_4, $Al_2(SO_4)_3$, $HCNS$

9. Установите соответствие между формулой вещества и его принадлежностью к соответствующему классу (группе):

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	КЛАСС (ГРУППА) НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ
А) H_3AsO_4	1) кислота
Б) BeO	2) основание
В) $Ca(OH)Cl$	3) бинарное соединение
Г) SO_3	4) неметалл
	5) амфолит
	6) соль

10. Только кислоты расположены в ряду:
1) HNO_3, $Ca(NO_3)_2$, NO_2; 2) $KHCO_3$, $Ba(HCO_3)_2$, $Zn(OH)Cl$; 3) HNO_2, HNO_3, H_2CO_3; 4) H_2O, Na_2SO_3, SO_2.

****

§ 9 ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

В предыдущих параграфах были рассмотрены основы теории строения атома, которые необходимы для понимания строения вещества.

Разные вещества имеют различное строение. Среди них только благородные газы – гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон – существуют в виде ***свободных*** (изолированных) ***атомов***. Это обусловлено высокой устойчивостью их электронных структур (электронный дуплет $1s^2$ у гелия *He* и электронный октет ns^2np^6 на ВЭУ в атомах остальных благородных газов). Все другие вещества состоят из ***связанных атомных частиц***. Химическая реакция – это проявление сложной формы движения материи. В химических реакциях между атомами образуется химическая связь, разрываются связи между атомными частицами в молекуле или кристалле, образуются новые вещества, выделяется или поглощается энергия. Силы взаимодействия, которые соединяют атомные частицы в молекулы, ионы и кристаллы, получили название «***химическая связь***».

Вопрос о химических связях – центральный вопрос науки химии.

Химическая связь – это взаимодействие атомных частиц, сопровождающееся перестройкой электронных оболочек (орбиталей), как правило, ВЭУ (в образовании химической связи участвуют ***валентные электроны*** – электроны ВЭУ). Перестройка электронной системы определяет все физические и химические свойства (поэтому-то свойства простых веществ отличаются от свойств их соединений).

Химическая связь – связь между химическими частицами (атомными частицами, молекулами, ионами), объединяющая их в более сложные структуры (молекулы, ионы, ассоциаты). Ее образование всегда энергетически выгодно, т.е. сопряжено с выделением энергии (полная энергия системы – сумма кинетической и потенциальной энергий – понижается).

Более подробно с характеристиками химической связи (энергией, длиной, валентным углом, дипольным моментом и др.) предстоит познакомиться в старших классах. Остановимся лишь на некоторых характеристиках связи.

Энергия химической связи – количество теплоты, поглощаемое при разрыве химической связи или выделяемое при ее образовании. Единица – килоджоуль на моль (кДж/моль).

Длина химической связи – расстояние между ядрами связываемых атомных частиц одного химического элемента или разных элементов. Единицы – нанометр (нм), пикометр (пм).

В зависимости от способа образования различают следующие виды химической связи: ***ковалентная***, ***ионная***, ***металлическая*** *и* ***водородная***. Существует два механизма образования ковалентной связи: ***обменный*** *и* ***донорно-акцепторный*** (подробнее механизмы образования будут изучены также в старших классах). Следует отметить, что выделяют два вида ковалентной связи: ***полярная*** и ***неполярная***. В следующих параграфах рассмотрим их подробнее.

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

107. Дополните текст. 1. Электроотрицательность (ЭО) – это … . 2. Значение ЭО атомов изменяется в группах так: … . 3. Значение ЭО атомов изменяется в периодах так: ... . 4. Численное значение ЭО для металлов ..., а для неметаллов ... . 5. Самым ЭО элементом является ... . 6. При химических реакциях электроны от атомов (или атомных частиц) с ... ЭО переходят или смещаются к атомам (или атомным частицам) с ... ЭО.

108. *Химические элементы, значения ЭО которых меньше 2: а) *K*; б) *Cl*; в) *C*; г) *Al*; д) *Ca*.

109. Запишите символы тех элементов, значение ЭО которых меньше двух, используя данные о распределении электронов на ВЭУ:

а) •Э̤•; б) Э̇; в) •Э̤̤:; г)• Э̤̤:; д) Э̤̤•.

110. «Третий лишний». Определите «лишний» химический элемент среди трех, характеризуя ЭО их атомов по положению в ПСХЭ или по строению атомов:

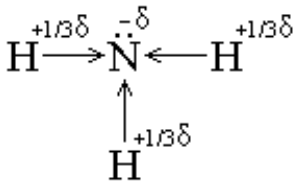
а) +12, +7, +17 б) *K*, *Ca*, *Br* в) $2e^-$, $8e^-$, $6e^-$; $2e^-$, $7e^-$; $2e^-$, $8e^-$, $1e^-$

111. Определите смещение электронной плотности в молекулах: а) *HF*; б) H_2O; в) NH_3; г) NBr_3; д) CH_4; е) SiH_4; ж) *HBr*. Для всех атомных частиц укажите условный заряд (±δ).

Решение:

в) NH_3

Для определения смещения электронной плотности необходимо выписать из ПСХЭ значения ЭО азота и водорода: ЭО(*N*) = 3,07; ЭО(*H*) = 2,10. Так как ЭО(*N*) > ЭО(*H*), то электронная плотность смещается в сторону атомной частицы азота. Составим структурную формулу аммиака и укажем смещение электронной плотности в молекуле.

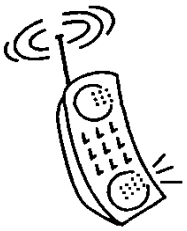


112. Распределите по виду химической связи в таблице следующие вещества: *FeS, Au, NaF,* H_2O, *KI,* PCl_5, $MgBr_2$, O_2, $AlCl_3$, *Cu,* CH_4, *Fe,* NH_3, P_4, *HCl, K, NaCl,* S_2, *HBr,* Al_2O_3, *MgO,* F_2.

Химическая связь в

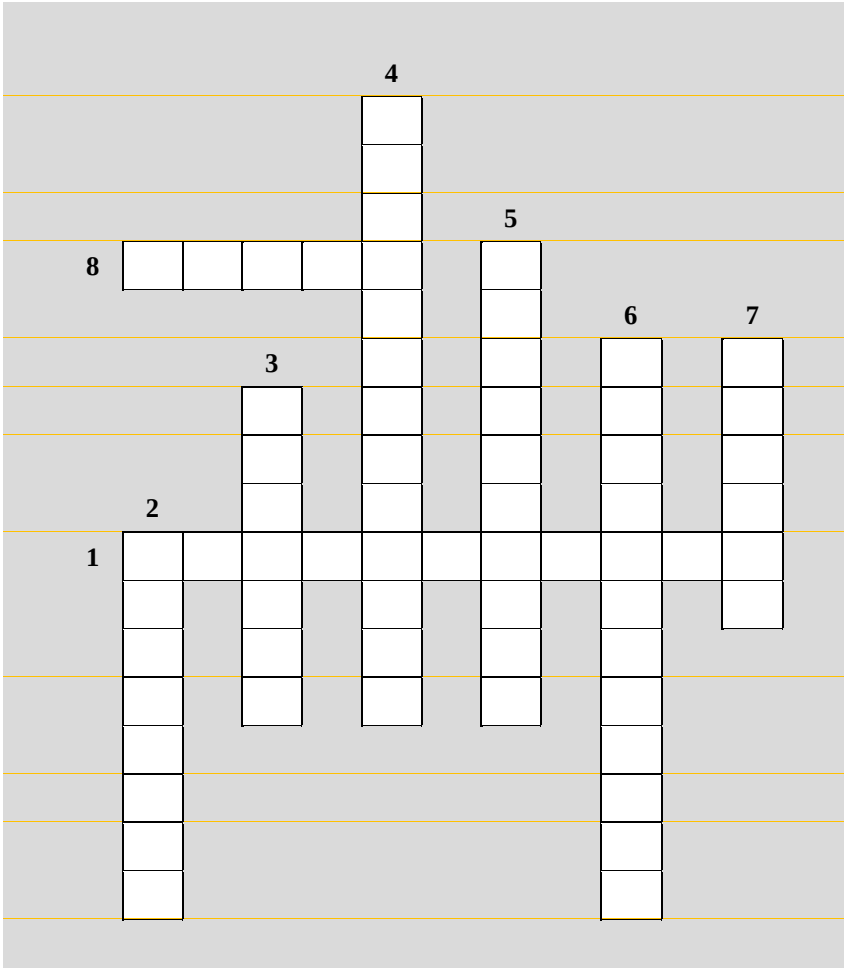
простых веществах		сложных веществах	
Металлическая	КНП	КП	Ионная
…	…	…	…

113. «Позвони мне, позвони». Номер телефона – вещества с ковалентной полярной связью.



1 – Br_2	6 – NH_3
2 – H_2O	7 – O_2
3 – *NaOH*	8 – *HCl*
4 – H_2	9 – *NaCl*
5 – H_2S	0 – NO_2

114. Решите кроссворд «Виды химических связей» (ответы – существительное или прилагательное в именительном падеже):
1 – образование химической связи обусловлено взаимодействием атомных частиц и сопровождается … электронных оболочек (орбиталей) внешнего энергетического уровня; 2 – вид химической связи, образующийся в сложных веществах между атомными частицами неметаллов; 3 – количество теплоты, поглощаемое при разрыве связи или выделяемое при ее образовании – … связи; 4 – вид химической связи, образующийся в простых металлических веществах; 5 – вид химической связи, образующийся в простых веществах между частицами неметаллов; 6 – в виде свободных (изолированных) атомов существуют только благородные газы (гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон), что обусловлено высокой … их электронных структур; 7 – вид химической связи, образующийся в сложных веществах между атомными частицами металлов и неметаллов; 8 – расстояние между ядрами связываемых атомных частиц – … связи.



****

§ 10 ХИМИЧЕСКИЕ СВЯЗИ В ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВАХ: МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ И КОВАЛЕНТНАЯ НЕПОЛЯРНАЯ

МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь, осуществляемая между всеми положительными ионами металлов и свободными электронами в структуре металла (за счет так называемого «***электронного газа***»), называется ***металлической***.

При образовании металлической связи одновременно протекают процессы отдачи и присоединения электронов:

$$Me^{0} - ne^{-} \rightarrow Me^{n+},$$
$$Me^{n+} + ne^{-} \rightarrow Me^{0}.$$

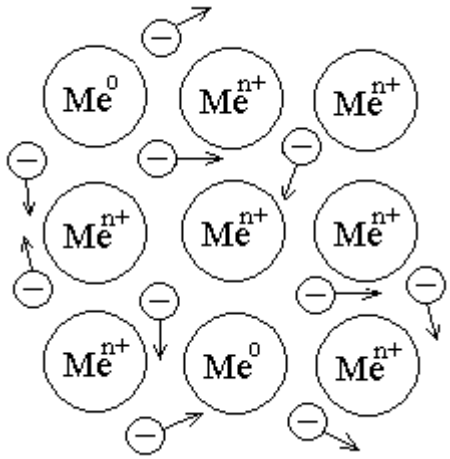


Рис. 37. Модель образования металлической связи

Наличие в структуре металла «электронного газа» объясняет многие физические свойства металлов, такие как тепло- и электропроводность, блеск, ковкость, пластичность и т.п.

Модель образования металлической связи приведена на рис. 37.

Для веществ с металлической связью, в частности простых веществ – металлов (и сплавов) при обычных условиях характерна металлическая кристаллическая решетка[25]. В узлах этих решеток находятся ионы металлов, в промежутках между которыми движутся электроны. Переход от твердого состояния металлов к жидкому сводится к расшатыванию этой связи и нарушению правильной ориентации ионов в пространстве. Превращение же в газообразное состояние ведет к разрыву металлической связи и образованию молекул металлов с малопрочной ковалентной связью или же свободных атомов. С этой точки зрения, переход металлов от твердого состояния к газообразному приводит не только к разрушению агрегата (крупное образование из связанных между собой частиц), но и к образованию частиц с качественно новым видом связи. Физические свойства различных металлов изменяются в очень широком диапазоне. Так, например, температура кипения цезия $+708^{0}$С, а температура кипения вольфрама $+5930^{0}$С. Различие в свойствах металлов обусловлено неодинаковыми межъядерными расстояниями в кристаллических решетках (расстояние между центрами атомных частиц), а также неодинаковым числом электронов на ВЭУ (реже предвнешнем ЭУ) атомов металлов.

---

[25] ***Кристаллическая решетка*** – это модель кристалла, его внутренний каркас. ***Кристаллами*** называют твердые тела с закономерным расположением в них частиц – атомных частиц, молекул, ионов. Форму кристалла изучает наука ***кристаллография***.

КОВАЛЕНТНАЯ НЕПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ

Как уже было отмечено, самыми устойчивыми являются внешние электронные оболочки благородных газов. Атомы других элементов при образовании молекул стремятся приобрести устойчивую восьмиэлектронную (октет) или двухэлектронную (дублет) оболочки.

Теория ковалентной связи была разработана в 1916 г. американским учёным Г.Н. Льюисом, который высказал мысль о том, что химическая связь возникает в результате образования ***общих электронных пар*** между взаимодействующими атомами.

Любая молекула является устойчивой только в том случае, если при ее образовании из атомов происходит уменьшение полной энергии системы. Например, энергия системы из двух сближающихся атомов водорода, которые имеют электроны с параллельными спинами (↑↑), при уменьшении расстояния между атомами увеличивается, т.е. образование устойчивой молекулы не происходит. Если же атомы имеют электроны с антипараллельными спинами (↑↓), то при сближении атомов энергия понижается и достигает минимума. Отсюда был сделан вывод о том, что *при образовании ковалентной связи происходит перекрывание облаков электронов, имеющих антипараллельные спины*.

Химическая связь, осуществляемая путем образования общих электронных пар, называется ***ковалентной*** («ко» – совместное участие, «валентная» – валентных электронов).

Ковалентная связь, возникающая между одинаковыми атомными частицами (т.е. с одинаковой ЭО) называется ***неполярной***. Примерами веществ, образованных КНП связью являются вещества как атомного (*B, C, Si, P* и др.), так и молекулярного строения (H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, S_2 и т.д.)[26]. Молекулы с неполярными связями являются ***неполярными молекулами***. Модели образования КНП связи в молекулах водорода и кислорода приведены на рис. 38-39. Число общих электронных пар между двумя атомными частицами называется ***кратностью связи***. В молекулах могут образовываться различные по кратности связи: ***одинарные***, ***двойные*** и ***тройные***. ***При увеличении кратности связи ее длина уменьшается***.

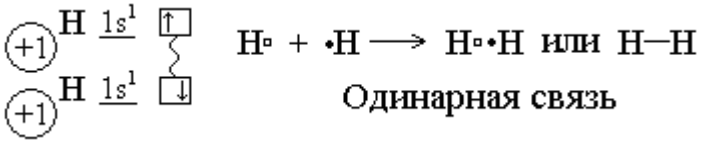


Рис.38. Модель образования молекулы водорода

[26] Щелочные металлы в газообразном состоянии способны образовывать двухатомные молекулы с КНП связью, такие как Na_2, Li_2 и др.

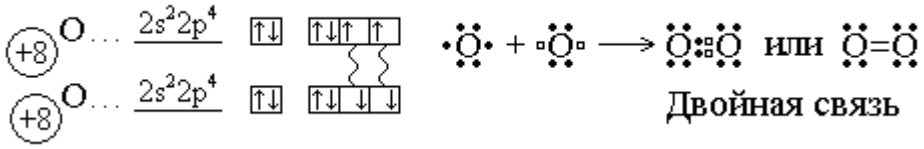


Рис.39. Модель образования молекулы кислорода

Химическая связь в веществах, состоящих при обычных условиях из молекул, как уже было сказано, является ковалентной. В твердом состоянии для таких веществ характерна молекулярная кристаллическая решетка, в которой отдельные молекулы связаны друг с другом довольно слабыми силами межмолекулярного взаимодействия. Повышение температуры приводит к разрушению кристаллических решеток и переходу веществ в жидкое состояние. При дальнейшем нагревании наблюдается переход к газообразному состоянию, характеризующемуся беспорядочным, хаотическим движением большого числа отдельных молекул. Переход от твердого состояния веществ с молекулярным типом кристаллической решетки к газообразному представляет собой переход от упорядоченного агрегата молекул к неупорядоченному. О наличии слабых взаимодействий между отдельными молекулами говорят довольно низкие температуры плавления и кипения таких веществ. Твердый бром плавится при -7^0С и кипит при $+58^0$С, а твердый иод плавится при $+114^0$С и кипит при $+184^0$С.

Для веществ, состоящих из скопления огромного числа атомных частиц (*B, C, Si* и др.), также характерна ковалентная связь. В атомных кристаллических решетках атомные частицы связаны друг с другом прочной (ковалентной) связью. Превращение таких веществ в жидкое и газообразное состояние происходит при довольно высоких температурах и представляет собой превращение гигантских структур в молекулы с малым числом атомных частиц или одиночные атомы (температуры плавления и кипения этих веществ обычно очень высокие).

По характеру химической связи и газообразный азот, и твердый алмаз относятся к одной группе, поскольку и тот и другой являются представителями веществ с ковалентной связью. В то же время для твердого азота характерна молекулярная кристаллическая решетка, а для алмаза – атомная. Следовательно, эти два вещества с одним и тем же видом химической связи в твердом состоянии образуют разные типы кристаллических решеток.

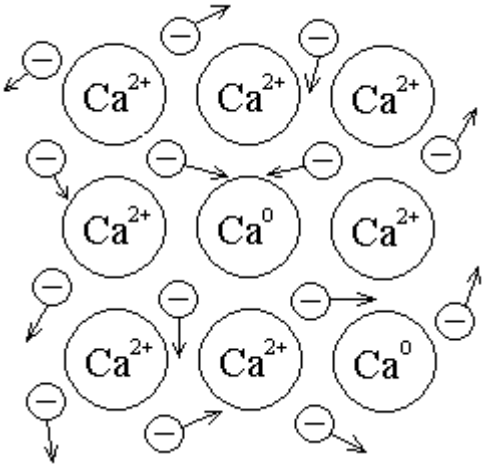
********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

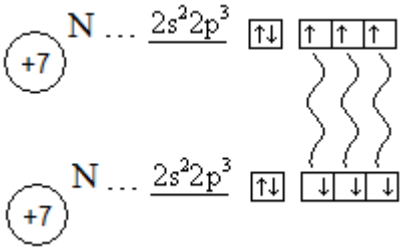
115. Изобразите схему образования связи в следующих металлах: а) *K*; б) *Ca*; в) *Al*; г) *Mg*; д) *Rb*.

Решение:

б) *Ca* Схему металлической связи, которая характерна для металла кальция, можно представить следующим образом:

$$Ca^{0} - 2e^{-} \rightarrow Ca^{2+}$$
$$Ca^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ca^{0}$$

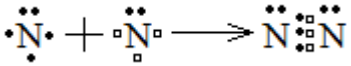




116. Составьте схемы образования молекул: а) S_2; б) Br_2; в) N_2; г) I_2; д) Cl_2.

Решение:

в) N_2 – вид связи – ковалентная неполярная.



или $N \equiv N$, тройная связь.

117. Расположите в порядке увеличения прочности химической связи вещества с формулами S_2, Cl_2, N_2. Ответ обоснуйте. Как будет меняться длина связи в молекулах составленного ряда?

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №9

1. Путем соединения атомов одного и того же химического элемента образуется связь:
1) ионная; 2) ковалентная полярная; 3) ковалентная неполярная; 4) водородная.

2. Какая из связей имеет наименьшую длину:
1) тройная; 2) двойная; 3) одинарная; 4) полуторная.

3. Ковалентная неполярная связь характерна для соединений:
1) CrO_3; 2) P_2O_5; 3) SO_2; 4) F_2.

4. Тремя общими электронными парами образована ковалентная связь в молекуле:
1) азота N_2; 2) сероводорода H_2S; 3) метана CH_4; 4) хлора Cl_2.

5. Вещества с ковалентной неполярной связью – это:
1) алмаз и сера; 2) сера и вода; 3) вода и кварц; 4) кварц и углекислый газ.

6. Связи в веществе S_8:
1) только ионные; 2) ионные и ковалентные полярные; 3) только ковалентные полярные; 4) только ковалентные неполярные.

7. Ковалентная полярная связь существует в молекулах:
1) HF; 2) O_3; 3) $NaCl$; 4) O_2.

8. Вещество с металлической связью имеет формулу:
1) *KCl*; 2) *HCl*; 3) Cl_2; 4) *K*.
9. Металлическая связь характерна для вещества с химической формулой:
1) $AuCl_3$; 2) Na_2; 3) I_2; 4) *Ag*.
10. Выберите определение металлической связи:
1) связь за счет общих пар электронов металлов; 2) связь между всеми положительно заряженными ионами металлов и свободными электронами в кристаллической решетке; 3) связь между атомами металлов в кристаллической решетке за счет «электронного газа»; 4) связь между положительно заряженными ионами металлов и отрицательно заряженными электронами.

****

§ 11 ХИМИЧЕСКИЕ СВЯЗИ В СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВАХ: КОВАЛЕНТНАЯ ПОЛЯРНАЯ И ИОННАЯ

Ковалентная связь между разными атомными частицами (т.е. с различной ЭО) называется ***полярной***[27]. Примеры веществ, образованных КП связью: H_2O, HCl, NH_3 и т.п.

Пример образования КП связи в молекуле воды приведен на рис. 40.

Как уже отмечалось, для веществ, образованных ковалентной связью, характерна молекулярная кристаллическая решетка, характеризующаяся низкими температурами плавления и кипения. Например, твердый хлороводород плавится при -114^{0}С и кипит при -85^{0}С, а твердый оксид углерода(IV) (сухой лед) превращается в газообразное состояние при -78,5^{0}С.

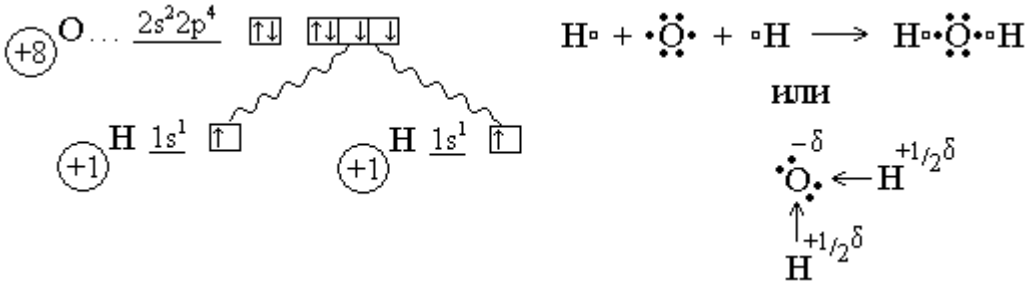


Рис. 40. Модель образования молекулы воды

Теорию ионной связи разработал в 1916 г. немецкий учёный В. Коссель.

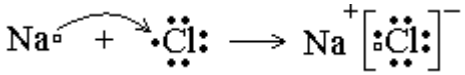
Ионную связь можно рассмотреть как предельный случай КП связи, условно считая, что электроны полностью переходят от атомных частиц одного химического элемента к другому, образуя ионы.

Связь, осуществляемая за счет сил электростатического притяжения ионов (т.е. между ионами), называется ***ионной***. Примеры веществ,

[27] Если молекула состоит из двух атомных частиц, которые связаны полярной связью, то такая молекула является ***полярной молекулой***, т.е. представляет собой ***диполь***. ***Диполь*** – это электронейтральная система, в которой центры положительного и отрицательного зарядов находятся на определенном расстоянии друг от друга.

образованных ионной связью: *NaCl, BaO, $SrBr_2$* и т.п. Чисто ионной связи практически не существует (в наиболее ионном соединении – фториде франция (*FrF*), образованном самым активным неметаллом фтором и самым активным металлом францием, степень ионности составляет всего 93%) Поэтому деление химической связи на виды – ковалентная и ионная – также условно.

Пример модели образования ионной связи в молекуле хлорида натрия приведен на рис. 41.



Общее число заряженных частиц	11 p^+ 11 e^-	17 p^+ 17 e^-	11 p^+ 10 e^-	17 p^+ 18 e^-
Суммарный заряд	0	0	+1	–1
Конфигурация	$\ldots 2s^2 2p^6 3s^1$	$\ldots 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$\ldots 2s^2 2p^6$	$\ldots 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Рис. 41. Модель образования молекулы хлорида натрия

Ионы можно представить как заряженные частицы (шарообразной формы), силовые поля которых равномерно распределяются во всех направлениях в пространстве. Поэтому каждый ион может притягивать к себе ионы противоположного знака в любом направлении. Иначе говоря, ионная связь в отличие от ковалентной характеризуется ***ненаправленностью***, т.е. не имеет направленности. Кроме того, у ионов после притяжения противоиона сохраняется способность притягивать ионы противоположного знака по другим направлениям. Следовательно, в отличие от ковалентной ионная связь характеризуется ***ненасыщаемостью***. Вследствие ненаправленности и ненасыщаемости ионной связи энергетически наиболее выгодно, когда каждый ион окружен максимальным числом противоионов, то есть когда достигается плотнейшая упаковка ионов.

Для веществ с ионной связью при обычных условиях характерна ионная кристаллическая решетка, в узлах которой находятся разноименные ионы, геометрически правильно расположенные относительно друг друга и связанные силами электростатического притяжения. В зависимости от размера иона вокруг него может группироваться разное число ионов другого знака. Переход от твердого состояния для этих веществ к газообразному состоит в разрушении связей между ионами в кристаллах и превращении структуры в одиночные ионные молекулы. Температура плавления и кипения этих веществ обычно высокая, что говорит о прочности ионных решеток.

Для того, чтобы определить вид связи в сложном веществе используют значения электроотрицательности (ЭО) химических элементов, образующих вещество:

ПРАВИЛА
определения вида химической связи в соединении
при ΔЭО = 0 – считают, что связь КНП,
при 0 < ΔЭО ≤ 1,7 - считают, что связь КП,
а при ΔЭО > 1,7 – связь ионная.
Помните, что абсолютно ионных соединений не существует!

Упрощенно можно пользоваться следующим алгоритмом для определения вида химической связи в сложном веществе:

соединение образовано **Ме + неМе = ионная связь**
соединение образовано **неМе + неМе = КП связь**

Водородная связь – это особый вид химической связи с участием атомных частиц водорода (см. подробнее раздел «Химия воды»; подробнее этот вид связи будет изучен в 10 классе).

Существуют вещества, молекулы которых содержат и ионные, и ковалетные связи. К таким веществам относятся, например, щелочи и многие соли. Так, в молекулах гидроксида натрия $NaOH$ и сульфата натрия Na_2SO_4 связи между атомными частицами натрия и кислорода представляют собой ионные связи, а остальные связи (между атомными частицами кислорода и водорода в $NaOH$ и между атомными частицами кислорода и серы в Na_2SO_4) – ковалентные полярные.

***

«Изготовление моделей молекул». Модели молекул химических веществ дают возможность представить пространственное строение. Наиболее распространенный вариант моделирования – изготовление шаро-стержневых моделей. Для изготовления моделей:

✓ выберите одну из перечисленных ниже химических формул (C_2H_5OH, $KMnO_4$, H_2O_2, H_2SO_4, HNO_3, H_2CO_3 или любую другую, в состав которой входит не менее 4 атомных частиц);

✓ по химической формуле вещества составьте структурную формулу;

✓ разработайте модель из подручных материалов (спички, пластилин, тесто, пластик и т.п.). Описание проделанной работы и изготовленную модель сдайте учителю.

***

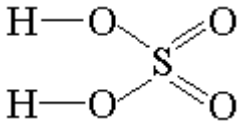
********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

118. Изобразите структурные (графические) формулы следующих ковалентных соединений, исходя из того, что водород может образовывать лишь одинарные связи (одновалентен), а кислород – две одинарные или одну двойную связь (двухвалентен): а) NH_3; б) H_2SO_4; в) HCl; г) H_3PO_4; д) P_2O_5; е) C_2H_5OH.

Решение:

б) H_2SO_4

Так как ЭО(*O*) > ЭО(*S*) и ЭО(*S*) > ЭО(*H*), то можно предположить, что кислород будет принимать электроны при образовании связи ($2e^-$; то есть будет двухвалентным). Водород, имея на ВЭУ $1e^-$, всегда в соединениях одновалентен, то есть способен образовывать только одинарные связи. Сера будет образовывать максимально возможное количество связей – 6. Тогда графическая (структурная) формула серной кислоты может выглядеть следующим образом:



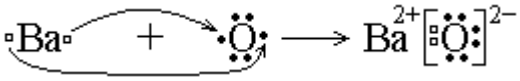
119. Напишите формулы ионных соединений, содержащих следующие пары ионов: а) Na^+ и Cl^-; б) S^{2-} и K^+; в) Ba^{2+} и NO_3^-; г) Ba^{2+} и Br^-; д) Al^{3+} и SO_4^{2-}; е) N^{3-} и Mg^{2+}.

120. Два элемента соединены ковалентной полярной связью и образуют горючее газообразное соединение. При его сжигании образуются оксид углерода(IV) и пары воды. Формула этого вещества: а) CO_2; б) CH_4; в) CO; г) CS_2.

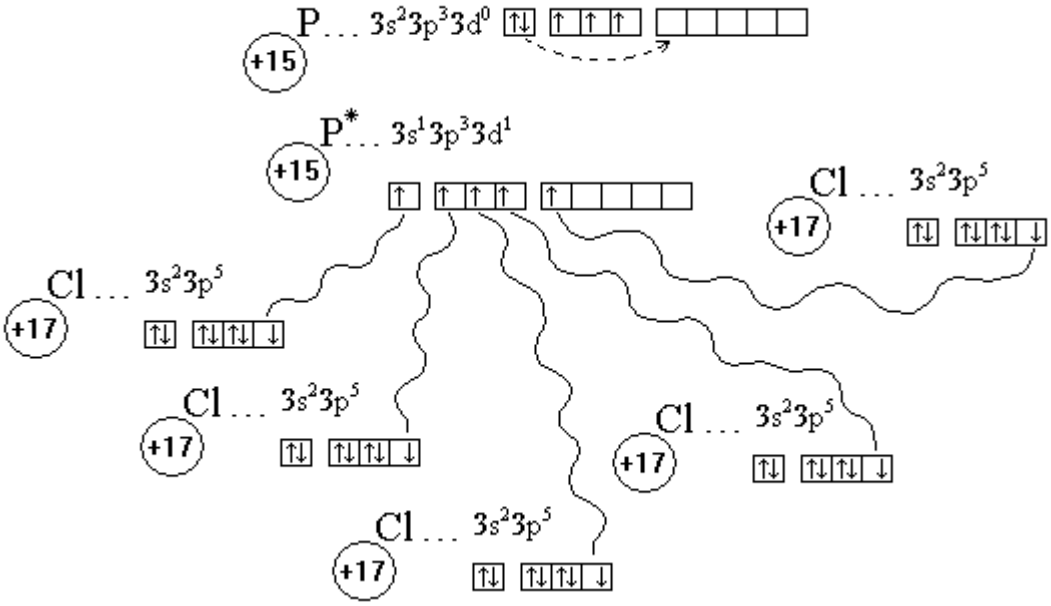
121. Составьте схемы образования молекул следующих веществ: а) *HCl*; б) *KBr*; в) *CaO*; г) SiH_4; д) *BaO*; е) PCl_5.

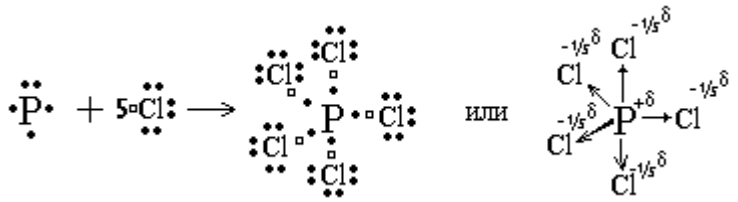
Решение:

д) *BaO* – вид связи – ионная



е) PCl_5 – вид связи – ковалентная полярная





122. Почему изделие из кремния при ударе раскалывается на кусочки, а изделие из свинца только расплющивается? В каком из указанных случаев происходит разрушение химической связи, а в каком – нет? Почему?

123. «Третий лишний». В каждом столбце найдите «лишнего», используя знания о химической связи:

а)	б)	в)
F_2	HF	H_2
H_2	HCl	HF
HF	H_2	$NaCl$

124. *Составьте формулы веществ, образованных частицами X и Y, укажите вид связи:

1) X ($1e^-$) и Y ($2e^-$, $6e^-$); 2) X ($1s^22s^22p^63s^1$) и Y ($1s^1$); 3) $_{+12}X$ и $_{+7}Y$; 4) X (Ba^{2+}) и Y (HSO_4^-); 5) X (IVA подгруппа (14 группа), 2-й период) и Y (VIA подгруппа (16 группа), 2-й период).

125. Игра-тренажер «Крестики-нолики». Соединить прямой линией по горизонтали, вертикали или диагонали три клетки, которые содержат формулы веществ с видом химической связи:

а) ковалентная неполярная

CF_4	KI	O_3
C_{60}	I_2	Mg_3N_2
Cl_2	$NaCl$	$NaNO_2$

б) ионная

KNO_3	Se	H_2S
MgF_2	Cs_2O	NaF
SO_2	HCl	N_2O

в) металлическая

K	C_2H_5OH	NO_2
O_2	C_{60}	F_2
Zn	Au	Rb

г) ковалентная полярная

Cl_2O	H_3PO_4	Na_2O_2
Li_3N	N_2O_3	$LiOH$
H_2Se	P_4	CS_2

д) смешанный вид связи

PH_4OH	Na_3N	$Sr(OH)_2$
H_2SO_3	$KClO$	HNO_2
$Ca(ClO)Cl$	Cl_2O_7	As

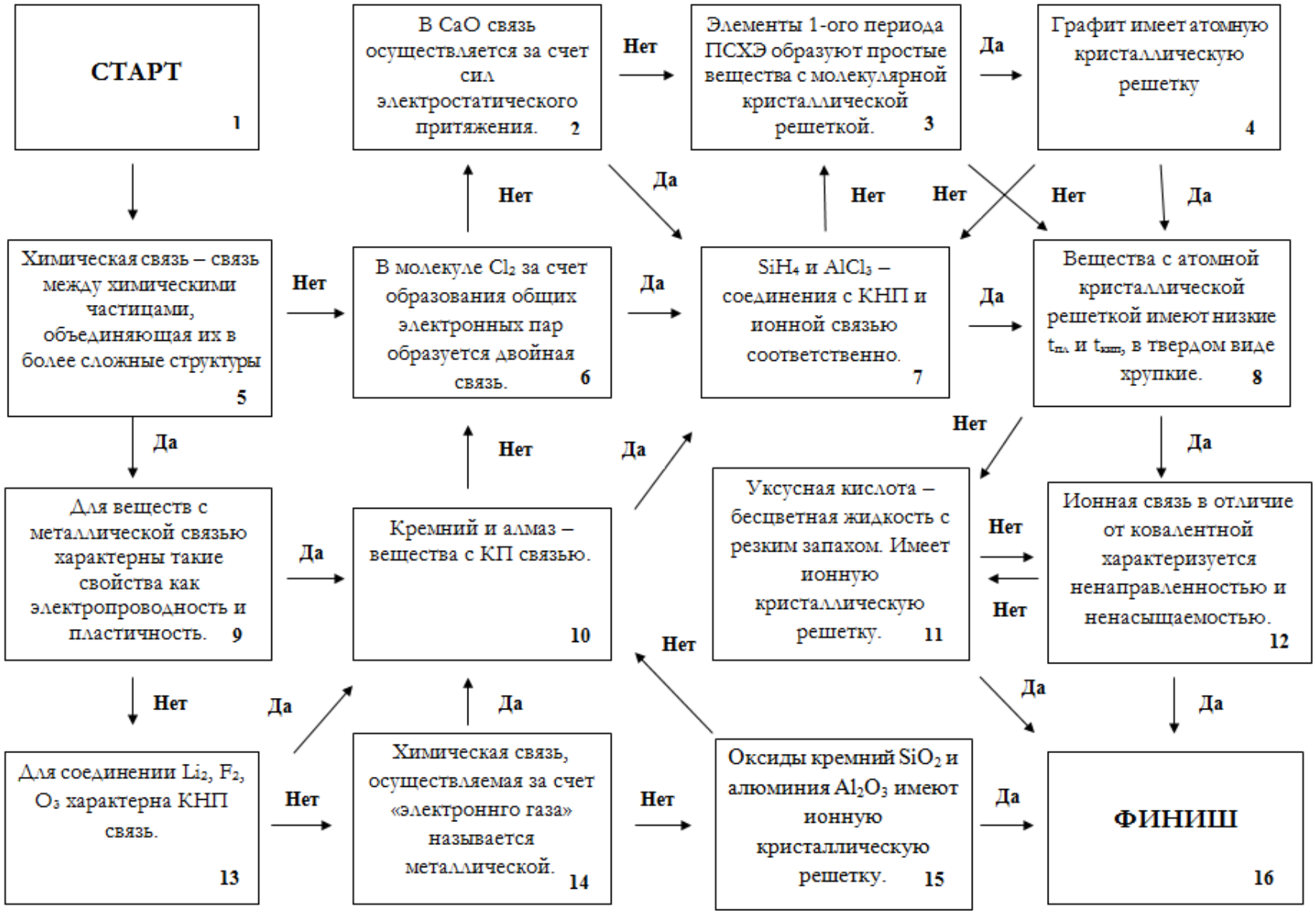
126. Игра «Кто точнее». Определите по формуле вещества вид химической связи (используйте обозначения, приведенные ниже). Время на выполнение работы 3 минуты. Далее поменяйтесь с соседом работой и осуществите проверку (за правильно определенный вид химической связи для 9-10 веществ поставьте отметку – «отлично», 7-8 веществ – «хорошо», 5-6 веществ – «удовлетворительно», менее 5 веществ – «неудовлетворительно»).

Обозначение	Вид химической связи
формула	ковалентная полярная
формула	Ионная
формула	ковалентная неполярная
формула	смешанный вид связи
формула	Металлическая

1 вариант	H_2SiO_3	SO_2	Br_2	Pt	K_2SO_4
	O_3	CaO	N_2H_4	Hg	$BaBr_2$
2 вариант	Cr	N_2O	PH_3	H_2Se	CS_2
	$RbOH$	I_2	CO	NH_4OH	LiI

127. Игра «Химический маршрут». Напишите последовательность цифр для перехода из положения «старт» в положение «финиш», используя свои знания по теме «Виды химических связей и типы кристаллических решеток».

****


СТАРТ 1
В CaO связь осуществляется за счет сил электростатического притяжения. 2
Элементы 1-ого периода ПСХЭ образуют простые вещества с молекулярной кристаллической решеткой. 3
Графит имеет атомную кристаллическую решетку 4
Химическая связь – связь между химическими частицами, объединяющая их в более сложные структуры 5
В молекуле Cl_2 за счет образования общих электронных пар образуется двойная связь. 6
SiH_4 и $AlCl_3$ – соединения с КНП и ионной связью соответственно. 7
Вещества с атомной кристаллической решеткой имеют низкие $t_{пл}$ и $t_{кип}$, в твердом виде хрупкие. 8
Для веществ с металлической связью характерны такие свойства как электропроводность и пластичность. 9
Кремний и алмаз – вещества с КП связью. 10
Уксусная кислота – бесцветная жидкость с резким запахом. Имеет ионную кристаллическую решетку. 11
Ионная связь в отличие от ковалентной характеризуется ненаправленностью и ненасыщаемостью. 12
Для соединении Li_2, F_2, O_3 характерна КНП связь. 13
Химическая связь, осуществляемая за счет «электроннго газа» называется металлической. 14
Оксиды кремний SiO_2 и алюминия Al_2O_3 имеют ионную кристаллическую решетку. 15
ФИНИШ 16
Нет
Да

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №10

1. Соединениями с ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью являются соответственно:
1) H_2O и H_2S; 2) KBr и N_2; 3) NH_3 и H_2; 4) O_2 и CH_4.
2. В молекуле SO_2 имеются связи:
1) две одинарные связи; 2) две двойные связи;
3) одна тройная связь; 4) четыре одинарные связи.
3. За счет общей электронной пары химическая связь образована в соединении:
1) KI; 2) HBr; 3) Li_2O; 4) $NaBr$.
4. Молекулы веществ содержат и ионные и ковалентные полярные связи:
1) NaF; 2) K_2SO_4; 3) Br_2; 4) CO_2.
5. Вещества только с ионной связью приведены в ряду:
1) F_2, CCl_4, KCl; 2) $NaBr$, Na_2O, KI; 3) SO_2, P_4, CaF_2; 4) H_2S, Br_2, K_2S.
6. Установите соответствие между видом связи в веществе и формулой химического соединения:

ВИДЫ СВЯЗИ	ФОРМУЛЫ СОЕДИНЕНИЙ
А) ионная	1) H_2
Б) металлическая	2) Ba
В) ковалентная полярная	3) KNO_3
Г) ковалентная неполярная	4) BaF_2
	5) $NaOH$
	6) HF

7. Химические связи в оксиде кремния SiO_2 и сульфиде натрия Na_2S являются соответственно: 1) ковалентная неполярная и ковалентная полярная; 2) ковалентная полярная и ионная; 3) ионная и ковалентная полярная; 4) ковалентная полярная и ковалентная неполярная.
8. Ионные связи образуются в веществах:
1) HCl и KOH; 2) KOH и NH_4Cl; 3) NH_4Cl и SiO_2; 4) SiO_2 и $NaCl$.
9. Нет ионных связей в веществе:
1) NH_4Cl; 2) Na_2SO_4; 3) $NaOH$; 4) NH_3.
10. Ковалентная неполярная, ионная и ковалентная полярная связи соответственно образуются в веществах:
1) P_4, KBr, NH_3; 2) NH_3, KBr, P_4; 3) KBr, P_4, NH_3; 4) NH_3, P_4, KBr.

****

§ 12 КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЕТКИ

Твердые вещества делят на кристаллические и аморфные. Последние не имеют чёткой температуры плавления – при нагревании они постепенно размягчаются и переходят в текучее состояние. К ***аморфным веществам*** относится большинство пластмасс (например, полиэтилен или полипропилен), шоколад, воск, пластилин, жевательные резинки и смолы.

Кристаллические вещества характеризуются правильным расположением составляющих их частиц. Частицы вещества, расположенные в определенных точках пространства, называют узлами; при их соединении прямыми линиями получается каркас, называемый ***кристаллической решеткой***. Мы уже говорили о типах кристаллических

решеток, когда рассматривали виды химических связей. Теперь давайте попробуем, опираясь на ПСХЭ, выявить закономерности в строении простых веществ и некоторых сложных веществ, например оксидов – бинарных соединений, в которых одним из элементов является кислород.

Рассматривая изменение типа кристаллической решетки для твердых простых веществ, образованных атомами элементов третьего периода, можно выявить закономерность:

Элементы	*Na*	*Mg*	*Al*	*Si*	*P*	*S*	*Cl*	*Ar*
Простые вещества	*Na (тв)*	*Mg (тв)*	*Al (тв)*	*Si (тв)*	P_4 *(тв)*	S_8 *(тв)*	Cl_2 *(тв)*	*Ar (тв)*
Тип кристаллической решетки	Металлическая			Атомная	Молекулярная			

Для всех периодов характерно следующее. Атомы элементов правой части системы образуют простые вещества, для которых характерны молекулярные кристаллические решетки. По мере движения влево наблюдается переход к элементам, образующим простые вещества с атомной, а затем с металлической кристаллической решеткой. Это обусловлено изменением характера химической связи в простых веществах (переходом от ковалентной к металлической). По мере увеличения номера периода наблюдается все большая тенденция к образованию металлической связи и, следовательно, увеличению числа простых веществ с металлической решеткой.

Покажем, как изменяется тип кристаллической решетки у оксидов элементов третьего периода:

Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
Ионная решетка		Атомная решетка		Молекулярная решетка		

С увеличением номера периода все большее число оксидов характеризуется атомной кристаллической решеткой. Особенно это относится к оксидам элементов больших периодов. Многие из них представляют собой весьма прочные вещества, обладающие высокими температурами плавления и кипения, повышенной твердостью (а значит, действительно имеют атомные кристаллические решетки).

Основные типы кристаллических решеток приведены в табл. 25 и на рис. 42.

Таблица 25

Типы кристаллических решеток

Тип решетки	Частицы, ее образующие	Вид связи	Прочность связи	Характерные свойства вещества	Примеры веществ
Ионная	ионы (катионы и анионы)	ионная (электро-статические связи)	прочная	твердые, нелетучие, имеют высокие $t_{кип.}$ и $t_{пл.}$, хрупкие (ломкие), многие растворимы в воде, поэтому в растворе и расплаве проводят ток	соли, оксиды, гидриды металлов 1-2 групп (IA-IIA подгрупп), щелочи
Молекулярная	молекулы (иногда атомы)	слабые силы молекулярного притяжения, водородная	слабая	имеют низкие $t_{кип.}$ и $t_{пл.}$, летучие, в твердом виде хрупкие, хорошие изоляторы, плохие проводники, многие горючи	H_2, O_2, N_2, S_8, галогены, P_4, водородные соединения, H_2O (тв), CO_2(тв), P_4O_{10} (тв), SO_3 (тв), Cl_2O_7 (тв), CrO_3 (тв), Mn_2O_7 (тв), органические соединения, благородные газы
Атомная	атомы	ковален тная	очень прочная	нелетучие, нерастворимые, очень твердые, очень тугоплавкие, диэлектрики, полупроводники	*B*, *Si*, алмаз, графит, силициды, карбиды, нитриды, оксиды (SiO_2, Al_2O_3 , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 и др.)
Металлическая	катионы, атомы металла	металлическая (за счет «электронного газа» и ионов металлов)	разной прочности	электро- и теплопроводны, пластичны, металлический блеск	металлы, сплавы металлов

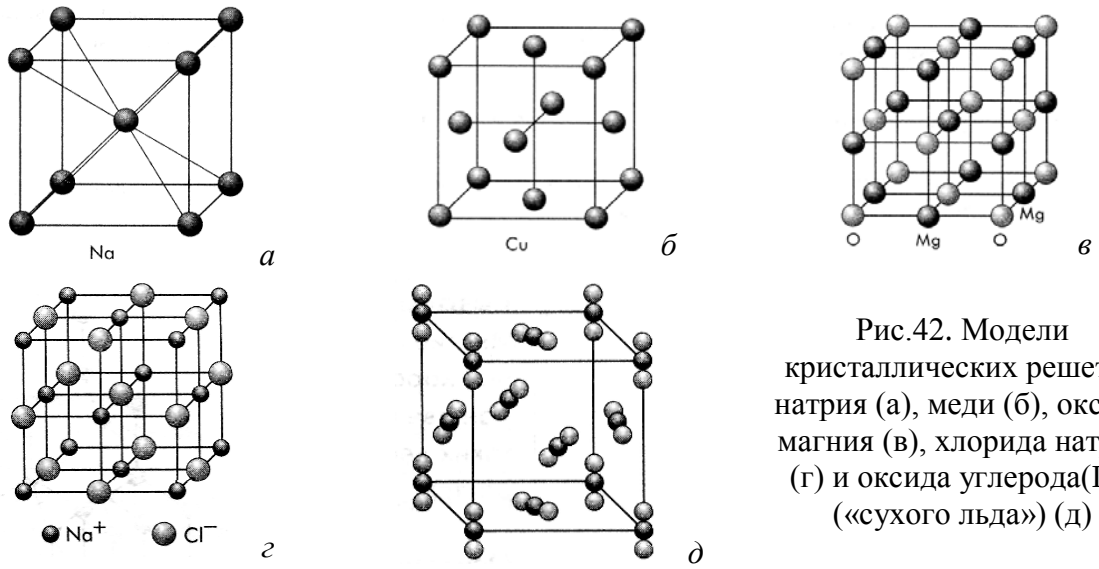


Рис.42. Модели кристаллических решеток натрия (а), меди (б), оксида магния (в), хлорида натрия (г) и оксида углерода(IV) («сухого льда») (д)

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

128. В таблице укажите буквами характеристики каждого типа кристаллических решеток. Составьте связный рассказ о типах кристаллических решеток.

Типы кристаллических решеток	Ответ
1. Ионная кристаллическая решетка	…
2. Атомная кристаллическая решетка	…
3. Молекулярная кристаллическая решетка	…
4. Металлическая кристаллическая решетка	…

Характеристики: а) в узлах кристаллической решетки находятся отдельные атомы (атомные частицы), связанные между собой ковалентной связью; б) кристаллическая решетка характерна для ионных соединений; в) в узлах кристаллической решетки находятся неполярные или полярные молекулы; г) в узлах кристаллической решетки находятся противоположно заряженные ионы; д) в зависимости от взаимного расположения частиц, составляющих решетку, могут образовываться кристаллы различной формы; е) характерна для твердых тугоплавких веществ; ж) характерна для летучих веществ; з) характерна для металлов; и) в узлах кристаллической решетки находятся катионы и атомы металла.

129. Назовите тип кристаллической решетки и частицы, находящиеся в ее узлах, для веществ, формулы которых: а) $CuSO_4$; б) HCl; в) H_2S; г) H_2; д) $Ba(OH)_2$; е) Na_2SO_4; ж) $Cu(OH)_2$; з) $Al(NO_3)_3$; и) Al.

130. *Энергия кристаллической решетки (это энергия, необходимая для ее разрушения) ряда твердых веществ имеет следующие значения (в кДж/моль): поваренная соль (774); алмаз (715); медь (302); лед (50); иод (42); «сухой лед» (26). Какие из перечисленных веществ имеют молекулярную, ионную, ковалентную, металлическую кристаллическую решетку.

131. В склянке без этикетки находится белое вещество, растворимое в воде и имеющее температуру плавления 776^0С. Объясните, какое из перечисленных веществ могло бы находиться в склянке: а) CO_2; б) KCl; в) Cu; г) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

132. Объясните причину различия свойств соединений: а) хлорида натрия $NaCl$ (плавится при 800^0С) и тетрахлорметана CCl_4 (при комнатной температуре – жидкость).

133. Какой тип кристаллической решетки у следующих широко используемых в быту веществ: вода H_2O, уксусная кислота CH_3COOH, сахар $C_{12}H_{22}O_{11}$, калийное удобрение KCl, речной песок SiO_2 (температура плавления 1710^0С), аммиак NH_3, поваренная соль $NaCl$. Сделайте обобщенный вывод: по каким свойствам вещества можно определить тип его кристаллической решетки?

134. *Соберите модель одной из кристаллических решеток (по выбору). Материалы для изготовления выберите самостоятельно.

135. *Найдите характеристику твёрдого кислорода, используя его описание, приведенное в книге А. Беляева «Продавец воздуха».

136. К какому типу веществ (кристаллические или аморфные) относятся пластмассы? Какие свойства последних лежат в основе их промышленного применения?

137. Почему изделия из кремния раскалываются при ударе на кусочки, а изделия из свинца – расплющиваются? В каком из случаев происходит разрушение кристаллической решетки? Ответ поясните.

****

********** *«Готовимся к экзамену по химии»* *****

Тест №11

1. Кристаллическая решетка графита:
1) ионная; 2) молекулярная; 3) атомная; 4) металлическая.

2. Кристаллическую структуру подобную структуре алмаза имеет:
1) кремнезем SiO_2; 2) оксид натрия Na_2O;
3) оксид углерода(II) CO; 4) белый фосфор P_4.

3. Кристаллическая решетка оксида углерода(IV):
1) ионная; 2) молекулярная; 3) металлическая; 4) атомная.

4. Ионы являются структурными частицами:
1) кислорода O_2; 2) воды H_2O;
3) оксида углерода(IV) CO_2; 4) хлорида натрия $NaCl$.

5. Какие из приведенных утверждений верны?
А) Вещества с молекулярной решеткой имеют низкие температуры плавления и низкую электропроводность. Б) Вещества с атомной решеткой пластичны и обладают высокой электрической проводимостью.
1) верно только А; 2) верно только Б;
3) верны оба утверждения; 4) оба утверждения неверны.

6. Бром – летучая жидкость с неприятным запахом. Кристаллическая решетка брома …
1) атомная; 2) молекулярная; 3) ионная; 4) металлическая.

7. Установите соответствие между названием вещества и типом его кристаллической решетки:

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	ТИП КРИСТАЛЛИЧЕСКОЙ РЕШЕТКИ
А) Si	1) ионная
Б) графит (C)	2) молекулярная
В) KCl	3) атомная
Г) Al_2O_3	4) металлическая

8. Фосфин PH_3 – ядовитый газ. Его кристаллическая решетка:
1) атомная; 2) молекулярная; 3) ионная; 4) металлическая.

9. Из молекул состоят кристаллы …
1) сахара; 2) соли; 3) алмаза; 4) серебра.

10. Оцените правильность суждений о связи между строением и свойствами вещества:
А) Среди веществ молекулярного строения есть газообразные, жидкие и твердые при обычных условиях. Б) Вещества с атомной кристаллической решеткой при обычных условиях твердые.
1) верно только А; 2) верно только Б; 3) верны оба суждения; 4) оба суждения неверны.

****

§ 13 СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ И ЗАРЯД ИОНА. ВАЛЕНТНОСТЬ

Понятия, о которых пойдет речь в этом параграфе очень условные и несложные. Попытаемся разобраться, чем отличаются степень окисления и заряд иона, валентность и степень окисления. Начнем по порядку.

Степень окисления элемента (СО или ±ν) – условный заряд атомной частицы в соединении, вычисленный исходя из предположения, что при образовании химической связи электроны полностью переходят к атомной частице с большей электроотрицательностью. Таким образом, под степенью окисления можно понимать число электронов, частично или полностью смещенных от одной атомной частицы к другой в веществе. Степень окисления является безразмерной величиной.

Заряд иона (ν±*)* – целое число, равное отношению реального электрического заряда иона к значению элементарного электрического заряда. Также является безразмерной величиной.

Основное отличие степени окисления и заряда иона в записи:

$Э^{\pm\nu}$ (степень окисления), где ν указывается арабской цифрой[28] $Э^{\nu\pm}$ (заряд иона), где ν указывается арабскими цифрами (цифра 1 опускается)

Например, степень окисления серы в серной кислоте можно обозначить арабской цифрой $H_2S^{+6}O_4$; а заряд сульфат-иона SO_4^{2-}, ортофосфат-иона PO_4^{3-}, катиона аммония NH_4^+ и т.п.

Чаще используется понятие степень окисления, поэтому ниже приведены правила определения степеней окисления химических элементов в неорганических соединениях.

Примеры определения степеней окисления химических элементов приведены в разделе «Изучаем, повторяем, закрепляем».

Теперь разберемся с понятием «валентность». Свойство атомов соединяться с другими атомами называется валентностью[29]. ***Валентность (W)*** – число химических связей, которое данный атом может образовать с другими атомами. Валентность определяется числом неспаренных электронов. Так у атома углерода это может быть, как правило, II и IV.

Изучение состава веществ, образованных водородом и атомными частицами других элементов, показало, что его атом не может присоединять более одного атома других элементов. Это позволило принять валентность водорода за единицу: W(H) = I.

---

[28] В соответствии с требованиями ИЮПАК степень окисления необходимо указывать римской цифрой.

[29] В 1852 г. английский химик Э. Франкленд ввел понятие о соединительной силе. Это свойство атомов позже стали называть валентностью.

ПРАВИЛА
определения степени окисления (СО) (±v):

1. СО отдельных атомов, а также атомных частиц, входящих в состав простых веществ равна нулю (например, H_2^0, Cu^0, S_8^0, Ag^0 и т.п.).
2. Алгебраическая ∑ СО атомных частиц в молекулах равна нулю.
3. СО фтора в его соединениях всегда «-1».
4. СО атомов щелочных (IA) и щелочноземельных (IIA) металлов в соединениях всегда равна «+1» и «+2» соответственно (металлы во всех сложных соединениях имеют только положительные СО); СО(Zn)=+2; СО(Al)=+3.
5. СО водорода в соединениях «+1» (*искл.* гидриды – Na^+H^-).
6. СО кислорода в соединениях «-2» (*искл.* $O^{+2}F_2^-$, $H_2^+O_2^-$, $O_2^+F_2^-$).
7. Отрицательная СО неметалла в бинарных соединениях равна № группы – 8) (H_2S^{-2}, $N^{-3}H_3$, Mg_2Si^{-4} и т.п.).
8. СО атома неметалла в соли всегда равна его СО в соответствующей кислоте (в $H_2S^{+6}O_4$ СО(S) = +6, значит и в соли $Na_2S^{+6}O_4$ и т.п.).
9. СО может быть «+», «–», равной нулю, дробной, целой.
10. Для сложного иона алгебраическая сумма степеней окисления элементов равна заряду иона.
11. СО гидроксильной группы –1, катиона аммония +1 (OH^-, NH_4^+).

Э.Франкленд

Валентность химических элементов можно определить по структурной формуле вещества (по количеству ковалентных связей) или по положению химического элемента в ПСХЭ (высшая валентность равна номеру группы).

Водород всегда одновалентен,
а кислород, как правило, двухвалентен

Постоянной валентностью обладают, как правило, металлы главных подгрупп; металлы побочных подгрупп и неметаллы обладают переменной валентностью.

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

138. Определите степень окисления отдельных атомов и атомных частиц химических элементов в соединениях и ионах:
а) Al; Br_2; HCl; NO; $NaCl$; MnO_2; H_2O; б) P; KI; BaF_2; S; I_2; H_2SO_4; Na_3PO_4; в) $KClO_3$; NaH; $Ba(OH)_2$; $HMnO_4$; H_2S; г) Hg; MgO; Fe_2O_3; HNO_3; K_2SO_4; KNO_2; д) Na_2O; NO_2; O_3; $AgNO_3$; Cl_2; $Cr_2(SO_4)_3$; е) PH_3; $NaClO$; NH_3; CaH_2; SF_6; $FeCl_2$; ж) $AlO(OH)$; CuF_2; Na_3AsO_4; $NaAlO_2$; $NaClO_4$; $PbSO_4$; з) Ag_2O; $K_2Cr_2O_7$; $Na_2S_2O_7$; N_2O_5; $SnCl_2$; и) $Cu(NO_3)_2$; $SO_2{\cdot}H_2O$; $MnSO_3$; $CO_2{\cdot}H_2O$; $CdCO_3$; $HClO_4$; к) $Fe(ClO_4)_3$; Na_2SiO_3; K_2ZnO_2; KCN; Li_2S; $RbClO_2$; л) Na_2CrO_4; Li_2MnO_4; $CuSeO_4$; $Na_4P_2O_7$; KPO_3; K_4SiO_4; м) OF_2; P_4O_{10}; I_2O_5; IF_7; NF_3; Cl_3N; н) CS_2; CCl_4; PCl_3; PBr_5; C_2H_6; C_2H_4; о) C_2H_2; Ca_2Si; Sb_2S_5; Tl_2O_3; Hg_2Cl_2; $HgCl_2$; п) NH_4^+; NF_4^+; NH_2^-; VO^{2+}; VO_2^+; CN^-; р) OH^-; HS^-; ClO^-; ClO_2^-; ClO_3^-; ClO_4^-; с) $H_2PO_4^-$; $H_2P_2O_7^{2-}$; MnO_4^-; CrO_4^{2-}; NO_3^-.

Решение:

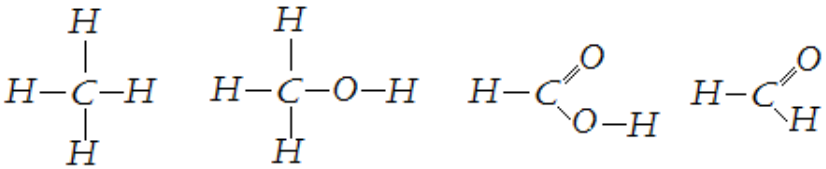
Для определения степеней окисления всех химических элементов следует воспользоваться правилами определения степеней окисления (степень окисления простых веществ равна «0»; степень окисления кислорода в большинстве соединений равна –2; степень окисления водорода в большинстве соединений равна +1 и т.п.).

а) Al^0; Br_2^0; H^+Cl^-; $N^{+2}O^{-2}$; Na^+Cl^-; $Mn^{+4}O_2^{-2}$; $H_2^+O^{-2}$.

139. Составьте формулу вещества по степени окисления его атомов: а) H^+O^{-2}; б) $Cl^{+7}O$; в) $Al^{+3}O$; г) оксид олова(II); д) оксид хрома(III); е) оксид селена(IV); ж) фторид серы(VI); з) хлорид железа(III); и) оксид свинца(IV).

140. *Изобразите электронные формулы следующих молекул: Cl_2, P_2, HF, H_2O, PH_3, CH_4, H_2O_2. Укажите полярные и неполярные связи. Определите валентность (количество ковалентных связей) атомных частиц и степень окисления элементов.

141. Определить валентность и степень окисления углерода по структурным формулам соединений:



142. Дан ряд соединений фосфора: P_2O_5, PH_3, PCl_3, Na_3P, PCl_5, P_2O_3, Ca_3P_2. Число соединений, в которых фосфор проявляет степень окисления равную –3, равно: а) 1, б) 2, в) 3, г) 4.

****

********** *«Готовимся к экзамену по химии»* *****

Тест №12

1. Степень окисления серы в соединении H_2SO_3 равна:
1) –1; 2) +2; 3) 0; 4) +4

2. Азот проявляет одинаковую степень окисления в каждом из двух соединений:
1) NH_3, N_2O_3; 2) HNO_2, Li_3N; 3) Mg_3N_2, NH_3; 4) NH_3, HNO_2.

3. Наибольшую степень окисления марганец имеет в соединении:
1) MnO; 2) MnO_2; 3) K_2MnO_4; 4) Mn_2O_3.

4. Степень окисления –3 азот проявляет в соединении:
1) N_2O_3; 2) HNO_3; 3) NF_3; 4) NH_4Cl.

5. Свою максимальную степень окисления бром проявляет в соединении:
1) $NaBr$; 2) $HBrO$; 3) BrF_5; 4) $KBrO_4$.

6. Наименьшую степень окисления углерод проявляет в соединении:
1) CCl_4; 2) CH_4; 3) C_2H_6; 4) C_2H_2.

7. Установите заряд иона по степеням окисления химических элементов, входящих в его состав:

СОСТАВ ИОНА	ЗАРЯД ИОНА
А) $[S^{+6}O_4^{-2}]$	1) 3–
Б) $[Cl^{+5}O_3^{-2}]$	2) 2–
В) $[P^{+5}O_4^{-2}]$	3) –
Г) $[N^{-3}H_4^{+}]$	4) 0
	5) +
	6) 2+

8. Установите соответствие между формулой соединения и степенью окисления хлора в нем:

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ХЛОРА
А) $Ca(OCl)_2$	1) +1
Б) $KClO_3$	2) +2
В) $HClO_2$	3) +3
Г) $FeCl_3$	4) +5
	5) –1
	6) –3

9. Установите соответствие между формулой соединения и степенью окисления марганца в нем:

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ МАРГАНЦА
А) $KMnO_4$	1) +1
Б) $Mn(OH)_4$	2) +2
В) MnO_2	3) +4
Г) MnS	4) +5
	5) +6
	6) +7

10. Установите соответствие между формулой частицы и степенью окисления азота в ней:

ФОРМУЛА ЧАСТИЦЫ	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ АЗОТА
А) NO_3^-	1) –3
Б) NBr_3	2) –2
В) NO_2^-	3) +2
Г) NOF	4) +3
	5) +4
	6) +5

****

§ 14 КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. МОЛЯРНАЯ МАССА. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ. ЗАКОН АВОГАДРО. ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

Количество вещества (*n* «эн» или реже *υ* «ню») – отношение числа формульных единиц (атомов, атомных частиц, молекул, ионов и т.п., например, вещества *B*) в порции вещества к постоянной Авогадро. Единица – моль (или кмоль, ммоль).

$$n_B = \frac{N_B}{N_A} \qquad (12)$$

Моль – это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул, ионов и др.), сколько содержится атомных частиц углерода в 12 г углерода (а их там ≈ 602204500000000000000000).

Однако, как правило, для удобства постоянную Авогадро записывают в экспоненциальной форме – $6{,}02 \cdot 10^{23}$.

***

Количества рисовых зерен, равного 1 моль, будет достаточно, чтобы покрыть всю сушу нашей планеты слоем толщиной 75 метров.

***

Число Авогадро рассчитал совсем не Авогадро. Оно было определено впервые лишь в 1865 г. (почти через 55 лет после открытия закона) австрийским физиком Й. Лошмидтом и впоследствии названо в честь ученого. ***

Моль – это количество вещества, содержащее $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц (постоянная Авогадро).

Молярная масса[30] (М) – это масса одного моль вещества, отношение массы порции вещества (например, *B*) к количеству этого же вещества в той же порции:

$$M(B) = \frac{m(B)}{n(B)} \qquad (13)$$

Численно значение молярной массы равно для любого вещества безразмерному значению относительной молекулярной массы, но, в отличие от нее, молярная масса – величина размерная и выражается в г/моль $|M(A_aB_b)|=M_r(A_aB_b)$ (например, $M(H_2O)$=18 г/моль (или 18 кг/кмоль) обозначает, что 1 моль воды имеет массу 18 г).

Зная формулу вещества, нетрудно указать число моль атомных частиц каждого элемента, входящего в состав этого вещества. Например, 1 моль серной кислоты H_2SO_4 содержит 2 моль атомных частиц водорода *H* (т.е. $2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомных частиц), 1 моль атомных частиц серы *S* (т.е. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомных частиц) и 4 моль атомных частиц кислорода *O* (т.е. $4 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомных частиц).

Молярный объем (V_M) – это объем одного моль газа (измеряется в л/моль). При постоянной температуре (T = const) и давлении (p = const) значение молярного объема любого газа остается постоянной величиной (так, при н.у. V_M=22,4 л/моль).

---

[30] Экспериментальному определению молярных масс газообразных веществ (CO_2 и O_2) посвящена **практическая работа №4**. Сложность установления значения М(газов) экспериментально определяется тем, что газы приходится собирать над водой, поэтому необходимо учитывать их растворимость в воде (если они, конечно, растворимы в ней) и давление водяного пара. Кстати, по ***закону Дальтона общее давление смеси газов*** – газа А, газа Б, газа В и т.д. – ***равно сумме давлений каждого газа в отдельности***: $p_{общее}=p_A+p_Б+p_В+\ldots$ Поэтому для определения давления газа, собранного над водой, необходимо будет от общего давления вычесть давление, которое создает водяной пар.

Для расчета значения V_M при условиях эксперимента можно воспользоваться ***уравнением Клапейрона-Менделеева***:

$$pV = nRT \text{ или } pV = \frac{mRT}{M} \qquad (14)$$

откуда при n = 1 моль

$$V_M = \frac{RT}{p}, \qquad (15)$$

где R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К); p – давление, Па; T – температура, К; V_M – молярный объем, $м^3$/моль.

Покажем, что молярный объем при н.у. составляет действительно 22,4 л/моль независимо от природы газа (т.е. от его состава).

Дано:	СИ	Решение:
t = 0°C p = 760 мм рт.ст. R = 8,314 Дж/моль·К	273К 101325Па 8,314 Дж/моль·К	$pV = nRT$ n = 1 моль V_M=RT/p=8,314·273/101325=0,0224 $\left[V_M = \frac{\frac{Дж}{моль \cdot К} \cdot К}{Па} = \frac{\frac{Н \cdot м}{моль \cdot К} \cdot К}{\frac{Н}{м^2}} = \frac{м^3}{моль} \right]$
V_M – ? л/моль	...$м^3$/моль	

Ответ: V_M = 0,0224 $м^3$/моль=22,4 л/моль

Для перехода к н.у. (или наоборот) можно воспользоваться также формулой ***объединенного газового закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:***

$$pV/T = const \text{ или } \frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0}, \qquad (16)$$

где p_0, V_0, T_0 – давление, объем и температура при н.у.

Закон Авогадро *(А. Авогадро, 1811 г., С. Канниццаро, 1858 г.)*:

«В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число частиц»

1 следствие из закона Авогадро: ***при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем: при н.у. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц газа занимают 22,4 л.***

2 следствие из закона Авогадро: ***объемная доля газа в смеси равняется его мольной доле*** (тогда средняя молярная масса смеси газов ($\overline{M}$) равна сумме произведений объемных долей (φ, в долях) газов на их молярные массы (M):

$$\overline{M}\,(смеси) = \varphi_1 \cdot M_1 + \varphi_2 \cdot M_2 + \varphi_3 \cdot M_3 + \ldots + \varphi_n \cdot M_n, \qquad (17)$$

где φ – объемная доля вещества в смеси газов – отношение собственного объема одного из газов (например, *B*) к объему смеси газов (например, *A+B*):

$$\varphi\ (B_{(г)}) = \frac{V(B_{(г)})}{V(смеси)} \cdot 100\% = \frac{V(B_{(г)})}{V(A_{(г)}) + V(B_{(г)})} \cdot 100\% \qquad (18)$$

φ – безразмерная величина (может быть выражена %).

$$\varphi_1 + \varphi_2 + \varphi_3 + \ldots + \varphi_n = 1 \qquad (19)$$

Многие учёные XVII-XVIII вв. считали, что сосчитать атомы и молекулы невозможно. Так, немецкий химик Ю. Либих (1803-1873) писал, что «определить истинное число атомов даже в простейшем соединении невозможно». Однако в 1811 г. А. Авогадро сделал важное для развития науки предположение (допустил саму мысль, что молекулы можно сосчитать), которое впоследствии было доказано и получило название закона Авогадро. Гипотезе А. Авогадро можно дать объяснение. В газах молекулы находятся на «максимальном» расстоянии друг от друга, а значит, практически не взаимодействуют. А если молекулы не взаимодействуют, то их индивидуальность не проявляется. Тогда, можно считать, что расстояние между молекулами различных газообразных веществ (при одинаковых температуре и давлении) одинаково. Из этого и следует, что равные объёмы газа содержат одинаковое число молекул. Следует отметить, что из результатов сопоставления объёмов реагирующих и образующихся газообразных веществ Авогадро сделал вывод о составе многих молекул целого ряда веществ.

Между собой количество вещества, число частиц, молярная масса и молярный объем связаны соотношением:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} \qquad (20)$$

где N (или $N_{ф.е.}$) – число частиц (формульных единиц вещества); $N_A=6{,}02\cdot10^{23}$ частиц/моль; m – масса вещества, г; M – молярная масса, г/моль; V – объем газа, л; V_M=22,4 л/моль (при н.у.).

А. Авогадро

Многие химические задачи решаются с использованием формулы (20) или ее производных, то есть с использованием понятий «молярная масса», «молярный объем», «количество вещества», «число частиц», ***«мольная доля вещества»*** (χ). Последняя величина равна отношению количества одного вещества (например, B) к сумме количеств всех веществ смеси (например, $A+B$):

$$\chi(B) = \frac{n(B)}{n(B) + n(A)} \cdot 100\% \qquad (21)$$

Объемный и мольный состав смеси газов всегда численно равны

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

143. Какова масса 6,5 моль кремния? Сколько атомов кремния содержится в этой порции вещества?

Решение:

Для решения задачи воспользуемся формулой (20):

Дано:
n(*Si*) = 6,5 моль
M(*Si*) = 28 г/моль
$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц/моль

m(*Si*) - ?
N(*Si*) - ?

$$n(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{M(\text{в-ва})} = \frac{N(\text{в-ва})}{N_A},$$

В нашем случае она примет вид:

$$n(Si) = \frac{m(Si)}{M(Si)} = \frac{N(Si)}{N_A},$$

откуда можно рассчитать массу порции кремния

$$m(Si) = n(Si) \cdot M(Si);$$

$$m(Si) = 6{,}5 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 182 \text{ г}.$$

Зная величину постоянной Авогадро, рассчитаем число атомных частиц кремния в данной порции: $N(Si) = n(Si) \cdot N_A$;

$$N(Si) = 6{,}5 \text{ моль} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ атомов/моль} = 39{,}1 \cdot 10^{23} \text{ атомов}$$

Ответ: m(*Si*) = 182 г; $N(Si) = 39 \cdot 10^{23}$ атомов.

144. Порция серы содержит $60 \cdot 10^{23}$ атомных частиц серы. Какому количеству вещества и массе это соответствует?

145. Масса образца аммиака NH_3 равна 3,4 г. Вычислите: а) число молекул аммиака в данном образце; б) количество вещества аммиака в данном образце; в) объем (в литрах) данной порции газа.

146. Масса образца серной кислоты H_2SO_4 равна 196 г. Какому количеству вещества это соответствует? Сколько молекул серной кислоты содержится в этом образце?

147. Лаборанту необходимо было приготовить для проведения опыта порцию серы, содержащую 0,2 моль серы. Он приготовил навеску серы массой 5 г. Правильно ли лаборант выполнил задание? Как бы поступили вы?

148. Какой объем (при н.у.) займут: а) 0,5 кг водорода H_2; б) 80 моль кислорода O_2; в) $4{,}4 \cdot 10^{23}$ молекул углекислого газа CO_2; г) 248,5 г хлора Cl_2; д) 0,4 моль метана CH_4?

Дано:
а) m(H_2) = 0,5 кг = 500 г
M(H_2) = 2 г/моль
V_M = 22,4 л/моль

V(H_2) – ?

Решение:

Представим количество водорода через его массу и объем:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{V(H_2)}{V_M},$$

Из этого выражения можно рассчитать объем водорода

$$V(H_2) = \frac{m(H_2)\cdot V_M}{M(H_2)};$$

$$V(H_2) = \frac{500\ г \cdot 22{,}4\ л/моль}{2\ г/моль} = 5600\ л = 5{,}6\ м^3$$

Ответ: $V(H_2) = 5{,}6\ м^3$.

149. Какой объем (при н.у.) займет смесь газов следующего состава: 0,35 моль кислорода O_2, 0,22 моль азота N_2, 1,65 моль углекислого газа CO_2 и 0,78 моль оксида серы(IV) SO_2? Решите задачу наиболее рациональным способом.

150. Не прибегая к расчетам, укажите, одинаковое ли (да, нет) число молекул водорода H_2, кислорода O_2 и аммиака NH_3 содержится в порциях этих веществ массой по 2,86 г.

151. Укажите, что тяжелее: 5 л сернистого газа SO_2 или 5 л углекислого газа CO_2?

152. Не прибегая к вычислениям, укажите, одинаковое или разное число молекул содержится в 1 л кислорода O_2, 1 л озона O_3, 1 л водорода H_2 и 1 л углекислого газа CO_2 при одинаковых условиях. Ответ обоснуйте.

153. Какой объем займет при температуре 20^0С и давлении 100 кПа кислород O_2 массой 64 г ?

Дано:
t = 20^0С = 293 К
p = 100 кПа = 100000Па
$m(O_2)$ = 64 г
$M(O_2)$ = 32 г/моль
R = 8,314 Дж/моль·К

$V(O_2)$ – ?

Решение:

Для решения воспользуемся уравнением идеального газа (15). Рассчитаем молярный объем (V_M^*) при условиях, отличных от нормальных:

$$V_M^* = \frac{R\cdot T}{p};$$

$$V_M^* = \frac{8{,}314\ Дж/моль\cdot К \cdot 293\ К}{100000 Па} = 24{,}36\ л/моль$$

Далее запишем формулу для определения количества вещества через массу и объем:

$$n(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{V(O_2)}{V_M^*}.$$

Рассчитаем объем кислорода по известной массе с учетом нового значения молярного объема:

$$V(O_2) = \frac{m(O_2)\cdot V_M^*}{M(O_2)};$$

$$V(O_2) = \frac{64\ г \cdot 24{,}36\ л/моль}{32\ г/моль} = 48{,}72\ л.$$

Ответ: $V(O_2) = 48{,}72$ л.

154. *Какой объем при 25^0С и давлении 125 кПа займет сероводород H_2S массой 68 г?

155. *1,375 г газа занимают объем 700 мл (при н.у.). Определите молярную массу этого вещества.

156. *Имеется 1 л (при н.у.) смеси оксида углерода(II) CO и оксида углерода(IV) CO_2 с молярной массой 32 г/моль. Вычислите объем углекислого газа в смеси.

157. *Определите объемные доли газов в смеси, если массовые доли равны: водорода H_2 – 20%, азота N_2 – 80%.

158. *Для заправки газовых баллонов используется смесь пропана C_3H_8 и бутана C_4H_{10}, в которой объемное содержание компонентов составляет 50%. Рассчитайте массовые и мольные доли пропана и бутана в этой смеси.

159. *Создайте собственную модель молярного объема газа в виде куба (22,4 литра). Изготовить его можно из картона или другого материала (предварительно рассчитайте длину ребра кубика).

160. *Рассчитайте примерное число молекул воды, содержащихся в вашем организме.

161. *Рассчитайте примерное число молекул, попадающих в ваши лёгкие при одном вздохе. Объём вдоха определите экспериментально. Опишите подробно план эксперимента.

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №13

1. Количество азота, которое можно получить из 224 л воздуха (содержание азота в воздухе 78% по объему), находящегося при н.у.:

1) 7,8 моль; 2) 15,6 моль; 3) 20 моль; 4) 10 моль.

2. В четырех сосудах одинакового объема при одинаковых условиях содержатся перечисленные ниже газообразные вещества. Больше всего атомных частиц содержится в сосуде с газом:

1) гелий He; 2) озон O_3; 3) аммиак NH_3; 4) метан CH_4.

3. Газовая смесь состоит из 30 л метана CH_4 и 10 л аммиака NH_3. Сколько молекул метана приходится на одну молекулу аммиака в этой смеси?

1) 3; 2) 1; 3) 4; 4) 6.

4. Газовая смесь состоит из 20% гелия He и 80% оксида серы(IV) SO_2 по объему. Средняя молярная масса смеси:

1) 34 г/моль; 2) 68 г/моль; 3) 45 г/моль; 4) 52 г/моль.

5. Плотность некоторого газа при н. у. составляет 1,25 г/л. Формула газа:

1) CH_4; 2) N_2; 3) O_2; 4) CO_2.

6. В четырех сосудах одинакового объема, но с разной температурой находится одно и то же газообразное вещество. Максимальное давление будет в сосуде с температурой:

1) 0^0С; 2) 120^0С; 3) 200^0С; 4) 300 К.

7. Как изменится молярный объем газов при увеличении температуры от 0^0С до 20^0С при постоянном давлении?
1) увеличится в 2 раза; 2) увеличится в 1,07 раз; 3) увеличится в 3 раза; 4) останется неизменным.
8. Образец газа массой 130 г при температуре 27^0С и нормальном давлении занимает объем 123 л. Этот газ:
1) метан CH_4; 2) азот N_2; 3) ацетилен C_2H_2; 4) угарный газ CO.
9. Мольная доля водорода составляет 75% в соединении:
1) H_2O; 2) NH_3; 3) CH_4; 4) C_3H_8.
10. Мольная доля кислорода составляет 50% в соединении:
1) Fe_2O_3; 2) CO; 3) H_2O; 4) SO_2.

****

§ 15 ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА ВЕЩЕСТВА

В период с 1799-1806 гг. французский ученый-экспериментатор Ж. Пруст состоял в длительном споре с ученым-теоретиком К. Бертолле (заметившим, что состав некоторых веществ зависит от условий их получения), отстаивая мысль о том, что вещество независимо от способов получения обладает одним и тем же составом. Это утверждение было сформулировано в закон постоянства состава вещества (ЗПСВ):

«Всякое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав».

ЗПСВ долгое время считался незыблемым, а предположения К. Бертолле – неверными. Однако в начале XX в. Н.С. Курнаков на основании своих исследований пришел к выводу о существовании нестехиометрических соединений, то есть характеризующихся переменным составом. Н.С. Курнаков отмечал, что «*было бы ошибкой считать соединения переменного состава… чем-то редким и исключительным*».

Н.С. Курнаков

Соединения постоянного состава он назвал ***дальтонидами*** в честь Д.Дальтона, широко принявшего АМУ к химическим явлениям. Нестехиометрические соединения были названы в честь К. Бертолле ***бертоллидами***[31].

Современная формулировка закона – ***состав соединений молекулярной структуры, то есть состоящих из молекул, является постоянным независимо от способа его получения; состав же***

[31] Состав последних изменяется в зависимости от условий проведения реакций и не отвечает целочисленным стехиометрическим отношениям (***стехиометрические коэффициенты*** – коэффициенты перед формулами веществ в уравнении химической реакции (УХР); ***стехиометрические отношения*** – это отношение стехиометрических коэффициентов, определяемые по УХР). Более подробно о стехиометрических коэффициентах и отношениях см. §16.

соединений с немолекулярной структурой (атомной, ионной и металлической решеткой) не постоянен и зависит от условий получения (подробнее о веществах молекулярного и немолекулярного строения и типах кристаллических решеток см. тему 3 данного пособия).

Ж.Л. Пруст

***

Среди неорганических веществ почти 95% не имеют молекулярного строения и, следовательно, являются нестехиометрическими соединениями.

***

Условно считают, что практически для любого вещества можно выделить простейшую формулу, которая отражает кратность соотношения близко расположенных атомов.

Например, поваренной соли – *NaCl* и т.п. Поэтому как для веществ молекулярного строения, так и для веществ немолекулярного строения можно использовать простые расчеты на основе ЗПСВ.

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

162. Укажите формулы веществ молекулярного и немолекулярного строения: O_2, MgF_2, H_2S, H_2O, KBr, CaO, AlF_3, P_4, HCl, O_3, Na_2O, SO_2, NH_3.

163. Сколько граммов кальция содержится в 250 кг карбоната кальция $CaCO_3$?

164. Какая масса углерода содержится в 110 г углекислого газа CO_2?

Решение:

Вариант 1

Для решения подобных задач можно воспользоваться формулой для расчета массовой доли химического элемента. Сначала рассчитаем ω(*C*) в углекислом газе:

Дано:
$m(CO_2) = 110$ г
$M_r(CO_2) = 44$

$m(C)$ - ?

$$\omega(C) = \frac{A_r(C)}{M_r(CO_2)} \cdot 100\% ;$$

$$\omega(C) = \frac{12}{44} \cdot 100\% = 27{,}27\% = 0{,}2727$$

Тогда $m(C) = m(CO_2) \cdot \omega(C) = 110$ г $\cdot$ 0,2727 = 30 г

Вариант 2

Для решения можно воспользоваться пропорцией: 44 г углекислого газа содержит 12 г углерода (первая строчка пропорции составляется, исходя из относительной молекулярной массы); $M_r(CO_2) = A_r(C) + 2A_r(O) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$; вторая строчка пропорции записывается на основе

исходных данных. В нашем случае:

44 г CO_2 содержат 12 г C

110 г CO_2 содержат x г C

$$x = \frac{110\ г \cdot 12\ г}{44\ г} = 30\ г = m(C)$$

Ответ: m(C) = 30 г.

165. Рассчитайте массу красного железняка Fe_2O_3, содержащую 5,6 г железа.

166. Рассчитайте массу сернистого газа SO_2, содержащую 8 г серы.

167. Кальций с водородом соединяется в массовых отношениях 20:1. Выведите химическую формулу гидрида кальция.

Дано:	*Решение:*
m(Ca):m(H) = 20:1 M(Ca) = 40 г/моль M(H) = 1 г/моль	Индексы x и y соотносятся в формуле гидрида кальция как отношение масс элементов (г) к их молярным массам (г/моль):
Ca_xH_y – ?	$x{:}y = \frac{m(Ca)}{M(Ca)} : \frac{m(H)}{M(H)}$;

$$x{:}y = n(Ca) : n(H) = \frac{20}{40} : \frac{1}{1} = 0{,}5{:}1$$

Далее следует разделить полученное соотношение на наименьшее значение (в нашем случае на 0,5):

$$n(Ca) : n(H) = \frac{0{,}5}{0{,}5} : \frac{1}{0{,}5} = 1{:}2$$

Искомая формула гидрида кальция – CaH_2.

Ответ: CaH_2.

168. Установите простейшую формулу муравьиной кислоты, если известно, что массовые отношения в ней водорода, углерода и кислорода равны 1:6:16.

169. В натуральном жемчуге массовые отношения кальция, углерода и кислорода равны 10:3:12. Какова простейшая химическая формула жемчуга?

170. Установите простейшую формулу вещества, состоящего из азота и кислорода, при условии, что в его молекуле на 7 г азота приходится 4 г кислорода.

171. В производстве хрустального стекла используется поташ. Какова простейшая химическая формула поташа, если массовый состав этого вещества равен: калия – 56,6%; углерода – 8,7%; кислорода – 34,7%?

Решение:

Пусть $m(K_xC_yO_z) = 100$ г. Тогда можно рассчитать массы элементов, входящих в состав вещества (можно устно):

Дано:
$\omega(K) = 56{,}6\%$
$\omega(C) = 8{,}7\%$
$\omega(O) = 34{,}7\%$
$M(K) = 39$ г/моль
$M(C) = 12$ г/моль
$M(O) = 16$ г/моль

$K_xC_yO_z$ – ?

$m(K) = m(K_xC_yO_z) \cdot \omega(K)$; $m(K) = 100$ г $\cdot$ 0,566 = 56,6 г

$m(C) = m(K_xC_yO_z) \cdot \omega(C)$; $m(C) = 100$ г $\cdot$ 0,087 = 8,7 г

$m(O) = m(K_xC_yO_z) \cdot \omega(O)$; $m(O) = 100$ г $\cdot$ 0,347 = 34,7 г

Индексы *x*, *y* и *z* соотносятся в формуле поташа как отношение абсолютных масс элементов (г) к их молярным массам (г/моль):

$$x:y:z = \frac{m(K)}{M(K)} : \frac{m(C)}{M(C)} : \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{56{,}6}{39} : \frac{8{,}7}{12} : \frac{34{,}7}{16};$$

$$x:y:z = n(K) : n(C) : n(O) = 1{,}45:0{,}725:2{,}175;$$

Далее делим полученное соотношение на наименьшее значение, т.е. на 0,725:

$$x:y:z = \frac{1{,}45}{0{,}725} : \frac{0{,}725}{0{,}725} : \frac{2{,}175}{0{,}725} = 2:1:3$$

Искомая формула поташа – K_2CO_3.

Ответ: K_2CO_3.

172. Определите молекулярную формулу тиосульфата натрия, в котором массовая доля натрия 29,1%, серы 40,5% и кислорода 30,4%. Молярная масса тиосульфата натрия – 158 г/моль.

173. Определите молекулярную формулу кальциевой селитры, в которой 24,39% кальция, 17,07% азота и 58,54% кислорода. Молярная масса нитрата кальция равна 164 г/моль.

174. Определите формулу кристаллогидрата (твердой соли, в состав которой входит вода) хлорида кальция $xCaCl_2 \cdot yH_2O$, зная, что 7,3 г кристаллогидрата теряют при обезвоживании 3,6 г воды.

Дано:
$m(xCaCl_2 \cdot yH_2O) = 7{,}3$ г
$m(H_2O) = 3{,}6$ г
$M(CaCl_2) = 111$ г/моль
$M(H_2O) = 18$ г/моль

$xCaCl_2 \cdot yH_2O$ – ?

Решение:

Зная массу кристаллогидрата хлорида кальция и воды, можно определить массу безводной соли:

$$m(CaCl_2) = m(xCaCl_2 \cdot yH_2O) - m(H_2O)$$
$$= 7{,}3 \text{ г} - 3{,}6 \text{ г} = 3{,}7 \text{ г}.$$

Коэффициенты *x* и *y* в формуле кристаллогидрата соотносятся как отношение абсолютных масс безводной соли и воды (г) к их молярным массам (г/моль):

$$x:y = \frac{m(CaCl_2)}{M(CaCl_2)} : \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{3,7}{111} : \frac{3,6}{18} = 0,03(3):0,2$$

Далее делим соотношение на наименьшее значение, т.е. на 0,03(3):

$$x:y = \frac{0,03(3)}{0,03(3)} : \frac{0,2}{0,03(3)} = 1:6$$

Искомая формула кристаллогидрата – $CaCl_2 \cdot 6H_2O$.

Ответ: $CaCl_2 \cdot 6H_2O$.

175. * Для подтверждения закона постоянства состава учащийся выбрал два способа получения питьевой соды $NaHCO_3$. Первым способом он получил вещество с атомным отношением 0,5 : 0,49 : 0,51 : 1,48, а вторым - образовалось вещество с $\omega(Na)$ = 0,274, $\omega(H)$ = 0,012, $\omega(C)$ = 0,143 и $\omega(O)$ = 0,571. Подтвердился ли данный закон?

****

ТЕМА 4. ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

§ 16 ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ. УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ЗАКОН ОБЪЕМНЫХ ОТНОШЕНИЙ

...Мир состоит не из готовых, законченных
предметов, а представляет собой совокупность
процессов, в которой предметы,
кажущиеся неизменными…
находятся в беспрерывном изменении…
Ф. Энгельс

Химическое превращение – это качественный скачок, при котором исчезают одни вещества и образуются другие, разрываются химические связи в исходных веществах и образуются химические связи в продуктах. Это сопровождается выделением или поглощением энергии, изменением взаимного порядка расположения частиц (атомных частиц, молекул, ионов). Чего не происходит при химических превращениях, так это изменения массы веществ.

Долгое время течению химических реакций давалось мистическое объяснение. Например, английский исследователь Д. Рипли (1415-1490) рассматривал химическую реакцию как борющихся драконов.

По мере утверждения в науке представлений об атомах и молекулах менялись взгляды учёных на сущность химических реакций. С точки зрения АМУ вещества состоят из молекул, а молекулы – из атомных частиц или отдельных атомов. На основании этих представлений великий английский химик и физик Р. Бойль (XVII в.) сделал предположение о том, что продукты реакции состоят из атомов, которые входили в состав исходных веществ. На основании этого выдвинул гипотезу о том, что *суммарная масса исходных веществ должна быть равной суммарной массе продуктов реакции.*

Однако доказать это предположение оказалось непросто. Например, учёный заметил, что при прокаливании многих металлов масса полученного продукта больше исходной массы металла.

Почти через сто лет после опытов Р. Бойля великий русский учёный М.В. Ломоносов показал, что опыты по прокаливанию металлов не противоречат выдвинутой гипотезе.

На основании теории делается научно обоснованное предположение. Подобное предположение называется гипотезой. В истории развития любой теории можно выделить период её становления. Учёные, сталкиваясь с новыми фактами, создают модель, объясняющую эти факты. Второй период развития теории связан с использованием модели для построения прогнозов явлений, о которых ранее никто не предполагал.

Михаил Васильевич проводил опыты по обжигу металлов в запаянных стеклянных сосудах (ретортах), «*дабы исследовать, прибывает ли вес металла от чистого жару*», и обнаружил, что «*без пропущения внешнего воздуха вес металла остаётся в одной мере*». Результаты этих опытов он сформулировал в виде закона: «*Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому. Так, ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте*» (1748-1756 гг.).

Позже (1789 г.) этот закон независимо от М.В. Ломоносова открыл А. Лавуазье, а окончательно было подтверждено в результате кропотливой работы немецкого химика Г. Ландольта, которое он завершил в начале XX века. В настоящее время закон сохранения массы веществ (ЗСМВ) формулируется следующим образом:

«Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции». Это общий закон природы.

Запишем схему реакции горения метана CH_4 в кислороде. В результате этой реакции образуется углекислый газ CO_2 и вода H_2O:

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O. \qquad (22)$$

По закону сохранения массы: $m(CH_4) + m(O_2) = m(CO_2) + m(H_2O)$,
где $m(CH_4)$ и $m(O_2)$ – массы метана и кислорода, которые вступили в реакцию; $m(CO_2)$ и $m(H_2O)$ – массы углекислого газа и воды, образовавшихся в результате реакции.

Сохранение массы веществ в химических реакциях объясняется тем, что число атомов каждого химического элемента до и после реакции не изменяется.

В ходе химической реакции происходит только *перегруппировка атомных частиц*. В схеме (22), например, в молекулах ***исходных веществ*** – CH_4 и O_2 – атомные частицы углерода соединяются с атомными частицами водорода, а атомные частицы кислорода – друг с другом; в молекулах ***продуктов реакции*** – CO_2 и H_2O – и атомные частицы

углерода, и атомные частицы водорода соединяются с атомными частицами кислорода.

***

Энергия связи протонов и нейтронов в ядрах атомов элементов в миллионы раз превышает энергию химической связи. Поэтому при химических превращениях веществ ядра атомов не разрушаются, то есть атомы элементов сохраняются.

***

Легко подсчитать, что для сохранения числа атомных частиц каждого элемента в данную реакцию должны вступать 1 моль CH_4 и 2 моль O_2, а в результате реакции должны образоваться 1 моль CO_2 и 2 моль H_2O:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O. \qquad (23)$$

А. Лавуазье

Выражение (23) является ***уравнением химической реакции***, или ***химическим уравнением*** (УХР).

Из курса физики известно, что явления природы сопровождаются превращениями одного вида энергии в другой. В ходе химической реакции также происходит взаимопревращение различных видов энергии (например, см. рис. 43-44). Тщательные эксперименты показали, что количество энергии при различных взаимопереходах сохраняется (действие закона сохранения энергии в химических реакциях).

В 1905 г. А. Эйнштейн установил взаимосвязь массы и энергии (законы сохранения массы и энергии):

$$E = m \cdot c^2, \qquad (24)$$

где E – энергия; m – масса; c – скорость света; c^2 – коэффициент пропорциональности.

Формула (24) может быть представлена в виде $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$, что можно сформулировать так: *каждое тело, изменяющее энергию на* ΔE, *одновременно изменяет свою массу на* Δm. Так как значение квадрата c^2 чрезвычайно большое, то ***даже крайне малые изменения массы приводят к огромным количествам выделившейся или поглощенной энергии*** (при сообщении телу энергии в 1 Дж его масса увеличивается всего на $1{,}11 \cdot 10^{-14}$ г, но если произошло уменьшение массы продуктов реакции на 1 г по сравнению с массой исходных веществ, то выделяется количество энергии, равное $9 \cdot 10^{13}$ Дж). Масса всегда связана с энергией и наоборот. Поэтому ***закон сохранения массы и закон сохранения энергии являются единым законом неуничтожаемости материи и движения***.

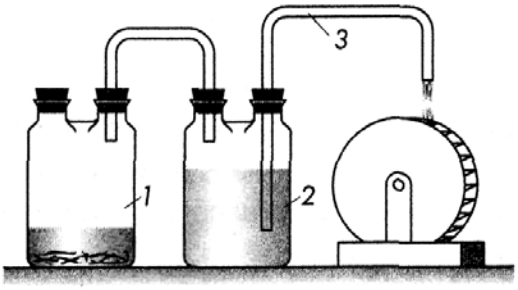


Рис.43. Установка для демонстрации превращения химической энергии в механическую (1 – реакция цинка с серной кислотой; 2 – водород вытесняет воду; 3 – вода совершает работу)

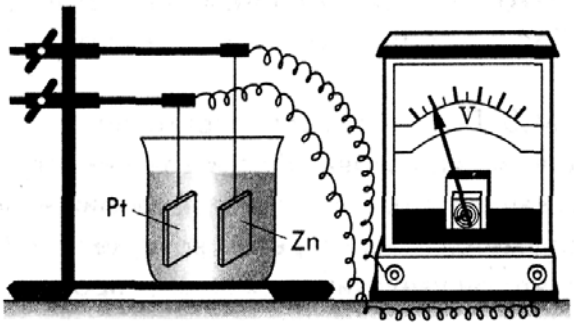


Рис.44. Установка для демонстрации превращения химической энергии в электрическую (опускание в раствор серной кислоты цинковой и платиновой пластин вызывает возникновение электрического тока)

На рис. 45-46 приведены иллюстрации экспериментов, подтверждающих закон сохранения массы вещества в ходе химической реакции.

***

Внимательно посмотрите на рис. 45 (прокаливание медных опилок в реторте) и рис. 46 (горение свечи), объясните суть экспериментов, подтверждающих закон сохранения массы веществ.

***

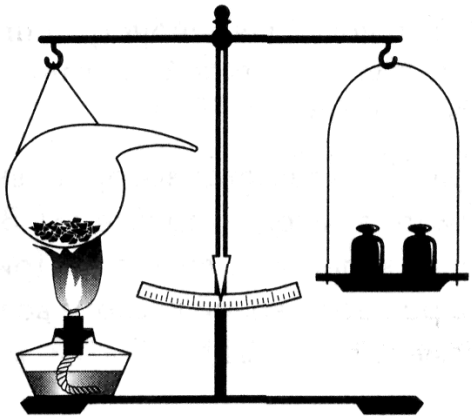


Рис. 45. Прокаливание медных опилок в запаянной реторте

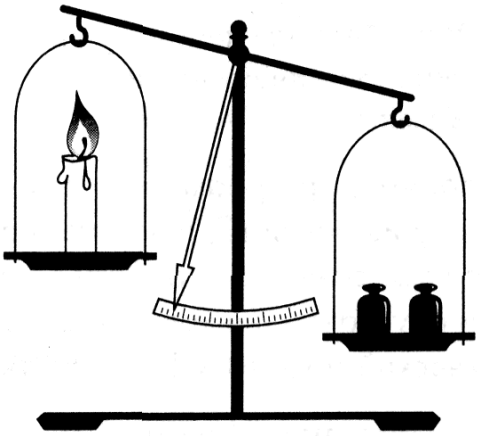


Рис. 46. Горение свечи

В общем виде схема химической реакции показывает, какие вещества участвуют в превращении, а какие образуются в ходе химической реакции:

$$aA + bB \ldots \rightarrow cC + dD \ldots$$

исходные вещества продукты реакции

На основе ЗСМВ в схемах реакции расставляют коэффициенты, чтобы уравнять число атомных частиц одного элемента, как в правой части, так и в левой. Схема реакции, в которой расставлены коэффициенты перед формулами исходных веществ и продуктов реакции, называется ***уравнением химической реакции*** (УХР) (вместо знака «→» ставится знак

равенства «=», если реакция необратимая, и знак «↔», если обратимая, то есть протекает как слева направо, так и справа налево).

Фазовое состояние вещества указывается (если оно неочевидно или при необходимости) после его формулы с помощью подстрочного индекса: (тв) – твердое вещество, (ж) – жидкость, (г) – газ, (р) – вещество в состоянии раствора (вещество растворено, как правило, в воде[32]).

***

Давайте, наконец-то, попробуем что-нибудь приготовить. Например, жареные беляши (не такие, как продаются на улице или в кулинарии!). Рецепт выглядит примерно так:
фарш мясной + мука + сахар + соль + яйца + вода + лук репчатый + зелень + специи + растительное масло + сливочное масло + дрожжи сухие = беляши. *Однако по такому рецепту навряд ли вам удастся приготовить. Надо обязательно знать, сколько каких продуктов потребуется! Поэтому выглядит, скорее всего, настоящий рецепт так:*
0,8 кг фарша (свинина + говядина) + 1 кг муки + 2 ст. ложки сахара + 1 ч. ложка соли + 3 яйца + 0,5 л воды + 2 шт. репчатого лука + 1 пучок зелени петрушки + молотый черный перец по вкусу + 0,5 л растительного масла + 50 г сливочного масла + 1 пакетик быстродействующих сухих дрожжей = 25 беляшей (очень вкусных!). *По такому рецепту уже можно рассчитать, сколько потребуется ингредиентов, если будет необходимо приготовить, скажем, 40 беляшей! Кстати, сбалансированное (уравненное) химическое уравнение реакции позволяет делать то же самое. Однако настоящий кулинар попросит указать порядок действий по приготовлению беляшей, а он в рецепте не указан! Вы, наверное, согласитесь, что если дать два совершенно одинаковых набора продуктов двум поварам, то они приготовят разные блюда. И если даже указать конкретное блюдо, которое необходимо приготовить, вкус конечных продуктов будет сильно отличаться! Это*

---

[32] Для продукта, выпадающего из раствора в осадок, рекомендуется (вместо обозначения твердого вещества) ставить после его формулы стрелку, направленную вниз (↓), а для продукта, выделяющегося из раствора в виде газа, – стрелку, направленную вверх (↑).

Стрелки ставятся, как правило, только для реакций в растворе

В УХР могут включаться (в случае необходимости) различные другие указания относительно проведения процесса (пишутся в строке после формул веществ): (изб.) – избыток реагента; (конц.) – концентрированный раствор; (нед.) – недостаток реагента; (разб.) – разбавленный раствор; (60%) – 60% раствор; (гор.) – горячий раствор; (кип.) – кипящий раствор; (хол.) – холодный раствор.

Кроме того, в УХР могут вводиться указания об ***условиях*** проведения ***реакции***: температура (нагревание обозначается t°C; охлаждение -t°C), избыточное давление (р) или вакуум (вак.), присутствие катализатора (Kat).

связано с тем, как происходил процесс приготовления пищи, при каких условиях. Также и в химических реакциях: при одних условиях образуются одни продукты, а при других условиях – другие! Не будем больше томить юных кулинаров... Готовим беляши! Смешаем 1 кг муки и упаковку дрожжей. Добавим 2 яйца, 2 столовые ложки сахара, 50 г сливочного масла и 0,5 л воды. После тщательного перемешивания (чистыми руками!) тесто необходимо поставить в теплое место на 1,5-2 часа. В это время готовим начинку. В фарш добавляем 1 яйцо, 0,5 чайной ложки соли, молотый перец и нарубленную зелень петрушки.

Тщательно перемешиваем. Когда тесто «поднимется», можно жарить беляши в разогретом растительном масле с двух сторон. Для этого руки смазываем растительным маслом (чтобы тесто не прилипало) и раскатываем на блюдце кусочек теста. Закладываем начинку, «защепляем» и на сковородку! Приятного аппетита.

И помните! Вареная (или печеная) пища гораздо полезней жареной!

***

Таким образом, для УХР в общем виде $aA + bB \ldots = cC + dD \ldots$ будут справедливыми следующие соотношения:

$$\frac{n(A)}{n(B)} = \frac{a}{b}\ ;\quad \frac{n(A)}{n(D)} = \frac{a}{d}\ ;\quad \frac{n(B)}{n(C)} = \frac{b}{c} \text{ и т.п.} \qquad (25)$$

По УХР производят химические расчеты в задачах. Примеры подобных расчетов приведены ниже.

При решении задач по УХР, в которых участвуют и образуются только газы, можно использовать закон объемных отношений (Ж.Л. Гей-Люссак):

«Объемы газов в реакциях при одинаковых условиях (t и p) относятся друг к другу как простые целые числа, кратные стехиометрическим коэффициентам».

Так, для УХР $aA_{(г)} + bB_{(г)} = cC_{(г)}$ верно отношение

$$\frac{V(A_{(г)})}{V(C_{(г)})} = \frac{a}{c}\ ;\quad \frac{V(B_{(г)})}{V(A_{(г)})} = \frac{b}{a} \text{ и т.п.} \qquad (26)$$

Часто при решении химических задач информация указывается про оба исходных вещества. И тогда необходимо решить, по какому из веществ проводить вычисления. Для этого, необходимо сначала определить, какое вещество находится в избытке, а какое – в недостатке.

Запомните!
Задачи на «избыток и недостаток» решаются по недостатку!

***

Говоря об избытке и недостатке, всегда вспоминаются бутерброды с ветчиной. Формулу приготовления бутерброда можно записать так: ***2 кусочка хлеба + 1 ломтик ветчины + 1 кусочек сыра = 1 бутерброд с ветчиной.***

Предположим, что, проверяя свои запасы, вы обнаружили 12 кусочков хлеба, 4 ломтика ветчины и 9 кусочков сыра. Сколько же можно сделать бутербродов? Конечно же, четыре... Хлеба хватит на шесть, ветчины – на четыре, а сыра – на девять бутербродов. Однако, сначала закончится ветчина, а хлеб и сыр останутся. Ингредиент, закончившийся первым, как раз и определяет то количество продукта (в нашем случае бутербродов), которое можно приготовить.

Этот ингредиент называется ограничивающим. Это же справедливо и для химических реакций. Обычно заканчивается один из реагентов (недостаток) а другие остаются (избыток). Определять, какое вещество находится в «недостатке», необходимо по УХР (по его количеству вещества).

***

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

176. Можно ли химический процесс, происходящий в двигателе внутреннего сгорания автомобиля, описать одним уравнением реакции?

177. Прочитайте текст. Магний горит в атмосфере чистого кислорода ярким пламенем. При этом образуется белый твёрдый оксид магния. Как необходимо провести эксперимент, чтобы узнать, в каких массовых отношениях вступают в реакцию магний и кислород?

178. При разложении углевода сахарозы массой 5,08 г образовалось 2,14 г сажи (уголь). Какая масса воды образуется в ходе реакции?

179. Как изменится положение чашек весов, находящихся в равновесии, если на одной из них будет гореть свеча?

180. После сгорания дров в костре остаётся небольшая кучка золы, масса которой значительно меньше массы дров. Не противоречит ли данный факт ЗСМВ?

181. Учащийся провел в химической лаборатории следующий опыт. В тигель массой 44,7 г поместил нелетучие реагенты массой 8,6 г и тигель нагрел. После окончания реакции и охлаждения масса тигля с нелетучими продуктами составила 53,3 г. Какой закон подтвердил учащийся этим опытом?

182. Почему прокаливание металлов с воздухом в запаянных сосудах не приводит к изменению массы сосудов с их содержимым, а при прокаливании металлов в открытых сосудах обнаруживают увеличение массы сосудов с находящимся там веществом?

183. Запишите с помощью химических формул и коэффициентов: 1) три молекулы оксида серы(VI); 2) четыре молекулы оксида азота(II); 3) две молекулы оксида хлора(I); 4) пять молекул воды; 5) семь молекул серной кислоты.

184. Объясните, что означают записи: 1) $3PbO$ – оксид свинца(II); 2) GeO_2 – оксид германия(IV); 3) $5As_2O_3$ – оксид мышьяка(III); 4) $4HgCl_2$ – хлорид ртути(II); 5) $7NaF$ – фторид натрия.

185. Перепишите схемы химических реакций в тетрадь и расставьте коэффициенты:

а) $H_2 + N_2 \rightarrow NH_3$;
б) $Cu + HgCl_2 \rightarrow CuCl_2 + Hg$;
в) $HOCl \rightarrow HCl + O_2$;
г) $Li_2O + H_2O \rightarrow LiOH$;
д) $NaI + Br_2 \rightarrow NaBr + I_2$;
е) $KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 + CO_2 + H_2O$;
ж) $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$;
з) $Ni + H_2SO_4 \rightarrow NiSO_4 + H_2$;
и) $HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$;
к) $N_2O_5 + H_2O \rightarrow HNO_3$;
л) $HCl + Na_2O \rightarrow NaCl + H_2O$;
м) $Br_2 + H_2 \rightarrow HBr$;
н) $Li_2O + SO_3 \rightarrow Li_2SO_4$;
о) $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$.

186. Научитесь читать уравнения химических реакций (УХР) на следующих примерах:

$$\text{а) } 2H_2O \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2H_2 + O_2$$

«*Из 2 моль воды под действием электрического тока образуются 2 моль водорода и 1 моль кислорода*».

$$\text{б) } Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4$$

«*При взаимодействии 1 моль железа и 1 моль сульфата меди(II) при обычных условиях образуются 1 моль меди и 1 моль сульфата железа(II)*».

Прочитайте следующие УХР:

$$\text{в) } 4Al + 3O_2 \xrightarrow{t^0C} 2Al_2O_3 + Q;$$

г) $2Mg + O_2 \xrightarrow{t^0C} 2MgO + Q$; д) $Fe_2O_3 + 3H_2 \xrightarrow{t^0C} 2Fe + 3H_2O$.

187. Какие схемы из предложенных ниже можно назвать УХР, прочитайте их:

а) $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$;
б) $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$;
в) $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0C} CuO + H_2O$;
г) $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$.

188. Соотнесите:

Исходные вещества	*Продукты реакции*
1) $2H_2 + O_2 = \ldots$	а) $2CuO$
2) $2Cu + O_2 = \ldots$	б) $Ca(OH)_2$
3) $CaO + H_2O = \ldots$	в) $ZnSO_4 + H_2\uparrow$
4) $Zn + H_2SO_4 = \ldots$	г) $2H_2O$
5) $CaCO_3 + 2HCl = \ldots$	д) $CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$

Закончите схемы реакций: а) $Fe + Cl_2 \rightarrow Fe^{+3}Cl^{-}$; б) $P + Cl_2 \rightarrow P^{+5}Cl^{-}$; в) $C + S \rightarrow C^{+4}S^{-2}$; г) $Al + S \rightarrow Al^{+3}S^{-2}$; д) $CuO + H_2 \rightarrow Cu + ?$; е) $CuO + H_2SO_4 \rightarrow ? + H_2O$; ж) $Fe + ? \rightarrow FeCl_2 + H_2$; з) $? + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$.

189. Какой объем кислорода можно получить при разложении 1,7 кг пероксида водорода:

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow?$$

Решение:

Дано:
$m(H_2O_2)$ = 1,7 кг = 1700 г
$M(H_2O_2)$ = 34 г/моль

$V(O_2)$ - ?

Запишем УХР (подчеркнем формулы веществ, о которых упоминается в условии задачи):

$$\underline{2H_2O_2} = 2H_2O + \underline{O_2}\uparrow$$

Исходя из УХР запишем, как соотносятся количества известного и неизвестного вещества. В нашем случае:

$$\frac{n(H_2O_2)}{n(O_2)} = \frac{2}{1}.$$

Из соотношения известного и неизвестного вещества можно найти количество кислорода:

$$n(O_2) = \frac{n(H_2O_2)}{2} = \frac{1}{2}\,n(H_2O_2)$$

Выражаем количество пероксида водорода через массу и молярную массу:

$$n(O_2) = \frac{1}{2}\cdot\frac{m(H_2O_2)}{M(H_2O_2)};$$

$$n(O_2) = \frac{1}{2}\cdot\frac{1700\text{ г}}{34\text{ г/моль}} = 25\text{ моль}$$

Теперь рассчитываем объем кислорода:

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_M}; \qquad V(O_2) = n(O_2)\cdot V_M;$$

$$V(O_2) = 25\text{ моль}\cdot 22{,}4\text{ л/моль} = 560\text{ л}.$$

Ответ: $V(O_2)$ = 560 л.

190. По УХР $2NO + O_2 = 2NO_2$ вычислите, какой объем кислорода O_2 расходуется на окисление 12 м^3 оксида азота(II) NO.

191. По УХР $2Cu + O_2 = 2CuO$ вычислите количество вещества и массу оксида меди, полученного при окислении 6,4 г меди Cu.

192. По УХР $S + O_2 = SO_2$ вычислите, хватит ли 8 кг кислорода O_2 для сжигания 16 кг серы S.

193. По УХР $Zn + CuCl_2 = ZnCl_2 + Cu$ вычислите, хватит ли 13 г цинка Zn для получения 13 г меди Cu.

194. Небольшая котельная при сельской школе сжигает в сутки 120 кг угля C. Сколько килограммов углекислого газа CO_2 ежедневно выбрасывается в окружающую среду?

195. Экспериментально установлено, что 1 г водорода H_2 полностью сгорает в 8 г кислорода O_2, образуя 9 г воды H_2O. Составьте уравнение этой реакции и покажите, что закон сохранения массы выполняется.

196. * Определите массу карбоната кальция $CaCO_3$, если известно, что полученный при его прокаливании углекислый газ CO_2 занимает объем 25 мл при 15^0С и давлении 104000Па.

197. Рассчитайте, какая масса соли получится при взаимодействии 1 кг известняка, содержащего 90% карбоната кальция, с избытком соляной кислоты по УХР:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Дано:	*Решение:*
$m_{техн.}(CaCO_3)$ = 1 кг = 1000 г $\omega(CaCO_3)$ = 90% = 0,9 $M(CaCO_3)$ = 100 г/моль $M(CaCl_2)$ = 111 г/моль $m(CaCl_2)$ – ?	Запишем УХР (подчеркнем формулы веществ, о которых упоминается в условии задачи): $\underline{CaCO_3} + 2HCl = \underline{CaCl_2} + CO_2\uparrow + H_2O$

Задачи на «примеси» начинаем решать по «чистому» веществу. Для этого рассчитаем массу карбоната кальция в составе известняка:

$$m(CaCO_3) = m_{техн.}(CaCO_3)\cdot\omega(CaCO_3);$$

$$m(CaCO_3) = 1000\ г\cdot 0{,}9 = 900\ г.$$

Исходя из УХР запишем, как соотносятся количества известного и неизвестного вещества:

$$\frac{n(CaCO_3)}{n(CaCl_2)} = \frac{1}{1},$$

а значит, они равны.

Рассчитаем количество карбоната кальция:

$$n(CaCO_3) = \frac{m(CaCO_3)}{M(CaCO_3)};$$

$$n(CaCO_3) = \frac{900\ г}{100\ г/моль} = 9\ моль$$

$$n(CaCl_2) = 9\ моль$$

Рассчитаем массу полученного хлорида кальция:

$$n(CaCl_2) = \frac{m(CaCl_2)}{M(CaCl_2)}; \qquad m(CaCl_2) = n(CaCl_2)\cdot M(CaCl_2);$$

$$m(CaCl_2) = 9\ моль\cdot 111\ г/моль = 999\ г$$

Ответ: $m(CaCl_2)$ = 999 г.

198. Какой объем углекислого газа CO_2 (при н.у.) выделится при прокаливании 5 кг известняка (УХР: $CaCO_3 = CaO + CO_2$), в котором массовая доля некарбонатных примесей равна 20%?

199. При сплавлении 50 кг известняка $CaCO_{3\ (техн.)}$ с песком SiO_2 получили 29 кг силиката кальция $CaSiO_3$ (УХР: $CaCO_3 + SiO_2 = CaSiO_3 + CO_2\uparrow$). Определите массовую долю (в %) карбоната кальция $CaCO_3$ в известняке.

200. Какой объем воздуха (при н.у.) потребуется для сжигания 1 м^3 оксида углерода(II) CO (УХР: $2CO + O_2 = 2CO_2$), содержащего 0,2 объемных долей примеси углекислого газа CO_2?

201. Определите массовую долю (в %) содержания углерода C в коксе, если при сжигании 4 г его выделилось 6,72 л оксида углерода(IV) CO_2 (УХР: $C + O_2 = CO_2$).

202. При полном растворении 2,24 м^3 аммиака NH_3 (при н.у.) в азотной кислоте HNO_3 получили нитрат аммония NH_4NO_3 массой 7,5 кг (УХР: $NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$). Определите выход продукта реакции (в %) от теоретического.

Дано:
$V_{теор.}(NH_3) = 2{,}24$ м^3 = = 2240 л
$m_{пр.}(NH_4NO_3) = 7{,}5$ кг
$M(NH_4NO_3) = 80$ г/моль

$\eta(NH_4NO_3)$ – ?

Решение:
Запишем УХР: $NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$.
Для решения задачи воспользуемся формулой для расчета выхода продукта через массу (см. практическая работа №7):

$$\eta(NH_4NO_3) = \frac{m_{пр.}(NH_4NO_3)}{m_{теор.}(NH_4NO_3)} \cdot 100\%$$

Из формулы видно, что прежде, чем определять выход продукта, следует рассчитать $m_{теор.}(NH_4NO_3)$. Для этого найдем количество аммиака:

$$n(NH_3) = \frac{V_{теор.}(NH_3)}{V_M} = \frac{2240\ л}{22{,}4\ л/моль} = 100\ моль$$

По УХР количества исходного вещества NH_3 и продукта реакции NH_4NO_3 соотносятся как 1:1:

$$\frac{n(NH_3)}{n(NH_4NO_3)} = \frac{1}{1}$$, а значит $n_{теор.}(NH_4NO_3) = 100$ моль.

Теперь можно рассчитать массу теоретическую нитрата аммония:

$$m_{теор.}(NH_4NO_3) = n_{теор.}(NH_4NO_3) \cdot M(NH_4NO_3);$$
$$m_{теор.}(NH_4NO_3) = 100\ моль \cdot 80\ г/моль = 8000\ г = 8\ кг.$$

Тогда $$\eta(NH_4NO_3) = \frac{7{,}5\ кг}{8\ кг} \cdot 100\% = 93{,}75\%$$

Ответ: $\eta(NH_4NO_3) = 93{,}75\%$.

203. Какой объем азота N_2 (при н.у.) можно получить при окислении 112 м^3 аммиака NH_3 (УХР: $2NH_3 + 1{,}5O_2 = N_2 + 3H_2O$), если практический выход азота составляет 65% от теоретического?

204. При действии концентрированной серной кислоты H_2SO_4 на 34 г нитрата натрия $NaNO_3$ получили 22,7 г азотной кислоты HNO_3

(УХР: $H_2SO_4 + NaNO_3 = NaHSO_4 + HNO_3$). Определите выход азотной кислоты (в %) от теоретического.

205. Какой объем аммиака NH_3 (при н.у.) можно получить из 214 г хлорида аммония NH_4Cl при нагревании соли в смеси с гидроксидом кальция $Ca(OH)_2$ (УХР: $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$), если практический выход аммиака NH_3 составляет 95% от теоретического?

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №14

1. Уравняйте схему реакции, в ответе укажите сумму коэффициентов в УХР:
$Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$
1) 3; 2) 7; 3) 5; 4) 9.

2. Уравняйте схему реакции, в ответе укажите сумму коэффициентов в правой части УХР: $N_2O_5 + H_2O \rightarrow HNO_3$
1) 2; 2) 3; 3) 4; 4) 7.

3. Уравняйте схему реакции, в ответе укажите сумму коэффициентов в УХР:
$Li_3N + H_2O \rightarrow NH_3 + LiOH$
1) 4; 2) 3; 3) 8; 4) 7.

4. Уравняйте схему реакции, в ответе укажите сумму коэффициентов в левой части УХР: $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$
1) 12; 2) 5; 3) 10; 4) 8.

5. Уравняйте схему реакции, в ответе укажите сумму коэффициентов в УХР.
$Al + S \rightarrow Al_2S_3$
1) 6; 2) 3; 3) 4; 4) 5.

6. Какой объем кислорода O_2 (н.у.) можно получить из 39 г пероксида натрия Na_2O_2 по реакции: $2Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2$?
1) 224 мл; 2) 1 л; 3) 5,6 л; 4) 22,4 л.

7. Какую массу гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ можно получить из фосфида кальция 9,1 г Ca_3P_2 по схеме реакции: $Ca_3P_2 + H_2O \rightarrow PH_3 + Ca(OH)_2$?
1) 22,2 г; 2) 11,1 г; 3) 33,3 г; 4) 44,4 г.

8. Какой объем фосфина PH_3 можно получить из 9,1 г фосфида кальция Ca_3P_2 по схеме реакции: $Ca_3P_2 + H_2O \rightarrow PH_3 + Ca(OH)_2$?
1) 2,24 л; 2) 22,4 л; 3) 4,48 л; 4) 1,12 л.

9. Сколько граммов сульфида серебра Ag_2S можно получить по реакции: $2Ag + S = Ag_2S$, если имеется 1 г серы?
1) 7,5 г; 2) 8,5 г; 3) 8,75 г; 4) 7,75 г.

10. Определите массу соли, которая получается при взаимодействии 1,5 моль алюминия Al с избытком серной кислоты H_2SO_4 по схеме реакции: $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2\uparrow$.
1) 256,5 г; 2) 200 г; 3) 56,5 г; 4) 300 г.

****

§ 17 ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химические реакции, о которых упоминалось в предыдущем параграфе, классифицируют по нескольким признакам.

1. По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции

соединения (р.с.)	– это реакция, при которой из двух и более веществ образуется одно более сложное вещество	A + B + C+ +…→ D	$BaO+H_2O=Ba(OH)_2$
разложения (р.р.)	– это реакция, при которой из одного вещества образуется несколько более простых новых веществ	A → B + C + D +…	$CaCO_3 \xrightarrow{900\text{-}1200^0C} CaO+CO_2$
замещения (р.з.)	– это реакция между простым и сложным веществом, в результате которой происходит замещение атомных частиц одного из элементов в молекуле сложного вещества и образуется новое простое и новое сложное вещество	A + BC → AC + B	$Fe+CuCl_2=FeCl_2+Cu\downarrow$
		A + BC → BA + C	$2KI+Cl_2 = 2KCl+I_2\downarrow$
обмена (р.о.)	– это реакция между двумя сложными веществами, в результате которой их молекулы обмениваются составными частями и образуются два новых сложных вещества	AB + CD → AD + CB	$AgNO_3+KI=AgI\downarrow+KNO_3$
		(особый случай: взаимодействие кислоты и основания называют ***реакцией нейтрализации***)	
аллотропного превращения (р. алло-)	– это реакция, при которой из одного простого вещества образуется новое простое вещество, образованное этим же химическим элементом	А → Б	$3O_2 \xleftrightarrow{\text{разряд молнии}} 2O_3$
изомеризации (р.изо-)	– это реакция, при которой из одного сложного вещества образуется новое сложное вещество, имеющее такой же качественный и количественный состав	ABC → ACB	$H–O–C\equiv N \leftrightarrow H–N=C=O$

2. По изменению степени окисления элементов

↓ ↓

Окислительно-восстановительные (ОВР) – это реакции, протекающие с изменением СО элементов

$Fe^{0}+Cu^{+2}Cl_2=Fe^{+2}Cl_2+Cu^{0}\downarrow$

Все реакции замещения – ОВР

Неокислительно-восстановительные (неОВР) – это реакции, протекающие без изменения СО элементов

$Ca^{+2}C^{+4}O_3^{-2} \xrightarrow{1000^0 C} Ca^{+2}O^{-2}+C^{+4}O_2^{-2}$

Все реакции обмена – неОВР

Окисление – это процесс отдачи электронов атомной частицей, молекулой или ионом; ***восстановление*** – это процесс присоединения электронов атомом, атомной частицей, молекулой или ионом. ***Окислитель*** *(Ox)* – атом, атомная частица, молекула или ион, принимающий электроны (кислород, галогены; азотная кислота любой концентрации, концентрированная серная кислота, перманганат калия и др.); ***восстановитель*** *(Red)* – атом, атомная частица, молекула или ион, отдающий электроны (активные металлы, водород, уголь, оксид углерода(II), сероводород, аммиак, и др.). При ОВР окислитель – восстанавливается, а восстановитель – окисляется.

ПРАВИЛО «ВО-ВО»:

Восстановитель - **о**кисляется, **в**осстановитель – **о**тдает электроны.
Восстановление и окисление – два неразрывно связанных процесса: число электронов, отданных *Red*, равно числу электронов, принятых *Ox*

***

Химические процессы происходят при столкновении атомов. При этом сближаются и взаимодействуют электроны наружных (внешних) уровней. Поэтому химические свойства веществ, в том числе окислительно-восстановительные, определяются строением ВЭУ.

***

Для определения количества отданных или принятых электронов можно воспользоваться шкалой степеней окисления (см. ниже).

ШКАЛА ИЗМЕНЕНИЯ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

– e^- (отдача электронов – значение СО увеличивается) →

–4 –3 –2 –1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

+ e^- (присоединение электронов – значение СО уменьшается) ←

Например, известно, что химический элемент изменяет свою степень окисления в УХР следующим образом: $P^{-3} \rightarrow P^{+3}$. Находим по шкале значение первой (начальной) степени окисления, равной –3. Проделываем необходимое количество «шагов» в сторону изменения степени окисления до конечной степени окисления химического элемента +3. Подсчитываем количество «шагов» (в нашем случае их 6) и определяем направление нашего движения (направо). Значит для перехода P^{-3} в состояние P^{+3} ему необходимо отдать 6 электронов. Полуреакция окисления будет выглядеть так: $P^{-3} - 6e^{-} \rightarrow P^{+3}$.

Есть еще один простой способ подсчета количества отданных или принятых электронов. Для этого необходимо из начального значения степени окисления химического элемента вычесть конечное значение степени окисления химического элемента. Например, для превращения S^{+6} в S^{-2} определим разность степеней окисления: +6 – (–2) = + 8. Значит, атом серы должен принять 8 электронов. Полуреакция будет выглядеть так: $S^{+6} + 8e^{-} \rightarrow S^{-2}$.

3. По наличию катализатора

(***катализатор*** (Kat) – это вещество, которое изменяет ***скорость химической реакции***[33], но само при этом не расходуется)

↓ ↓

Каталитические (Kat) – это реакции, протекающие в присутствии катализатора

$$2SO_2+O_2 \xrightarrow{400-500^0C,\ NO} 2SO_3$$

Некаталитические (неKat) - это реакции, протекающие без использования катализатора

$$Fe+CuCl_2=FeCl_2+Cu\downarrow$$

***

Биологические катализаторы белковой природы называют ***ферментами.*** *Большинство химических процессов в живых организмах протекают с участием ферментов. Последние входят в состав многих стиральных порошков и помогают отстирывать пятна крови, белков, чая, вина и др. загрязнителей.*

Реакции, протекающие с участием ферментов называют ***ферментативными.***

***

С помощью ферментов варят пиво, изготавливают квас и продукты молочнокислого брожения (кефир, ряженка, простокваша, разнообразные сыры и т.п.).

***

[33] Скорость химической реакции – быстрота её протекания, т.е. быстрота превращения одних веществ в другие (подробнее изучается в курсе химии 9 класса).

***

«Каталитические реакции». Для изучения действия катализаторов на протекание некоторых химических реакций необходимы кусковой сахар и пепел от сигарет или пероксид водорода (перекись 3 или 6%) и активированный уголь (продаются в аптеке).

Выполните один из опытов в домашних условиях и составьте описание проделанной работы.

Вариант 1. Сахар ($C_{12}H_{22}O_{11}$) в обычных условиях не горит, плавится (проверьте экспериментально: поднесите к куску сахара зажженную спичку). На кусок сахара насыпьте немного табачного пепла и снова поднесите огонь (соблюдайте правила техники безопасности – опыт проводите на фарфоровой тарелочке или блюдце), наблюдайте происходящие изменения. Составьте УХР, учитывая, что продуктами горения сахара будут углекислый газ и вода.

Вариант 2. В баночку налейте небольшое количество раствора пероксида водорода (слоем 1-2 см). Сверху высыпьте 3-4 таблетки предварительно растертого активированного угля (при отсутствии угля можно использовать свеженатёртую морковь или картофель). Наблюдайте за происходящими изменениями. По воспламенению тлеющей лучинки докажите наличие в банке кислорода. Составьте УХР разложения пероксида водорода, учитывая, что одним из продуктов реакции является кислород.

***

4. По тепловому эффекту

↓ ↓

Экзотермические (от греч. «экзо» – наружу) (экзо-) – это реакции, протекающие с выделением теплоты (+Q)

$$2SO_2+O_2 \xrightarrow{400-500^0C,NO} 2SO_3 +Q$$

Реакции, протекающие с выделением теплоты и света, называют ***реакциями горения***

$$S + O_2 \xrightarrow{t^0C} SO_2 + Q$$

Эндотермические (от греч. «эндо» – внутрь) (эндо-) – это реакции, протекающие с поглощением теплоты (-Q)

$$CaCO_3 \xrightarrow{900-1200^0C} CaO+CO_2 -Q$$

Как правило: реакции соединения – экзотермические, а реакции разложения – эндотермические

***

Реакцию мгновенного горения порошка магния раньше использовали при фотографировании в качестве «вспышки», пока не появилась электрическая лампа.

***

5. По характеру прохождения

↓ ↓

Обратимые (обр.) – это реакции, которые протекают в двух противоположных направлениях одновременно

$$N_2+3H_2 \xleftrightarrow{500^0C,\ Pt} 2NH_3$$

Необратимые (необр.) – это реакции, протекающие в одном направлении практически до конца (если *выделяется газ или большое количество тепла, выпадает осадок, образуется в ходе химической реакции вода*)

$$Fe+CuCl_2=FeCl_2+Cu\downarrow$$

6. По фазовому состоянию исходных веществ и продуктов реакции

↓ ↓

Гомогенные (гомо-) – это реакции, в которых исходные вещества и продукты реакции находятся в одинаковом фазовом состоянии: «ж – ж», «г – г» (*искл.* «тв– тв»)

$$N_{2(г)}+3H_{2(г)} \xleftrightarrow{500^0C,\ Pt} 2NH_{3(г)}$$

Гетерогенные (гетеро-) - это реакции, в которых исходные вещества и продукты реакции находятся в различном фазовом состоянии: «тв – тв», «ж – г», «тв – ж» и т.п.

$$Fe_{(тв)}+CuCl_{2(р)}=FeCl_{2(р)}+Cu\downarrow_{(тв)}$$

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

206. Компост является одним из видов органических удобрений. Садоводы и огородники активно используют его для подкормки плодовых деревьев и кустарников, овощей. Чем можно объяснить тот факт, что температура в компостной яме выше, чем в окружающей среде?

207. Определите типы химических реакций. Уравняйте схемы реакций на основе закона сохранения массы веществ:

а) $Fe_{(тв)} + O_{2(г)} \xrightarrow{t^0C} Fe_2O_{3(тв)} + Q$;

б) $MgO_{(тв)} + H_2O_{(ж)} \leftrightarrow Mg(OH)_{2(тв)}$;

в) $KClO_{3(тв)} \xrightarrow{MnO_2,\ t^0C} KCl_{(тв)} + O_{2(г)}$;

г) $NH_4Cl_{(тв)} \leftrightarrow NH_{3(г)} + HCl_{(г)}$;

д) $Na_{(тв)} + H_2O \rightarrow NaOH_{(р)} + H_2\uparrow + Q$;

е) $Al_{(тв)}+Fe_2O_{3(тв)} \xrightarrow{t^0C} Fe_{(тв)}+Al_2O_{3(тв)}+ Q$;

ж) $FeS_{(тв)} + HCl_{(р)} \rightarrow H_2S\uparrow + FeCl_{2(р)}$;

з) $Zn(NO_3)_{2(р)} + Na_2S_{(р)} \rightarrow ZnS\downarrow + NaNO_{3(р)}$;

и) $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \xleftrightarrow{FeO} CO_{2(г)} + H_{2(г)}$;

к) $H_2O_{(г)} \xleftrightarrow{t^0C} H_{2(г)} + O_{2(г)}$.

Решение:

а) $Fe^{0}_{(тв)} + O_2^{0}{}_{(г)} \xrightarrow{t^0C} Fe_2^{+3}O_3^{-2}{}_{(тв)} + Q$

Данная реакция является реакцией соединения (*р. с.*), т.к. из двух простых веществ образуется одно новое вещество; окислительно-восстановительной реакцией (*ОВР*), т.к. изменяется степень окисления химических элементов; некаталитической реакцией (*неКat*), т.к. реакция протекает без использования катализатора; экзотермической реакцией (*экзо-*), т.к. в УХР указан +Q эффект (выделение теплоты); необратимой реакцией (*необр.*), т.к. реакция происходит с большим выделением теплоты; гетерогенной реакцией (*гетеро–*), т.к. фазовые состояния исходных веществ отличаются. Ответ можно записать в следующем виде: $Fe^{0}_{(тв)} + O_2^{0}{}_{(г)} \xrightarrow{t^0C} Fe_2^{+3}O_3^{-2}{}_{(тв)} + Q$

(р.с.; ОВР; неКat; экзо-; необр.; гетеро-).

208. В какую реакцию вступили вещества? Закончите строки и приведите примеры УХР.

Ты сложным было, я простым, мы встретились однажды,
В тебе я атом заместил, мы подружились даже.
Сразу изменился мир: я сложным стал, а ты …

Нас было много, мы соединились,
В одно большое вместе превратились.
Такой процесс объединения – реакция …

Когда два сложных вещества в реакцию вступают,
Меняются фрагментами (себя не обижают),
И происходят с ними тут сплошные перемены
Такой процесс мы назовём реакцией …

209. Приведите примеры действия ферментов (из курса анатомии человека).

210. Сухой хлор хранят в железных баллонах. Влажный хлор разрушает стенки баллона. Какую роль играет вода в последнем процессе?

211. Какими процессами (явлениями) можно объяснить повышение температуры осенью в период «бабьего лета»?

212. «Третий лишний». В каждом столбце найдите «лишнее» УХР, используя знания о типах химических реакций:

а)
- $C + O_2 = CO_2 + Q$
- $2HCl + CuO = CuCl_2 + H_2O + Q$
- $CaCO_3 \xrightarrow{t^0C} CaO + CO_2 - Q$

б)
- $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow NH_3$
- $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$
- $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$

в)
- $2AgCl \xrightarrow{t^0C} 2Ag + Cl_2$
- $Pb(OH)_2 \xrightarrow{t^0C} PbO + H_2O\uparrow$
- $CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + Q$

********** «Готовимся к экзамену по химии» *****
Тест №15

1. Взаимодействие кислоты с основанием относится к реакциям:
1) разложения; 2) замещения; 3) нейтрализации; 4) присоединения.

2. К реакциям обмена и соединения относятся соответственно:
1) $H_2SO_4 + ZnO = ZnSO_4 + H_2O$ и $2Cu + O_2 = 2CuO$;
2) $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2$ и $2H_2 + O_2 = 2H_2O$;
3) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ и $K_2SO_3 + 2HCl = 2KCl + SO_2\uparrow + H_2O$;
4) $NH_4OH = NH_3 + H_2O$ и $2Al + 3CuSO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3Cu\downarrow$

3. Из перечисленных типов всегда бывают только окислительно-восстановительными реакции:
1) соединения; 2) разложения; 3) замещения; 4) обмена.

4. Среди перечисленных реакций: $CuO + H_2 = Cu + H_2O$, $Fe + H_2O + O_2 = Fe(OH)_3$, $KOH + HCl = KCl + H_2O$, $CaO + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2O$ число неокислительно-восстановительных реакций равно:
1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

5. Простое вещество не может быть получено ни в одной из реакций: 1) обмена и разложения; 2) разложения и замещения; 3) замещения и соединения; 4) соединения и обмена.

6. Экзотермической является реакция:
1) $NaNO_3 = NaNO_2 + O_2\uparrow$; 2) $BaSO_3 = BaO + SO_2$;
3) $CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$; 4) $CO + O_2 = CO_2$.

7. Горение аммиака $4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} = 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(ж)} + Q$ является реакцией:
1) соединения, каталитической, эндотермической; 2) замещения, каталитической, экзотермической; 3) окислительно-восстановительной, некаталитической, экзотермической; 4) обмена, некаталитической, эндотермической.

8. Обратимой реакции соответствует уравнение:
1) $KOH + HCl = KCl + H_2O$; 2) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$;
3) $FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$; 4) $Na_2O + 2HCl = 2NaCl + H_2O$.

9. Необратимой реакцией является:
1) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$; 2) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$;
3) $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$; 4) $C_2H_4 + H_2 = C_2H_6$.

10. Гомогенной реакцией является:
1) $AgNO_{3(р)} + NaCl_{(р)} \rightarrow NaNO_{3(р)} + AgCl_{(т)}\downarrow$;
2) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2SO_{3(г)}$;
3) $Cu(OH)_{2(тв)} + 2HNO_{3(р)} \rightarrow Cu(NO_3)_{2(р)} + 2H_2O_{(р)}$;
4) $Na_2CO_{3(р)} + 2HCl_{(р)} \rightarrow 2NaCl_{(р)} + H_2O_{(р)} + CO_2\uparrow_{(г)}$.

****

ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОГО ХАРАКТЕРА (ПЕРВЫЙ ПРАКТИКУМ)

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №1
ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ ВЕЩЕСТВ

1. ***Введение.*** Получите у учителя вещества для работы. Изучите свойства веществ, указанных на этикетках, по приведенному ниже плану. Чтобы определить то или иное свойство, с каждым из выданных вам веществ нужно будет провести опыты, занося наблюдаемые изменения в таблицу.

Цель работы: *провести исследование некоторых физических свойств выданных веществ.*

2. ***Реактивы и оборудование***: вещества для описания свойств (по усмотрению учителя); бумага, медь, железо, стекло (для испытания твердости), вода, ступка, пестик, химический стакан, спиртовка, спички, тигельные щипцы или пинцет, лампочка для карманного фонаря, соединительные провода, выключатель, батарея питания; справочник физико-химических свойств веществ.

3. ***Порядок и техника проведения работы***

1. Приготовьте таблицу для записи результатов.

Таблица 26

Результаты исследования свойств веществ

Свойство	Вещество 1	Вещество 2
Агрегатное состояние	тв / ж / г	…
Цвет	какой (если есть)	…
Блеск	какой (если есть)	…
Запах	какой (если есть)	…
Твердость по отношению к		
бумаге	тверже/мягче	…
меди	тверже/мягче	…
железу	тверже/мягче	…
стеклу	тверже/мягче	…
Механические свойства		
пластичность	есть/нет	…
упругость (эластичность)	есть/нет	…
хрупкость	есть/нет	…
Плотность относительно воды	> или<1,0 г/см^3	…
Растворимость в воде	растворимо или нет	…
Цвет водного раствора	какой (если есть)	…
Отношение к нагреванию	устойчиво (разлагается)	…
Поведение в пламени	плавится (горит)	…
Электропроводность	есть (нет)	…
Температуры кипения и плавления	по справочнику	…

2. По внешнему виду определите фазовое состояние вещества, цвет, блеск.
3. Оцените (осторожно!) запах вещества.
4. Оцените твердость вещества. Для этого необходимо поцарапать кусочком твердого вещества сначала бумагу, затем медь, железо и стекло. Например, если вещество оставляет на бумаге царапину, то оно тверже бумаги, а если след подобно карандашу, то мягче.
5. Определите механические свойства, характерные для вещества, испытав его на растирание в фарфоровой ступке.
6. Проверьте отношение вещества к воде.
7. Исследуйте отношение вещества к нагреванию. Пинцетом или щипцами внесите кусочек вещества в пламя спиртовки. Наблюдайте, горит вещество или плавится, каков характер дыма и запаха.
8. Определите электропроводность вещества. Для этого соберите цепь по схеме (рис. 47), проверьте ее работоспособность. Определите электропроводность по загоранию лампочки.
9. Значения температуры плавления и кипения веществ найдите по справочнику.
10. Сравните выданные вещества по их свойствам. Укажите черты сходства и отличия.
11. Сделайте вывод.

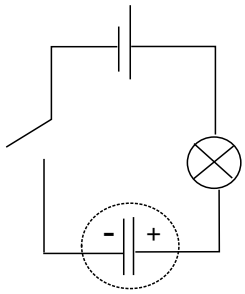


Рис.47. Схема электрической цепи, предназначенной для определения электропроводности веществ

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2
ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОЛИЧЕСТВЕННОГО СОСТАВА ДВУХКОМПОНЕНТНЫХ СПЛАВОВ МЕТАЛЛОВ

1. ***Введение.*** Известно более 90 металлов, но из них получены десятки тысяч различных сплавов. Сплавы представляют собой смеси двух или более индивидуальных металлов, их получают совместным нагреванием компонентов до полного расплавления смеси. Компонентами сплавов могут быть также и неметаллы, и соединения. Чаще сплавы подразделяют по составу: медные, алюминиевые, никелевые, титановые и др. Свойства сплавов отличаются от свойств исходных компонентов. Сплав золота с серебром характеризуется большой твердостью, в то время как сами эти металлы сравнительно мягкие. Химическая связь в сплавах металлическая, поэтому они обладают металлическим блеском, электрической проводимостью и другими свойствами металлов. Зная качественный состав сплава и его плотность, можно рассчитать процентное содержание каждого металла. Задачи такого типа имеют большое практическое

значение. Для знакомства с методикой их решения в конце описания работы приведен пример. Плотность твердых веществ, не растворяющихся в воде, определяют различными способами. Один из них описан в работе. Для определения плотности находят массу вещества (взвешиванием), а также объем (опуская вещество в воду и фиксируя изменение объема). Так как плотность вещества (ρ) равна отношению массы к объему, то значение плотности можно рассчитать по формуле:

$$\rho = \frac{m}{V}. \qquad (27)$$

Единицы плотности [г/см^3, кг/м^3 и т.д.].

2. ***Реактивы и оборудование:*** образцы сплавов металлов (латунь, нейзильбер, силумин, припой и др.); электронные весы, бюретка на 25 мл, вода; тонкие нитки.

3. ***Порядок и техника проведения работы***

1. Подготовьте таблицу для записи данных опыта (табл. 27).

Таблица 27

Результаты количественного определения состава двухкомпонентных сплавов

Название сплавов (качественный состав)	m(сплава), г	V(сплава), мл	ρ(сплава), г/мл
Латунь (*Cu, Zn*)			
Нейзильбер (*Cu, Ni* ≈ *Zn*)[34]*			
Силумин (*Si, Al*)			
Припой (*Sn, Pb*)			

2. Определите массу образца сплава с максимальной точностью.
3. Заполните бюретку водой.
4. Привяжите ниточку к образцу и погрузите его в воду. Определите объем сплава.
5. Вычислите плотность сплава.
6. Вычислите массовую долю каждого металла в сплаве.
7. Сделайте вывод.

Пример вычисления массовой доли компонентов сплава

Опытным путем найдены следующие данные о латунной пластине: масса пластинки – 32,2 г, объем – 4,00 см^3, плотность латуни 8,05 г/см^3. Из табл. 28 узнаем, что плотность меди – 8,96 , цинка – 7,13 г/см^3. Требуется вычислить процентное содержание меди и цинка во взятом образце латуни.

[34] Задания со звездочкой * предназначены для обучающихся, желающих получить дополнительную оценку.

Таблица 28

Плотность некоторых металлов

Металл	Плотность, г/см^3	Металл	Плотность, г/см^3
Медь	8,96	Олово	7,29
Цинк	7,13	Свинец	11,34
Никель	8,90	Кремний	2,33
Алюминий	2,70	Серебро	10,50
Натрий	0,96	Золото	19,30

Решение

$\rho(Cu)$ = 8,96 г/см^3
$\rho(Zn)$ = 7,13 г/см^3

Пусть объем меди будет x см^3, тогда объем цинка $4-x$ см^3.

Составляем уравнение:

$$8{,}96x + 7{,}13(4 - x) = 32{,}2$$
$$8{,}96x+28{,}52-7{,}13x=32{,}2$$
$$1{,}83x=3{,}68$$

$x=2{,}0$ (см^3) – объем меди; $4-x = 2{,}0$ (см^3) – объем цинка.

Находим массу меди и цинка.

$$m(Cu)=8{,}96\ г/см^3 \cdot 2{,}0\ см^3 = 17{,}9\ г$$
$$m(Zn)=7{,}13\ г/см^3 \cdot 2{,}0\ см^3 = 14{,}3\ г$$

Вычисляем массовые доли меди и цинка в сплаве:

$$\omega(Cu) = \frac{m(Cu)}{m(латуни)} \cdot 100\%$$

$$\omega(Zn) = \frac{m(Zn)}{m(латуни)} \cdot 100\%$$

Результаты эксперимента представляем в виде табл. 29.

Таблица 29

Результаты определения количественного состава латуни

Название компонента сплава	m, г	V, см^3	ω, %
Медь (Cu)	17,9	2,0	55,6
Цинк (Zn)	14,3	2,0	44,4
ИТОГО:	32,2	4,0	100

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

213. Сколько потребуется меди и олова для выплавления 520 кг бронзы, состоящей на 68% из меди и на 12% из олова?

214. Для выплавления мельхиора было взято 136 кг меди, 60 кг никеля и по 2 кг марганца и железа. Вычислите процентный состав металлов в полученном сплаве.

215. Для изготовления обручального кольца массой 5,5 г взяли 3,2 г золота, 0,4 г серебра и 1,9 г меди. Какой пробы будет кольцо, если пробу выражают числом весовых частей драгоценного металла в 1000 частях сплава?

216. Для клиента кабинета протезирования зубов изготовлена золотая коронка массой 4,380 г. Определить пробу сплава, если для изготовления потребовалось 4,012 г золота.

217. На заводе для изготовления украшений было принято использовать золотистый сплав, состоящий из 85% меди, 13% цинка и 2% олова. Сколько потребуется каждого металла для изготовления партии бижутерии 1500 штук, если на каждое украшение необходимо 14 г сплава.

218. Кольцо, купленное на базаре с рук, на вид не вызывало никаких сомнений в том, что оно выполнено из золота. Но сравнительно низкая цена никак не успокаивала покупателя. Кольцо было отдано на анализ в химическую лабораторию. Качественный анализ показал, что в состав сплава, из которого сделано кольцо, входят медь и золото. Но сколько золота? Решили определить плотность сплава. Масса кольца составила 7 г. Объем 0,76 см^3. Рассчитайте процентное содержание металлов в сплаве. Подумайте, удачной ли была покупка.

****

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЗАГРЯЗНЕННОСТИ ПОВАРЕННОЙ СОЛИ

1. ***Введение.*** Вещества по составу подразделяют на чистые и смеси. Чистыми называются вещества без примесей. Смесь состоит из разных веществ.

Разделение смеси – это выделение из нее отдельных веществ. В смеси сохраняются свойства веществ - компонентов. На основании этих свойств выбирают рациональный способ разделения смеси (см. табл. 16-17).

В данной работе описывается количественный способ определения загрязненности поваренной соли. Для этого точно известную навеску загрязненной соли растворяют в воде, отфильтровывают от нерастворимых примесей, выпаривают, а далее сравнивают массу очищенной соли и загрязненной, рассчитывая массовую долю примесей (загрязненность).

2. ***Реактивы и оборудование:*** загрязненная поваренная соль (для каждой группы учащихся различной загрязненности), химический стакан на 100 мл, коническая воронка, фильтровальная бумага, ножницы, фарфоровая чашечка, стеклянная палочка, штатив с кольцом, сушильный шкаф, спички, электронные весы, эксикатор, дистиллированная вода, электрическая плитка.

3. ***Порядок и техника проведения работы:***

Вариант 1

1. Подготовьте табл. 30 для записи данных опыта.
2. Взвесьте чистую сухую фарфоровую чашку и коническую воронку.
3. Взвесить эту же чашку с загрязненной солью (3-4 г) и воронкой.

Таблица 30

Результаты определения загрязненности поваренной соли

m(чашки с воронкой), г			m(загрязненной соли), г	m(чистой соли), г	ω(примесей), %
Без соли	с загрязнен-ной солью	с чистой солью после выпаривания			

4. Отмерьте в стакан по 2-3 мл дистиллированной воды на каждый грамм соли.
5. Растворите соль в воде.
6. Подготовьте складчатый фильтр (см. рис. 7), отфильтруйте полученную смесь (см. рис. 8), соблюдая правила фильтрования.
7. Чашку с фильтратом закройте воронкой и поместите на электрическую плитку. Нагревайте смесь практически до полного высушивания соли.
8. Поместите чашку в сушильный шкаф при температуре 105-110^{0}С на 10-15 мин.
9. Остудите чашку до комнатной температуры в эксикаторе, определите массу чашки и воронки с чистой солью.
10. Вычислите массовую долю примесей по формуле (28):

$$\omega(примесей) = \frac{m(загр.соли) - m(соли)}{m(загр.соли)} \cdot 100\% \qquad (28)$$

11. Сравните полученное значение с истинным (уточните у лаборанта или учителя).
12. Рассчитайте относительную погрешность определения (δ).
13. Сделайте вывод.

*Вариант 2**

Вам выдана смесь поваренной соли, речного песка, железного порошка, гранул полиэтилена, моделирующая мусор, а также компоненты этой смеси в чистом виде. Попытайтесь найти простые и эффективные методы разделения этой смеси. Определите массовую долю каждого компонента в смеси.

*Вариант 3**

Вам выдана смесь медных, цинковых, железных и алюминиевых опилок. Определите массовую долю каждого металла в ней.

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

219. Чем отличается однородная смесь от неоднородной? Приведите примеры.

220. Почему вещества можно выделить из смеси, в которой они находятся?

221. Как вы считаете, морская вода является чистым веществом или смесью? Почему?

222. Объясните, почему дистиллированная вода во всех странах обладает одними и теми же свойствами, а вода, взятая из разных рек, обладает не вполне одинаковыми свойствами?

223. Какая вода - морская, речная, дождевая, снеговая, колодезная, водопроводная - содержит наибольшее количество примесей? Какая из них по содержанию примесей ближе к дистиллированной?

224. Какие из перечисленных ниже объектов являются смесями, а какие – чистыми веществами: а) гранит, б) сахарный песок, в) поваренная соль, г) дистиллированная вода, д) молоко, е) свободный от влаги и пыли воздух, ж) профильтрованная речная вода, з) газированная вода? Почему?

225. Выберите правильный ответ. Чистые вещества отличаются от смесей тем, что: а) не имеют постоянного состава, б) имеют постоянный состав, в) их можно разделить физическими способами, г) их нельзя разделить физическими способами.

226. Какие смеси разделяют фильтрованием? Примеры.

227. Приведите примеры, когда фильтрование используют для домашних нужд.

228. Заполните табл. 31, приведя примеры соответствующих смесей в дополнение к тем, которые уже есть в качестве образца.

Таблица 31

Виды смесей

Фазовое состояние веществ в смеси	Примеры смесей
тв - тв	гранит, …
тв - ж	глина в воде, …
тв - г	пыль, дым, …
ж - ж	водоэмульсионная краска, …
ж - г	туман, взбитые сливки, …
г - г	кислородно-гелиевая смесь для дыхания подводников, …

229. В сахар случайно попала угольная пыль. Как очистить от нее сахар?

230. Если смешать железные опилки с порошком угля, как вы думаете, будет ли полученная смесь по-прежнему притягиваться магнитом? Почему?

231. Выберите правильный ответ. Отстаивание применяют для разделения смесей веществ с водой в тех случаях, когда нерастворимые в воде вещества отличаются от нее: а) температурой кипения, б) плотностью, в) цветом.

232. *В одной русской сказке старый дед смешал вместе соль и сахар. Что бы вы посоветовали ему сделать, чтобы разделить эту смесь?

233. Назовите изображенный процесс (см. рис. 48). К каким явлениям его можно отнести: к физическим или химическим? Где этот процесс применяется и на чем основан его принцип? Найдите рисунок, где этот процесс изображен верно. Какие ошибки допущены в других рисунках, и какие нежелательные результаты при этом получаются?

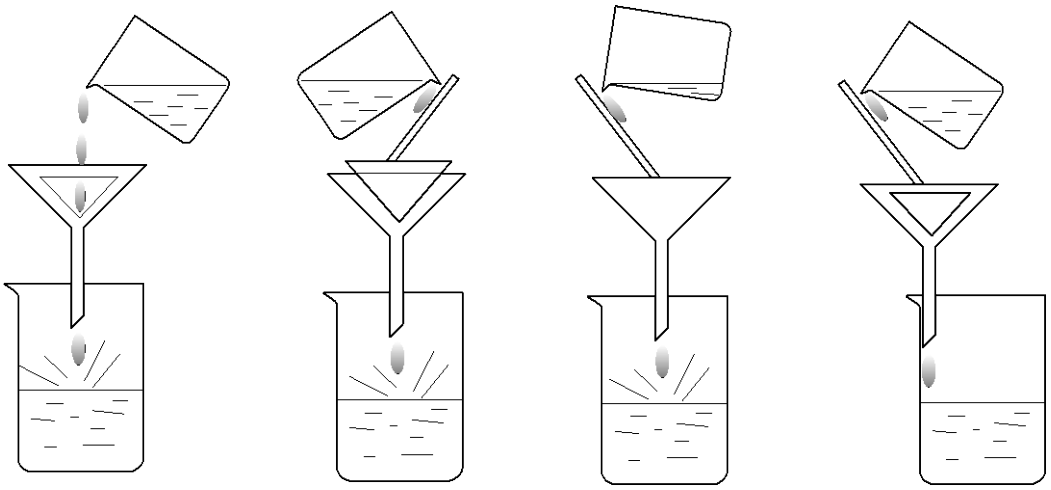


Рис.48.

Рис.49. Разделение смеси с использованием делительной воронки

234. На рис. 49 показана делительная воронка для разделения смеси двух (или более) несмешивающихся жидкостей. Опишите ваши действия по ее использованию.

****

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ГАЗА

1. Введение. Молярная масса (М) – масса 1 моль вещества, или масса $6{,}02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц вещества. Единица измерения молярной массы: г/моль или кг/моль (в СИ). Молярную массу вещества рассчитывают по периодической системе исходя из того, что она численно равна относительной атомной или молекулярной массе.

Смысл и единица измерения молярной массы вытекает из формулы, устанавливающей связь между абсолютной массой и количеством вещества:

$$M(в-ва) = \frac{m(в-ва)}{n(в-ва)}, \qquad (29)$$

где *M(в-ва)* – молярная масса вещества, г/моль; *m(в-ва)* – абсолютная масса вещества, г; *n(в-ва)*- количество вещества, моль. Молярная масса - важная характеристика вещества.

Уравнение Клапейрона-Менделеева (14), можно использовать для вычисления молярной массы вещества:

$$pV = \frac{m}{M}RT \qquad (30)$$

$$M = \frac{mRT}{pV} \qquad (31)$$

Если при определении молярной массы газ собирался над водой, то его давление всегда меньше измеренного атмосферного давления на величину давления паров воды и давления высоты столба воды:

$$p(газа) = p_{атм.} - p(H_2O) - \rho(H_2O)\cdot g\cdot h(H_2O) \qquad (32)$$

В этом случае уравнение (31) примет вид:

$$M = \frac{m\cdot R\cdot T}{(p_{атм.} - p(H_2O) - \rho(H_2O)\cdot g\cdot h(H_2O))\cdot V} \qquad (33)$$

Значение водяного пара при различных температурах приведены в табл. 32.

Таблица 32

Давление водяного пара при разных температурах

t, ^{0}C	$p(H_2O)$, мм рт.ст.
–10 (лёд)	1,0
–5 (лёд)	3,0
0	4,6
5	6,5
10	9,2
15	12,8
20	17,5
25	23,8
30	31,8

2. ***Реактивы и оборудование:*** $KMnO_4$, раствор H_2O_2 (6%), насыщенный раствор $K_2Cr_2O_7$, спички, штатив, пробирка (желательно двухколенная), электронные весы, каучуковые пробки, соединительные трубки, колба Эрленмейера на 250 или 500 мл, зажим Мора (или винтовой зажим), химический стакан на 200 или 400 мл, вода, термометр, барометр, резиновая груша.

3. ***Порядок и техника проведения работы***

Вариант 1

Определение молярной массы кислорода проводится с помощью прибора, изображенного на рис. 50.

1. Соберите прибор, как указано на рис. 50. Колбу заполните водой. Налейте воды в стакан 2.

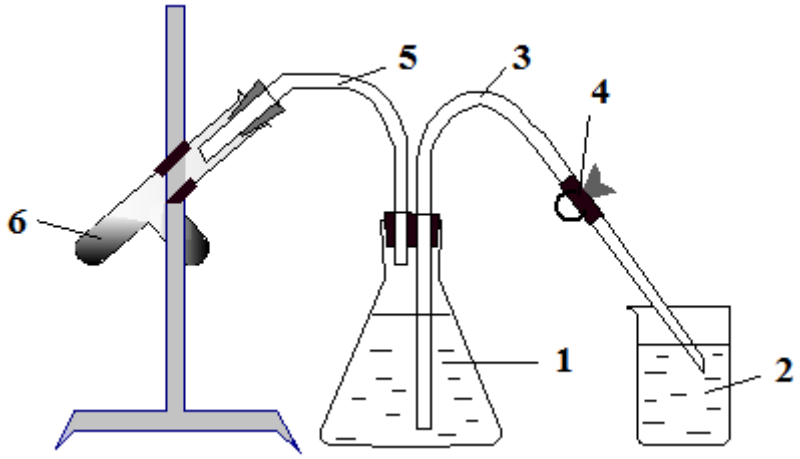


Рис.50. Схема установки для определения молярной массы газа
(1 – колба емкостью 250 или 500 мл; 2 – химический стакан на 200 или 400 мл;
3 – сифон с зажимом (4); 5 – стеклянная трубка; 6 – тугоплавкая пробирка
(или двухколенная пробирка); пробки в пробирке и колбе каучуковые)

2. Заполните водой сифон. Для этого через трубку 5 необходимо вдувать воздух в прибор при открытом зажиме 4 и, когда сифон заполнится водой, закрыть зажим (можно для этой операции использовать резиновую грушу).
3. В сухую двухколенную пробирку поместить около 5-6 мл раствора H_2O_2 и ≈ 2 мл раствора $K_2Cr_2O_7$. Определите массу пробирки с веществами до эксперимента с максимальной точностью.
4. Проверьте прибор на герметичность. Для этого плотно вставьте пробки и откройте зажим 4, а конец сифона необходимо держать над водой в стакане. Если прибор герметичен, то вода из сифона не вытекает.
5. Приведите давление внутри прибора к атмосферному. Для этого откройте кран 4 и поднимите стакан с водой так, чтобы вода в нем и в колбе 1 находилась на одинаковом уровне, и затем снова закройте зажим.
6. Вылейте воду из стакана и налейте в него точное количество ее, например, 50 мл. Опустите конец сифона в стакан с водой.
7. Откройте зажим 4, начните разложение вещества (перелейте раствор дихромата калия к раствору пероксида водорода).
8. Реакцию проведите до конца (ее завершение можно обнаружить по двум признакам – перестает выделяться кислород и цвет раствора приобретает первоначальную окраску дихромата калия).
9. Вновь приведите давление в приборе к атмосферному, закройте зажим.
10. Измерьте объем вытесненной воды в стакане 2 (из измеренного количества необходимо вычесть ранее добавленные 50 мл). Объем воды равен объему полученного кислорода при температуре опыта.
11. Определите массу пробирки после проведения эксперимента и массу полученного кислорода по разности массы пробирки до и после опыта.
12. Определите температуру в лаборатории, величину атмосферного давления (по барометру), давление водяного пара при температуре опыта (см. табл. 32). Для определения давления водяного пара постройте график

зависимости давления водяного пара от температуры (при необходимости использовать графическую интерполяцию) (см. рис. 19).

13. Запишите результаты в виде таблицы (форму таблицы придумайте самостоятельно).

14. По полученным данным вычислите молярную массу кислорода с помощью уравнения (33), используя данные других групп класса (отсев промахов следует провести с помощью Q-критерия). Все расчеты проведите в системе СИ (см. §3).

15. Вычислите точность определения по формуле (3):

$$\delta_{M(O_2)} = \pm \frac{M_{теор.}(O_2) - M_{эксп.}(O_2)}{M_{теор.}(O_2)} \cdot 100\%,$$

где $\delta_{M(O_2)}$ – относительная погрешность определения, %; $M_{эксп.}(O_2)$ – молярная масса, найденная из эксперимента, г/моль.

16. Сделайте вывод.

*Вариант 2**

На основании описания определения молярной массы кислорода (*вариант 1*) составить инструкцию по определению молярной массы оксида углерода(IV).

Для получения оксида углерода(IV) можно использовать реакцию взаимодействия мрамора или мела ($CaCO_3$) с кислотой (соляной, уксусной). Схему прибора (рис.50.) можно модифицировать или оставить прежней. Подтвердить теоретические предположения на практике.

При расчетах учесть, что газ собирают над водой.

Для более точных расчетов можно использовать раствор поваренной соли или учесть растворимость оксида углерода(IV) в воде (мл/100 г H_2O): $171{,}3^{0}$; $119{,}4^{10}$; $87{,}8^{20}$; $75{,}9^{25}$; $53{,}0^{40}$; $35{,}9^{60}$ (в степени указана температура).

Вычислите точность определения $M(CO_2)$.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №5
ИЗУЧЕНИЕ ГОРЕНИЯ СВЕЧИ

1. ***Введение.*** Горение – химический процесс (реакция окисления веществ), сопровождающийся свечением и выделением теплоты. Чаще всего горение происходит на воздухе. В процессе горения в большинстве случаев образуется пламя, представляющее собой столб газообразных веществ.

Целью данной ***работы*** является *анализ физических и химических процессов, происходящих при горении свечи и определение скорости расходования кислорода во время горения*.

2. ***Оборудование:*** стеклянные банки объемом 0,5 л, 0,8 л, 1 л, 2 л, 3 л, 5 л, секундомер, свеча, спички, рулетка.

3. ***Порядок и техника проведения работы***

1. Подготовить табл. 33 для записи данных опыта.

Таблица 33

Результаты изучения скорости горения свечи

V (банки), л	τ, с

2. Зажгите свечу и накройте банкой объемом 0,5 л.
3. Определите время (τ), в течение которого горит свеча.
4. Проведите подобные действия, используя банки других объемов.
5. Выразите зависимость продолжительности горения свечи от объема банки в виде графика и экстраполяцией (см. рис. 19) определите отрезок времени, через который погаснет свеча, накрытая банкой объемом 10 л (построение произведите на миллиметровой бумаге).
6. Запишите в виде табл. 34, какие физические и химические процессы происходят при горении свечи (запишите уравнения горения, если вещества, из которых состоит свеча, имеют формулы $C_{16}H_{34}$ и $C_{17}H_{36}$, а при горении образуются только углекислый газ и вода).

Таблица 34

Явления, происходящие при горении свечи

Физические явления	Химические явления

7. Определите объем классной комнаты.
8. Рассчитайте, сколько времени будет гореть свеча, если в комнату не поступает воздух и весь кислород расходуется на горение свечи. Скорость расходования кислорода определите по графику из пункта 5.
9. Сделайте вывод.

ВОПРОСЫ ПО ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИМ РАБОТАМ ПЕРВОГО ПРАКТИКУМА

1. Какие физические свойства характеризуют вещество? Как их определяют на практике?
2. Почему определение плотности двухкомпонентных сплавов вызывает большой интерес у сотрудников заводских лабораторий? С чем это связано?
3. Что нужно переработать или дополнить в методике определения загрязненности поваренной соли для устранения грубых промахов и получения более точных результатов?
4. Возможно ли практическое определение молярных масс таких газов, как водород, метан, азот? Что для этого необходимо сделать?
5. Какие погрешности в работе по изучению процесса горения свечи могут привести и приводят к получению недостоверных данных?

ТЕМА 5. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ, ИХ ВЗАИМОСВЯЗЬ

Изучение основных классов неорганических веществ целесообразно начать с самых простых – металлов и неметаллов (см. табл. 35). Всего простых веществ насчитывается более 400.

Таблица 35

Некоторые простые вещества и их свойства

Металлы	Неметаллы
твердые вещества (все кроме ртути *Hg*)	твердые вещества (иод I_2, фосфор красный и фосфор белый P_4, алмаз и графит *C*, сера *S*) жидкость (бром Br_2) газообразные вещества (кислород O_2, озон O_3, хлор Cl_2, водород H_2, азот N_2, фтор F_2, гелий *He*, неон *Ne*, аргон *Ar*, криптон *Kr*, ксенон *Xe*, радон *Rn*)
имеют металлический блеск	не имеют металлический блеск (*искл.* иод I_2, графит *C*)
электро- и теплопроводны	большинство не проводит электрический ток (*искл.* кремний *Si*, графит *C*)
ковкие, пластичные, тягучие	в твёрдом состоянии – хрупкие

Деление простых веществ на основании физических свойств на металлы и неметаллы условно. Это можно продемонстрировать, рассмотрев аллотропные модификации олова.

При комнатной температуре обычно существует бета-олово (β-*Sn*). Это белое олово – металл, из которого раньше отливали оловянных солдатиков (вспомните сказку Х.К. Андерсена «Стойкий оловянный солдатик»). Оловом покрывают изнутри консервные банки, оно входит в состав сплавов (бронза, припой).

При температуре +13,2^{0}С более устойчиво альфа-олово (α-*Sn*) – серый мелкокристаллический порошок, имеющий скорее свойства неметалла. Процесс превращения белого олова в серое быстрее всего идёт при температуре, равной –33^{0}С. Это превращение получило образное название «оловянная чума» (на морозе конструкции из белого олова внезапно разрушались).

Ещё одним подтверждением условного деления простых веществ на металлы и неметаллы являются свойства германия. Этот элемент образует простое вещество подобно металлам – твёрдое, с металлическим блеском, но хрупкое, плохо проводящее теплоту, является полупроводником. Одним из отличий полупроводников от металлов в том, что у металлов с повышением температуры электропроводность уменьшается, а у полупроводников – увеличивается. Электропроводность полупроводников увеличивается и при освещении их ярким светом (металлы такими свойствами не обладают).

И еще один важный момент. Все химические свойства веществ (простых или сложных) можно условно развить на три группы (см. рис. 51).

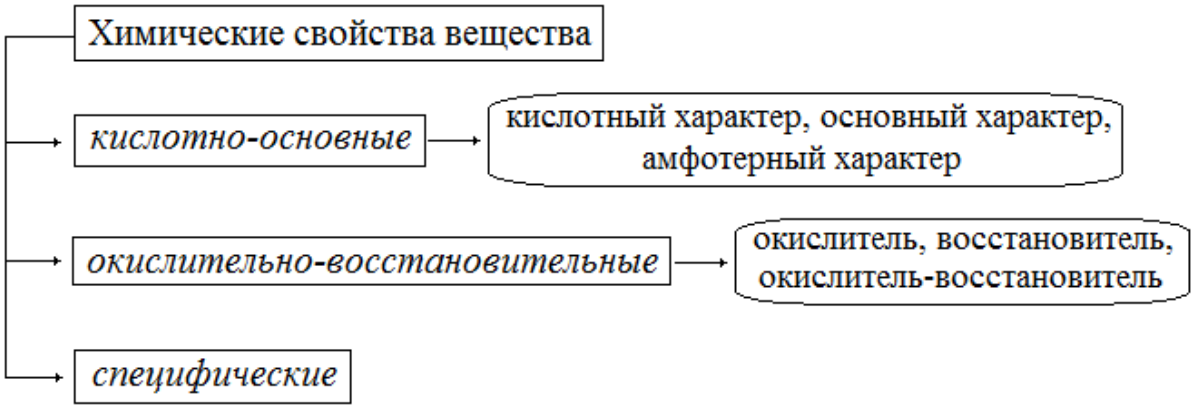


Рис.51. Химические свойства веществ

Постарайтесь при изучении химических свойств веществ классифицировать их по предложенной схеме. Это позволит в системе подойти к самому важному вопросу курса химии – способности веществ вступать в химические реакции.

§ 18 ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА: ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ

Ещё в древности человек обратил внимание на свойства металлов: их можно расплавить, а затем придать им любую форму, изготовив при этом щиты и мечи, наконечники для стрел, посуду, плуги и т.п.

Металлам приписывалось много чудодейственных свойств. В Древнем Египте семь известных металлов считались представителями семи планет (золото предки связывали с Солнцем, серебро – с Луной, медь – с Венерой, железо – с Марсом, олово – с Юпитером, свинец – с Сатурном, ртуть – с Меркурием). Когда в XVI в. алхимикам стала известна металлическая сурьма, они долго отказывались признавать её металлом – ведь для сурьмы на небе не хватало планеты…

М.В. Ломоносов определял металл «как светлое тело, которое ковать можно». А. Лавуазье в «Начальном курсе химии» (1789 г.) упоминал уже 17 металлов. В начале XIX в. последовало открытие металлов платиновой группы. В настоящее время число известных металлов более 90.

1. *НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ*

В рассказах Джека Лондона упоминается о поисках золота на Аляске. Старатели искали самородное золото и для этого промывали речной песок водой. Частички золота имеют плотность больше, чем обыкновенный песок, поэтому оседают быстрее. Таким нехитрым способом отделялся золотой песок от речного. Интересно, что золото встречается в природе главным образом в самородном состоянии.

Золото – не единственный металл, который находится в земной коре в виде простого вещества. Самородными могут быть серебро, медь,

платина и некоторые другие металлы. Серебро, медь, ртуть могут находиться как в самородном состоянии, так и в виде соединений.

***

Самые крупные, найденные когда-либо самородки золота, серебра и меди, имеют массу соответственно 112 кг, 13,5 т и 420 т.

***

Один грамм золота можно вытянуть в проволоку длиной два километра.

***

Многие химические элементы, образующие металлы, входят в состав минералов и руд (см. табл. 36).

Таблица 36

Металлы и руды

Металл	Химическая формула	Руда/минерал
железо	Fe_3O_4	магнитный железняк
	Fe_2O_3	красный железняк
	$Fe_2O_3 \cdot H_2O$	бурый железняк
	FeS_2	пирит
медь	$CuFeS_2$	медный колчедан (халькопирит)
	Cu_2S	медный блеск (халькозин)
	CuS	ковеллин
	$CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$	малахит
алюминий	Al_2O_3	боксит, корунд, рубин, сапфир
	$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$	глина
натрий	$NaCl$	поваренная (каменная) соль, галит
натрий/калий	$KCl \cdot NaCl$	сильвинит
калий	KCl	сильвин

2. *СТРОЕНИЕ*

Металлы образуют металлические твердые тела (металлическая кристаллическая решетка) за счёт обобществлённых электронов металлической связи (подробнее см. §10).

3. *ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА*

Все металлы, кроме ртути, в обычном состоянии твёрдые вещества (щелочные металлы и свинец – мягкие) и имеют ряд общих свойств.

Металлы – это ковкие, пластичные (способны изменять свою форму при ударе, прокатываться в тонкие листы, вытягиваться в проволоку и нити; самый пластичный металл – золото), тягучие вещества, которые имеют металлический блеск (свет поглощается поверхностью металла, и его электроны начинают испускать свои, вторичные, волны излучения, которые мы воспринимаем как металлический блеск), тепло- и электропроводны (лучшие проводники тока – серебро, медь, золото, алюминий).

4. *ПОЛУЧЕНИЕ*

Вопрос получения металлов из оксидов кратко рассмотрен в разделах «Химия водорода и кислорода» и «Химия оксидов». Подробнее познакомиться со способами получения металлов из руд и минералов вы сможете в 9 классе при изучении темы «Химия металлов».

5. *ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА*

Как вы уже заметили, одни металлы встречаются в виде простых веществ (в самородном состоянии), другие – только в виде соединений (образуют оксиды, сульфиды и хлориды; подробнее см. §22). Связано это, прежде всего с химическими свойствами металлов: среди них имеются очень активные металлы, металлы средней активности и благородные (малоактивные) металлы.

1) **отношение к неметаллам**

Металлы взаимодействуют практически со всеми неметаллами (кроме инертных газов) с образованием бинарных соединений – оксидов, гидридов, карбидов, нитридов, фосфидов, сульфидов и др. (подробнее см. раздел «Химия бинарных соединений»). Реакции протекают тем легче, чем активнее металл и неметалл:

Me + *неMe* = бинарное соединение

$$Ca + H_2 \xrightarrow{500-700^0C} CaH_2,$$

$$Ca + 2C \xrightarrow{550^0C} CaC_2,$$

$$6Li + N_{2(влажн.)} \rightarrow 2Li_3N,$$

$$2Fe + 3F_2 \xrightarrow{\geq 300^0C} 2FeF_3.$$

На воздухе металлы окисляются, покрываясь оксидными пленками (*искл. Au, Pt* и др.).

При горении металлов в атмосфере кислорода обычно образуются высшие оксиды (*искл. Au, Pt, Os, Ir, Ru, Rh, Pd*):

$$O_2 + 4Li \xrightarrow{\geq 200^0C} 2Li_2O,$$

у щелочных и щелочноземельных металлов – пероксиды и надпероксиды (*искл. Li*):

$$O_2 + 2Na \xrightarrow{250-400^0C} \underset{\text{пероксид натрия}}{Na_2O_2},$$

$$O_{2(воздух)} + K \rightarrow \underset{\text{надпероксид калия}}{KO_2},$$

При горении металлов побочных подгрупп могут образовываться оксиды в промежуточной степени окисления:

$$2O_2 + 3Fe \xrightarrow{150-600^0C} 2Fe_3O_4\,(FeO \cdot Fe_2O_3)$$

в присутствии воды образуется гидроксид[35]:

[35] Гидроксид железа(III) $Fe(OH)_3$ не существует. ИЮПАК рекомендует использовать формулу метагидроксида железа состава $FeO(OH)$.

$$3O_{2\,(возд.)}+4Fe+6H_2O_{(влага)} \xrightarrow{\tau} 4Fe(OH)_3,$$

2) **отношение к воде**

Продукты взаимодействия металлов с водой разнообразны и зависят от активности металла (подробнее см. раздел «Химия воды»).

3) **отношение к другим сложным веществам**

Продукты взаимодействия металлов с оксидами, кислотами, щелочами и солями разнообразны и зависят как от активности самого металла, так и от активности сложного вещества (подробнее см. разделы «Химия оксидов», «Химия кислот», «Химия оснований» и «Химия солей»).

***

*Простое вещество, содержащее элемент-неметалл **X**, входящий в состав щитовидной железы (в составе атома 74 нейтрона), при взаимодействии с самым легким газом $\mathbf{Y_2}$, образует газ **YX**, водный раствор которого – сильная кислота, вступающая в реакцию обмена с нитратом драгоценного металла **Me**NO_3 с образованием желтого осадка **MeX**. Элемент **X** можно обнаружить в некоторых образцах питьевой воды (например, минеральная вода «53-й элемент»). Определите зашифрованные элементы, если известно, что в честь металла **Me** названа одна из стран Южной Америки (участница финала Чемпионата мира по футболу 2014 года в Бразилии).*

***

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

235. Допишите уравнения химических реакций взаимодействия металлов с неметаллами. Задание целесообразно выполнять в группах. Пользуйтесь следующими правилами:

- В формулах продуктов реакции металл записывается первым, неметалл – вторым.
- В соединениях с металлом неметалл имеет минимальную из характерных ему степеней окисления.
- Формула продукта составляется по степени окисления.
- Коэффициенты в уравнении подбираются только после того, как составлены формулы всех участников реакции.

$Ca + O_2 \rightarrow ...$	$Al + O_2 \rightarrow ...$	$Cu + Cl_2 \rightarrow ...$
$Fe + Cl_2 \rightarrow ...$	$K + Cl_2 \rightarrow ...$	$Zn + O_2 \rightarrow ...$
$Al + S \rightarrow ...$	$Li + N_2 \rightarrow ...$	$Ba + N_2 \rightarrow ...$
$Mg + N_2 \rightarrow ...$	$Ca + P \rightarrow ...$	$Cu + S \rightarrow ...$
$Ba + Br_2 \rightarrow ...$	$Al + Br_2 \rightarrow ...$	$Li + O_2 \rightarrow ...$

236. *Подготовьте сообщение об основных областях и направлениях применения металлов и их сплавов в зависимости от их свойств.

237. *Как теоретически проверить сообщение газеты «Калужский перекресток» о том, что из 1 кг железа образуется 3 кг ржавчины?

238. Используя различные источники информации, заполните табл. 37:

Таблица 37

Свойства и применение алюминия

Применение алюминия	Свойства алюминия
самолёто- и ракетостроение	
изготовление проводов для ЛЭП	
упаковочный материал, посуда, столовые приборы	
строительство	
изготовление бенгальских огней и фейерверков	

239. Почему авиакомпаниям запрещено перевозить аппараты и приборы, содержащие ртуть?

240. *Из какого металла изготавливали оружие во времена восстания Спартака?

241. *Из чего были изготовлены доспехи Ахилла (Ахиллеса), защищавшие его от врагов?

242. Почему графит не отнесли к металлам, несмотря на то, что он обладает и металлическим блеском и электропроводностью?

243. *Старинные медные монеты и бронзовые изделия часто бывают покрыты зеленоватым налётом, а серебряные – чёрным. О каких процессах свидетельствуют эти налёты и как очистить изделия от них?

244. Экспедиция полярного исследователя Р. Скотта к Южному полюсу в 1912 году погибла из-за того, что потеряла весь запас горючего (оно находилось в запаянных оловом баках). Попробуйте объяснить, какой процесс помешал исследователями.

245. *Пользуясь дополнительной литературой или материалами сети Интернет, подготовьте сообщение на тему «Зеркала в жизни человека: история совершенствования способов изготовления».

246. **E** – серебристо-белый металл, самый легкий среди металлов (почти в два раза легче воды). Его соли окрашивают пламя в малиновый цвет (используют при изготовлении фейерверков). В организме человека содержание этого элемента крайне мало (ультрамикроэлемент). Соли **E** применяют для лечения психических заболеваний и болезней, связанных с отложением солей (подагра). Определите химический элемент **E**.

247. Металл **F** входит в «великолепную семёрку» металлов, известных людям с незапамятных времён. Его распространению в древности способствовали такие свойства, как способность к холодной ковке и относительная простота выплавки из богатых руд. При жизни Петра I была осуществлена замена серебряных монет на монеты из металла **F**. Сегодня металл **F** – один из главных металлов электротехники. Что это за металл?

248. *Молярная концентрация золота в морской воде равна $2{,}5 \cdot 10^{-11}$ моль/л, а в 1 т золотоносной руды содержится 10 г золота (указаны средние значения). Рассчитайте: 1) объем морской воды, в котором содержится 1 кг золота; 2) во сколько раз массовая доля золота в

промышленных рудах больше его массовой доли в морской воде (плотность воды принять равной 1 г/мл).

249. Все соли кадмия сильнотоксичны. Сравните массовые доли этого элемента в нитрате кадмия $Cd(NO_3)_2$, сульфате кадмия $CdSO_4$, хлориде кадмия $CdCl_2$ и бромиде кадмия $CdBr_2$ и сделайте вывод, какая соль кадмия самая ядовитая.

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №16

1. В настоящее время общее количество известных металлов:
1) более 120; 2) 22;
3) 17; 4) более 90.

2. Для металлов не характерны при н.у. следующие свойства:
1) хрупкость; 2) металлический блеск;
3) электро- и теплопроводность; 4) ковкость, пластичность, тягучесть.

3. В самородном состоянии не встречается:
1) медь; 2) золото; 3) серебро; 4) алюминий.

4. Оксид алюминия не образует минерала:
1) боксит; 2) малахит; 3) корунд; 4) рубин.

5. Металлы образованы кристаллической решеткой:
1) металлической; 2) атомной; 3) молекулярной; 4) ионной.

6. «Оловянная чума» – это
1) заболевание, вызванное соединениями олова;
2) превращение α-олова в β-олово;
3) превращение β-олова в α-олово;
4) разрушение металлов под действием окружающей среды.

7. Активные металлы в природе встречаются
1) только в самородном состоянии; 2) в виде оксидов;
3) только в виде оксидов, хлоридов, сульфидов; 4) в виде гидроксидов.

8. При взаимодействии металлов с неметаллами всегда образуется
1) новый метали неметалл; 2) бинарное соединение;
3) оксид металла; 4) соль.

9. В атмосфере кислорода сгорает металл:
1) золото; 2) осмий; 3) платина; 4) цинк.

10. Укажите символ металла, в атоме которого на ВЭУ *p*-подуровне имеется три электрона:
1) *As*; 2) *Al*; 3) *Sb*; 4) *In*.

****

§ 19 ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА: ХИМИЯ ВОДОРОДА И КИСЛОРОДА

Неметаллы – это химические элементы, которые образуют в свободном виде простые вещества, не обладающие физическими свойствами металлов. Рассмотрим химию важнейших неметаллов – кислорода и водорода в сравнении.

Водород (H_2)	Кислород (O_2)

1. *НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ*

Химический элемент водород входит в состав воды (11%), органических веществ, в том числе живых организмов, самый распространенный элемент космоса (свыше 90% всех атомов и ≈75% массы Вселенной). Имеет изотопы ${}^{1}_{1}H$ (протий), ${}^{2}_{1}D$ (дейтерий), ${}^{3}_{1}T$ (тритий). Искусственно получены короткоживущие радиоактивные изотопы водорода ${}^{4}_{1}H$, ${}^{5}_{1}H$, ${}^{6}_{1}H$.

валентность: I,
степень окисления: +1 и –1

Химический элемент кислород входит в состав многих неорганических и органических соединений, в том числе живых организмов (в земной коре его 49%, в воде – 89%). В составе воздуха 20-21% по объему. Известна изотопная разновидность воды – тяжелая вода[36] D_2O. В природе химический элемент кислород представлен изотопами ${}^{16}_{8}O$, ${}^{17}_{8}O$, ${}^{18}_{8}O$.

валентность: II,
степень окисления: –2 (реже –1, +2, +1)

2. *СТРОЕНИЕ*

Строение молекул водорода и кислорода приведено на рис.38 и 39 соответственно.

Из-за малых размеров 1s-орбитали электронная плотность в межъядерном пространстве молекулы H_2 высокая (энергия связи *H-H* большая, а химическая активность простого вещества при обычных условиях – малая).

Активность водорода резко возрастает с ростом температуры и в присутствии катализаторов (особенно высока активность атомарного водорода, т.к. реакции с ним не требуют разрыва связей *H-H).*

Связь в молекуле кислорода довольно прочная, поэтому при обычных условиях он относительно неактивен.

Активность кислорода O_2, как и водорода H_2, резко возрастает при повышении температуры.

[36] В природных водах массовое отношение $D_2O : H_2O$ = 1 : 6000. Растворимость большинства веществ в тяжелой воде значительно меньше, чем в обычной воде. Тяжелая вода ядовита, так как замедляет биологические процессы в живых организмах ($t_{пл.}$ = 3,8^{0}C; $t_{кип.}$ = 101,4^{0}C; ρ = 1,105 г/мл).

***

В нижних слоях атмосферы содержится исключительно мало водорода, на высоте 50 км его – 3% (по объему), а на высоте 100 км примерно 95%.

***

На сгорание в двигателе автомашины 38 л бензина (объем бензобака «Жигулей») расходуется 77000 л кислорода или 390000 л воздуха. Такой объем кислорода потребляют 30 человек при дыхании в сутки. *******

***

В научно-фантастическом романе А. Богданова «Красная звезда» приведено описание космического корабля: «Это была «кислородная комната». В ней хранились запасы кислорода в виде 25 т бертолетовой соли, из которой можно было выделить по мере необходимости 10 тыс. кубических метров кислорода». Найдите ошибку в приведенном отрывке.

***

Философ, химик, филолог, автор трудов по ораторскому искусству, преподаватель математики и физики в результате опытов получил газ ***А*** *и затем поместил двух мышей: одну – в сосуд с обыкновенным воздухом, а другую – в такой же сосуд с полученным газом* ***А****. Первая мышь быстро задохнулась, а вторая в это время чувствовала себя хорошо и активно двигалась. Ученый обнаружил, что полученным газом* ***А*** *дышать легко и приятно. При растворении в воде «воздуха, испорченного дыханием» (газ* ***Б****) ученый впервые получил газированную воду, прекрасно утоляющую жажду. Укажите имя ученого и современные названия газов, о которых идет речь. В каком году были осуществлены эти открытия? Составьте УХР получения газа* ***А*** *в результате реакции аллотропного превращения и газа* ***Б*** *при взаимодействии* ***А*** *с углем. Как образуются данные газы в природных условиях? Всегда ли при взаимодействии газа* ***А*** *с углем образуется газ* ***Б****? Ответ поясните.*

***

***

До конца XVIII в. учёные практически не занимались исследованием газообразных веществ, хотя в результате реакций, известных ещё в период алхимии, наблюдали выделение кислорода. Причина этому – стереотип мышления. Любой газ представлялся воздухом. Если газ имел неприятный запах, то его считали «испорченным воздухом».

Только в 1724 г. английский ботаник и химик С. Гейлс предложил устройство прибора для сбора газов (перевернутая вверх дном колба, заполненная водой, в горло которой был помещен изогнутый оружейный ствол). С этого изобретения в истории химии начался новый период, названный газовой химией (или пневматической химией). Открытие кислорода связано именно с этим периодом. Так в 1766 г. английский учёный Генри Кавендиш изучил и описал водород – «горючий воздух». А в 1774 г. английский химик и философ Дж. Пристли при нагревании оксида ртути

получил газ, в атмосфере которого тлеющая лучина вспыхивала, а свеча горела очень ярко. Своим открытием Пристли поделился с А. Лавуазье, который впоследствии дал этому газу название кислород и установил, что в процессе горения веществ расходуется не весь воздух, а только его $^1/_5$ часть – кислород.

***

3. *ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА*

Простое вещество водород H_2 – газ, без цвета, вкуса и запаха, мало растворим в воде, растворяется в некоторых металлах, например в железе, никеле, платине (переходит в атомное состояние). Самый легкий газ (М (H_2) = 2 г/моль; $t_{кип}$ = -252^{0}С). Молекула водорода имеет высокую скорость диффузии (завязанный шарик – «сдувается»; водород диффундирует даже через стенки металлического сосуда – это используют для его очистки от других газов).

Водород обладает высокой теплопроводностью (в семь раз больше, чем у воздуха: это значит, что нагретый кусок металла в атмосфере водорода остывает в 7 раз быстрее).

При обычных условиях простое вещество кислород O_2 – газ, без цвета, вкуса и запаха, мало растворимый в воде, чуть тяжелее воздуха (М(O_2) = 32 г/моль > $\overline{M}$ (возд.) = 29 г/моль). Жидкий кислород – ($t_{кип}$ = -183^{0}С) – голубого цвета; твердый кислород ($t_{кип}$ = –219^{0}С) – синего цвета[37].

Жидкий и твёрдый кислород притягивается магнитом.

---

[37] Атомы кислорода могут объединяться в молекулу O_3 (озон, аллотропная модификация кислорода). Озон – это газ синего цвета с характерным запахом, превращается в жидкость фиолетового цвета при t = –111^{0}С, в твердое вещество почти черного цвета при t = –251^{0}С. В 10 раз лучше растворим в воде, чем кислород. Гораздо тяжелее воздуха. Получается из кислорода под действием ультрафиолетовых лучей или электрического разряда ($3O_2 \xrightarrow{УФ-свет} 2O_3$). Озон самопроизвольно разрушается с образованием кислорода, обладает сильными окислительными свойствами, которые используется для обеззараживания воды и воздуха. Озон – более сильный окислитель, чем кислород, и способен на ряд реакций, в которые последний не вступает:

$2Ag + O_3 = Ag_2O + O_2$ (почернение серебряных изделий во время грозы)

$2KI + O_3 + H_2O = I_2\downarrow + 2KOH + O_2\uparrow$ (количественное определение озона в воздухе).

Длительное пребывание в атмосфере, содержащей повышенное количество озона (физиотерапевтические кабинеты, кварцевое облучение) может вызвать тяжелые нарушения нервной системы.

4. *ПОЛУЧЕНИЕ*

А. В природе

Водород самый распространенный элемент космоса.

Кислород образуется в процессе фотосинтеза из углекислого газа и воды на свету:

$$6CO_2+6H_2O \xrightarrow{h\nu,\ хлорофилл} C_6H_{12}O_6+6O_2.$$

Б. В промышленности:

1) ***электролиз*** (разложение веществ под действием электрического тока) водных растворов кислот и щелочей: $2H_2O \xrightarrow{эл.\ ток} 2H_2\uparrow+O_2\uparrow$.

2) взаимодействие паров воды с раскаленным коксом, и далее с оксидом углерода(II):

$$C+H_2O \xrightarrow{800-1000^0C} CO+H_2$$

(синтез-газ),

$$H_2O_{(изб.)} + CO \xrightarrow{300^0C,\ Fe_2O_3} CO_2+H_2.$$

3) термическое разложение метана и других углеводородов:

$$CH_4 \xrightarrow{1000^0C} C + 2H_2$$

4) взаимодействие метана с водяным паром:

$$H_2O+CH_4 \xrightarrow{1000^0C,\ Ni;\ MgO;\ Al_2O_3} CO+3H_2.$$

5) железо-паровой метод:

$$4H_2O + 3Fe \xrightarrow{\leq 570^0C} Fe_3O_4 + 4H_2,$$

$$H_2O + Fe \xrightarrow{\geq 570^0C} FeO + H_2.$$

2) ректификация (перегонка) жидкого воздуха, основанная на различии в $t_{кип.}$ N_2 (-196^{0}С) и O_2 (-183^{0}С). Метод предложил наш соотечественник, лауреат Нобелевской премии П.Л. Капица.

***

Водород легко воспламеняется. Если в воздухе массовая доля водорода 18-60%, то может произойти взрыв. Это было причиной ряда тяжелых аварий. Так в 1937 г. взорвался и сгорел самый большой в мире дирижабль «Гинденбург». В настоящее время аэростаты и дирижабли заполняют не представляющим пожарной опасности гелием. ***

***

Самая легкая жидкость на земле – это жидкий водород. Литр его обладает массой всего 70 г.

***

Вопрос о положении водорода в ПСХЭ окончательно не решен, т.к. он похож и на щелочные металлы и на галогены. Предлагается отвести водороду в периодической системе одну протяженную клетку (полосу) над всеми элементами второго периода (исключая неон). Попробуйте высказать свои аргументы по этому вопросу. ***

***

При выполнении практической работы «Получение кислорода и изучение его свойств» восьмиклассник действовал так. Он налил в пробирку раствор перманганата калия, закрыл пробирку пробкой с прямой газоотводной трубкой, на которую надел дном вверх пустую пробирку, и стал ждать. Закончился урок, но лучинка, которую ученик подносил к отверстию пробирки-приемника, так и ни разу и не вспыхнула. Нарисуйте прибор, которым пользовался ученик. Что и как нужно изменить в нем, чтобы все-таки получить и собрать кислород? ***

В. В лаборатории:

1) при действии металлов 1-2 групп (IA-IIA подгрупп) на воду

$$2Na+2H_2O=2NaOH+H_2\uparrow+Q,$$
$$Mg+2H_2O_{(гор.)}\rightarrow Mg(OH)_2+H_2\uparrow.$$

2) при действии активных металлов (стоящих до водорода в ряду напряжений) на растворы кислот[38] (кроме азотной и концентрированной серной)

$$Zn+2HCl=ZnCl_2+H_2\uparrow+Q,$$
$$Cu+HCl\neq.$$

3) при действии амфотерных элементов на растворы щелочей:

$$2Al+6H_2O+6NaOH=$$
$$=2Na_3[Al(OH)_6]+3H_2\uparrow$$

гексагидроксоалюминат(III) натрия

или

$$2Al+6H_2O+2NaOH=$$
$$=2Na[Al(OH)_4]+3H_2\uparrow.$$

тетрагидроксоалюминат(III) натрия

4) при взаимодействии гидридов активных металлов и воды:

$$2H_2O+CaH_2=Ca(OH)_2+2H_2\uparrow.$$

1) термическим разложением солей[39]

$$2KMnO_4\xrightarrow{200-240^0C}K_2MnO_4+MnO_2+O_2\uparrow,$$
$$2KNO_3\xrightarrow{400-520^0C}2KNO_2+O_2\uparrow,$$
$$2KClO_3\xrightarrow{150^0C,\ MnO_2}2KCl+3O_2\uparrow.$$

2) термическим разложением оксидов и пероксидов

$$2HgO\xrightarrow{450-500^0C}2Hg+O_2\uparrow$$

(опыт Пристли),

$$2H_2O_2\xrightarrow{MnO_2\ или\ K_2Cr_2O_7}2H_2O+O_2\uparrow,$$
$$2BaO_2\xrightarrow{\geq 790^0C}2BaO+O_2\uparrow$$

(метод Брина).

3) при взаимодействии пероксидов металлов с водой или углекислым газом:

$$2Na_2O_2+2H_2O=4NaOH+O_2\uparrow,$$
$$2Na_2O_2+2CO_2=2Na_2CO_3+O_2\uparrow.$$

---

[38] При выполнении **практической работы №8** необходимо получить водород при взаимодействии металлов средней активности с кислотой и исследовать его восстановительные свойства. Причем предлагается определить, какой водород, атомный (атомарный) или молекулярный, обладает большими восстановительными свойствами.

[39] **Практическая работа №7** посвящена определению практического выхода кислорода в реакциях разложения. Для проведения эксперимента используется термическое разложение перманганата калия или каталитическое разложение пероксида водорода. После получения кислорода по экспериментально полученному объему газа и рассчитанному по УХР вычисляется выход продукта (кислорода) в %.

5. *ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА*

Электроотрицательность водорода невелика, поэтому в большинстве реакций водород – восстановитель. Только с активными металлами 1-2 групп (IA-IIA подгрупп) водород может вступать в окислительные реакции, образуя гидриды.

Кислород обладает высокой электроотрицательностью. В реакциях выступает окислителем (*искл.*: реакция со фтором).

Вследствие высокой прочности молекулы, взаимодействие кислорода с большинством как простых, так и сложных веществ требует инициирования. Однако, *NO*, Cu^+ и гемоглобин крови вступают в реакцию с кислородом при комнатной температуре. Непосредственно кислород не реагирует только с *Au, Pt, Xe, Kr* и галогенами, оксиды которых получают косвенным путем.

1) **отношение к неметаллам**

Водород реагирует со многими неметаллами с образованием бинарных соединений.

$$H_2+F_2 \xrightarrow{\leq 20^0 C,\ темнота} 2HF$$

(со взрывом при любой t^oC),

$$H_2+Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl.$$

Водород может гореть

$$2H_2+O_2 \xrightarrow{550^0 C} 2H_2O$$

и взрываться («гремучая» смесь в соотношении $n(H_2) : n(O_2) = 2 : 1$).

$$H_2+S \xleftrightarrow{150-200^0 C} H_2S,$$

$$3H_2+N_2 \xleftrightarrow{500^0 C,\ 20-40 МПа,\ Fe} 2NH_3$$

(синтез Габера).

В кислороде сгорают простые вещества с образованием оксидов (непосредственно не реагирует с Hal_2, инертными газами):

$$2H_2+O_2 \xrightarrow{550^0 C\ или\ Pt} 2H_2O,$$

$$O_2+S \xrightarrow{280-360^0 C} SO_2,$$

$$O_{2\ (изб.)}+C \xrightarrow{600-700^0 C} CO_2,$$

$$O_{2\ (недост.)}+2C \xrightarrow{600-700^0 C} 2CO,$$

$$5O_2+4P_{(красн.)} \xrightarrow{240-400^0 C} P_4O_{10}.$$

2) **отношение к активным металлам**

Водород реагирует с активными металлами 1-2 групп (IA-IIA подгрупп) с образованием гидридов:

$$H_2+2Na \xrightarrow{300^0 C} 2NaH,$$

$$H_2+Ca \xrightarrow{500-700^0 C} CaH_2,$$

$$H_2+Cu \neq .$$

Кислород реагирует с металлами с образованием оксидов, пероксидов, надпероксидов и субнадпероксидов (подробнее см. раздел «Простые вещества: химия металлов»).

3) **отношение к оксидам металлов**

Водород используется в

3) **отношение к оксидам неметаллов и металлов**

Кислород взаимодействует с

качестве восстановителя[40] при получении металлов из их оксидов (*искл.* оксиды металлов 1-3 групп (IA-IIIA подгрупп):

$$H_2+CuO \xrightarrow{150-250^0C} H_2O+Cu,$$
$$3H_2+Fe_2O_3 \xrightarrow{1050-1100^0C} 3H_2O\uparrow+2Fe,$$
$$3H_2+MoO_3 \xrightarrow{900-1200^0C} 3H_2O\uparrow+Mo,$$
$$3H_2+WO_3 \xrightarrow{1000-1200^0C} 3H_2O\uparrow+W.$$

некоторыми оксидами неметаллов и металлов, имеющими не высшую степень окисления оксидообразующего элемента:

$$O_2+2SO_2 \xrightarrow{400-500^0C,\ NO\ или\ V_2O_5} 2SO_3,$$
$$O_2+2CO \xrightarrow{MnO_2\ или\ CuO} 2CO_2,$$
$$4FeO + O_2 \xrightarrow{450-600^0C} 2Fe_2O_3,$$
$$2Cu_2O + O_2 \xrightarrow{500^0C} 4CuO.$$

4) **отношение к сложным веществам**

Водород выступает в роли восстановителя в реакциях с некоторыми солями и бинарными соединениями:

$$2H_2+2NO \xrightarrow{200^0C} N_2+2H_2O,$$
$$2H_2+SiCl_4 \xrightarrow{800^0C} Si + 4HCl\uparrow,$$
$$H_{2(г)}+2FeCl_{3(р)} \xrightarrow{250-300^0C} 2FeCl_{2(р)}+2HCl_{(р)}.$$

Сложные вещества сгорают в избытке кислорода с образованием оксидов всех элементов, входящих в состав (*искл.* азот сгорает до N_2; для превращения в NO необходим катализатор или 1000^0C)

$$5O_2+4NH_3 \xrightarrow{800^0C,\ Pt,\ Pd} 4NO+6H_2O,$$
$$3O_2+2CuS \xrightarrow{300-500^0C} 2CuO+2SO_2.$$

6. *ПРИМЕНЕНИЕ*

Раньше водород H_2 использовали для заполнения дирижаблей и аэростатов. Сейчас его заменили более безопасным гелием. Водород используют в химической промышленности для восстановления металлов, получения летучих водородных соединений. Водород широко используют также при получении аммиака, хлороводорода, метанола, твердых жиров и других технически важных продуктов.

Медико-биологическое значение химического элемента водорода: перенос водорода по биохимической цепочке организма является одним

Кислород применяется в дыхательных смесях (в медицине для лечения легочных и сердечных заболеваний; в космических кораблях; на подводных лодках; при высотных полетах; при проведении подводных работ), для окисления горючего топлива (входит в состав многих взрывчатых веществ). Жидкий кислород – окислитель ракетного топлива. Кислород используют как окислитель в металлургии при производстве стали и чугуна, для получения HNO_3, H_2SO_4, обжига руд, например, пирита:

$$11O_2+4FeS_2 \xrightarrow{800^0C} 2Fe_2O_3+8SO_2.$$

---

[40] Атомный водород (H^0), который сначала появляются в ходе реакции получения молекулярного водорода, является очень сильным восстановителем; так, если в подкисленный раствор $KMnO_4$ внести гранулу цинка, то цинк восстанавливает водород до состояния H^0, а последний – перманганат калия (и почти все другие окислители):

$$10H^0+3H_2SO_4+2KMnO_4=2MnSO_4+8H_2O+K_2SO_4$$

(при этом фиолетовая окраска раствора исчезает).

из фундаментальных процессов в живой природе. Многие реакции организма протекают лишь при определенной величине концентрации катионов водорода H^+.

Жидкий водород используют в ракетной технике в качестве ракетного топлива. Созданы опытные образцы автомобилей, двигатели которых работают на водородном топливе.

Для регенерации воздуха в замкнутых помещениях (подводные лодки, космические аппараты) используют патроны, заполненные пероксидом щелочного металла:

$$2Na_2O_2+CO_2=2Na_2CO_3+O_2.$$

В природе с участием кислорода совершается дыхание, обеспечивается тление, гниение органических веществ. Окисление кислородом углеводов, жиров и белков служит источником энергии живых организмов.

С помощью кислородно-водородного пламени (высокотемпературная горелка) осуществляют сварку и резку некоторых металлов.

***

Водород, который входит в состав Солнца, не сгорает (в космосе нет кислорода), а в результате ряда ядерных реакций четыре изотопа водорода-1 превращаются в гелий-4 с освобождением громадного количества энергии ($6,4\cdot10^8$ кДж/1 г водорода). Выделяющаяся при этом энергия поддерживает Солнце в раскаленном состоянии.

Подобные процессы человек научился проводить и на Земле. Теперь мечта алхимиков о превращении неблагородных элементов в золото стала возможной. Но для протекания этих процессов нужно затратить громадную энергию, и такое золото будет стоить в сотни раз дороже добываемого обычными способами.

***

Предполагают, что ежесекундно за счет излучения энергии масса Солнца уменьшается на 4 млн. тонн. Какую долю (%) своей массы ($2\cdot10^{33}$ г) Солнце теряет в течение одного года? Подсчитайте, сколько примерно лет потребуется, чтобы Солнце полностью «сгорело». ***

*********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

250. Как «перелить» из химического стакана в стакан кислород и водород?

251. *В отличие от кислорода (перевозят и хранят в стальных цистернах голубого цвета) хранение водорода представляет определённую проблему. В чём суть этой проблемы и как она решается?

252. Металлы и кислоты были известны людям со времён алхимии. Объясните, почему водород был открыт лишь в XVIII в.? Какие ещё вещества были открыты в это же время?

253. Укажите, где о кислороде/водороде говорится как о химическом элементе, а где – как о простом веществе: а) кислород малорастворим в воде; б) молекулы воды состоят из двух атомных частиц водорода и одной атомной частицы кислорода; в) в воздухе содержится 21% кислорода; г) кислород входит в состав углекислого газа; д) водород входит в состав большинства органических соединений; е) водород – самый лёгкий газ; ж) водородом заполняют воздушные шары; з) молекула метана содержит четыре атомные частицы водорода.

254. Какой объём «гремучей смеси» (н.у.) позволит получить 100 г воды?

255. *Нарисуйте схему использования водорода и кислорода человеком (приветствуются авторские рисунки, выполненные в любой технике).

256. *Приведите факты, подтверждающие, что дышать чистым кислородом опасно для человека.

257. *Расскажите об устройстве и работе аппарата Киппа. Почему данный прибор является прибором прерывного действия? Можно ли использовать аппарат Киппа для получения кислорода в лаборатории?

258. *Сравните озон и кислород по составу и свойствам. Результаты запишите в табл. 38.

Таблица 38

Сравнение свойств кислорода и озона

Характеристика	Кислород	Озон
Химическая формула		
Количественный состав		
Молярная масса		
Растворимость в воде		
Температура плавления		
Температура кипения		
Способность поддерживать дыхание		
Способность поддерживать горение		

259. В определениях, приведенных ниже, опущены ключевые слова (*понижает, повышает, отдачи, приема, восстанавливается, окисляется*), вставьте их: а) окисление – процесс ... электронов; б) восстановление – процесс ... электронов; в) окислитель – вещество, принимающее электроны, то есть содержащее атомные частицы элемента, который ... степень окисления при переходе к продуктам; г) восстановитель – вещество, отдающее электроны, то есть содержащее атомные частицы элемента, который ... степень окисления при переходе к продуктам; д) в ходе реакции окислитель сам ..., а восстановитель – ... .

260. Почему поэтическое выражение «В воздухе пахло грозой» химически неверно?

261. *Какой тип химической связи должен иметь металлический водород? Подготовьте краткое сообщение на тему «Металлический водород».

262. Подберите коэффициенты методом электронного баланса (ответ – сумма коэффициентов в УХР):

а) $Al + I_2 \rightarrow AlI_3$;
б) $Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$;
в) $Fe_2O_3 + H_2 \rightarrow Fe + H_2O$;
г) $FeS + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2\uparrow$;
д) $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$;
е) $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$;
ж) $Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr_2O_3 + SO_2\uparrow + O_2\uparrow$;
з) $AgNO_3 \rightarrow Ag + NO_2\uparrow + O_2\uparrow$;
и) $HCl + CrO_3 \rightarrow Cl_2\uparrow + CrCl_3 + H_2O$;
к) $Mn_2(SO_4)_3 \rightarrow MnSO_4 + O_2\uparrow + SO_3\uparrow$;
л) $PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$;
м) $KClO_3 + KOH + MnO_2 \rightarrow K_2MnO_4 + H_2O + KCl$;
н) $(NH_4)_2CrO_4 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2\uparrow + H_2O + NH_3\uparrow$.

Решение:

а) $Al^0 + I_2^0 \rightarrow Al^{+3}I_3^-$

$Al^0 - 3e^- \rightarrow Al^{+3}$ | $\times 2$ | *Red, окисляется*

$I_2^0 + 2e^- \rightarrow 2I^-$ | $\times 3$ | *Ox , восстанавливается*

Полученные коэффициенты выставляем в схему реакции:

$$2Al^0 + 3I_2^0 = 2Al^{+3}I_3^-$$

263. Некоторый химический элемент образует гидрид $ЭH_3$, массовая доля водорода в котором равна 8,82%. Назовите этот элемент.

Дано:
$ЭH_3$
$\omega(H) = 8{,}82\%$
Э – ?

Решение:

Рассчитаем массовую долю неизвестного элемента в соединении:

$$\omega(Э) = 100\% - 8{,}82\% = 91{,}18\%.$$

Пусть $m(ЭH_3) = 100$ г. Тогда можно рассчитать массы элементов, входящих в состав вещества (можно устно):

$$m(Э) = m(ЭH_3) \cdot \omega(Э);\ m(Э) = 100\ г \cdot 0{,}9118 = 91{,}18\ г$$
$$m(H) = m(ЭH_3) \cdot \omega(H);\ m(H) = 100\ г \cdot 0{,}0882 = 8{,}82\ г$$

Химическая формула $ЭH_3$ показывает, что количество вещества атомных частиц неизвестного элемента и водорода соотносятся друг с другом как 1:3.

Запишем соотношение абсолютных масс элементов (г) и молярных масс (г/моль):

$$1{:}3 = \frac{m(Э)}{M(Э)} : \frac{m(H)}{M(H)} \quad \text{или} \quad 1{:}3 = \frac{91{,}18}{M(Э)} : \frac{8{,}82}{1}$$

Из соотношения рассчитаем молярную массу неизвестного элемента:

$$M(Э) = \frac{91,18 \cdot 3}{8,82} = 31 \text{ г/моль}$$

Ответ: фосфор (M(*P*) = 31 г/моль).

264. Определите среднюю атомную массу кислорода, если смесь изотопов содержит 99,76% ^{16}O, 0,04% ^{17}O и 0,2% ^{18}O.

265. Выведите формулы трех оксидов хрома на основании значения массовой доли (%) кислорода в этих соединениях соответственно 23,53%, 31,58% и 48,00%.

266. * Элемент, располагающийся в VII подгруппе (17 группе) ПСХЭ, образует с водородом газообразное соединение с массовой долей водорода, составляющей 0,78%. Что это за химический элемент?

267. * Один из предсказанных Д.И. Менделеевым элементов образует оксид, массовая доля кислорода в котором составляет 30,5%. Степень окисления элемента в данном оксиде составляет +4. Определите химический элемент.

268. Какова масса кислорода O_2, находящегося в баллоне объемом 20 л при 20^0С и давлении 10^7 Па? Какой объем занял бы этот газ (при н.у.)?

269. Составьте УХР получения водорода H_2 (в ответе – сумма коэффициентов):

а) $Ba + H_2O \rightarrow ...;$

б) $Al + H_2O \rightarrow ...;$

в) $Al_{амальгама} + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow ...;$

г) $NaH + H_2O \rightarrow ...$.

270. * Оксид неизвестного двухвалентного металла массой 4 г нагревали в потоке водорода до постоянной массы. В результате образовалось 3,143 г металла. Оксид какого металла был взят?

Дано:
$Me^{+2}O^{-2}$
m(*MeO*) = 4 г
m(*Me*) = 3,143 г

MeO – ?

Решение:

Запишем УХР и подчеркнем вещества, о которых говорится в условии задачи:

$$\underline{MeO} + H_2 \xrightarrow{t^0C} \underline{Me} + H_2O$$

По УХР количества оксида неизвестного металла и полученного металла соотносятся как 1:1:

$$\frac{n(MeO)}{n(Me)} = \frac{1}{1}; \qquad n(MeO) = n(Me).$$

Представим количества веществ через отношения абсолютной массы веществ (г) на их молярные массы (г/моль):

$$n(MeO) = \frac{m(MeO)}{M(MeO)}; \quad n(Me) = \frac{m(Me)}{M(Me)}.$$

$$\frac{m(MeO)}{M(MeO)} = \frac{m(Me)}{M(Me)} \text{ или } \frac{4}{M(Me) + 16} = \frac{3,143}{M(Me)}$$

Тогда: $4 \cdot M(Me) = 3,143 \cdot (M(Me) + 16)$ или $4 \cdot M(Me) = 3,143 \cdot M(Me) + 50,288$

$$0,857 \cdot M(Me) = 50,288$$

$$M(Me) = 58,7 \text{ г/моль} = M(Ni)$$

Ответ: NiO.

271. * Металл *A* образует гидрид AH_2, при реакции 4,48 г которого с водой выделилось 2,24 л газа (при н.у.). Определите металл *A*.

272. При взаимодействии гидрида кальция CaH_2 массой 4,2 г с водой H_2O выделился водород H_2 объемом 4 л (при н.у.). Найдите массовую долю примесей в образце гидрида кальция.

273. Взаимодействие озона, образующегося при грозе в горной местности, со льдом, приводит к выделению небольшого количества соединения водорода и кислорода. Какова формула этого соединения, если абсолютная масса его молекул равна $5,65 \cdot 10^{-23}$ г?

274. *Растения суши и Мирового океана ежегодно выделяют при фотосинтезе 320 млрд тонн газообразного кислорода, с избытком восполняя расход этого газа в промышленности, энергетике и на транспорте. Сколько молекул кислорода ежегодно выделяет земная растительность?

275. Составьте УХР и укажите функции кислорода и водорода (в ответе - сумма коэффициентов):

а) $H_2 + TiO_2 \rightarrow Ti + ...$; б) $H_2 + Li \rightarrow ...$;
в) $H_2 + FeO \rightarrow ...$; г) $LiH + H_2O \rightarrow ...$;
д) $SiH_4 + H_2O \rightarrow SiO_2 + ...$; е) $NaH + HCl_{(разб.)} \rightarrow ...$;
ж) $O_2 + Al \rightarrow ...$; з) $O_2 + ZnS \rightarrow ...$;
и) $O_2 + C_2H_6 \rightarrow CO_2 + ...$; к) $O_2 + C_2H_2 \rightarrow C_{(сажа)} + ...$;
л) $O_2 + (FeCu)S_2 \rightarrow CuO + Fe_2O_3 + ...$.

276. Закончите УХР горения и укажите, какие из полученных уравнений отражают процесс окисления сложного вещества:а) $Mg + O_2 \rightarrow ? + Q$;
б) $? + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + Q$;
в) $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow ? + ? + Q$;
г) $? + ? \rightarrow Al_2O_3$.

Охарактеризуйте каждую реакцию в известных вам классификациях. Укажите восстановитель и окислитель, процессы восстановления и окисления.

277. Укажите, какие из перечисленных свойств характеризуют отрицательное действие кислорода на природные процессы: а) образует оксиды; б) вступает в экзотермические реакции горения; в) способствует разрушению металлов и сплавов; г) окисляет органические отходы. С какими из перечисленных ниже веществ реагирует кислород O_2: а) Na, Cl_2, Br_2, Fe, C, Pt, Au; б) CO, CO_2, SiO_2, CuO, SO_2, SO_3? Напишите уравнения процессов дыхания, горения, коррозии.

278. Выберите из следующего перечня фразы, характеризующие химические свойства водорода, и составьте УХР: а) горит, б) поддерживает горение, в) в химических реакциях образует оксиды, г) является окислителем, д) является восстановителем в реакциях с неметаллами и некоторыми оксидами металлов.

279. *Карабас Барабас решил перекрасить бороду. На ближайшем космодроме Дуремар добыл ведро чистой перекиси водорода H_2O_2 (10 л) и, соблюдая необходимые меры предосторожности, доставил его в кукольный театр… Полиция задержала Буратино за взрыв в театре. На допросе Буратино сообщил: «*Я не диверсант, я только посоветовал Карабасу Барабасу опустить золотой ключик в ведро с перекисью водорода*». Оцените, какой объем паро-газовой смеси образовался в результате взрыва ($\rho(H_2O_2)$=1,5 г/см^3). Что бы произошло, если бы Буратино опустил свой нос в ведро перекиси? Почему Дуремар искал перекись водорода именно на космодроме?

280. *Буквами **А**, **Б** и **В** зашифрованы химические элементы. Определите элементы, если известно, что $\mathbf{Б_2}$ – бесцветный газ, не входит в состав воздуха. Определите все вещества и составьте схемы химических реакций (расставьте коэффициенты):

1) $\mathbf{A_3 \rightarrow A_2}$; 2) $\mathbf{A_2 + Б_2 \rightarrow Б_2A}$; 3) $\mathbf{Б_2A_2 \rightarrow Б_2A + A_2}$;
4) $\mathbf{B_{60} + A_2 \rightarrow BA_2}$; 5) $\mathbf{B + Б_2 \rightarrow BБ_4}$; 6) $\mathbf{B + BA_2 \rightarrow BA}$.

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №17

1. При обычных условиях этот газ без цвета, вкуса и запаха, мало растворимый в воде, молекула состоит из двух атомов, используют как окислитель ракетного топлива:
1) H_2; 2) N_2; 3) CO; 4) O_2.

2. Число электронов внешнего электронного слоя для атома кислорода равно:
1) 2; 2) 4; 3) 6; 4) 8.

3. Водород может быть получен в реакциях:
1) соединения и замещения; 2) замещения и разложения; 3) разложения и обмена; 4) обмена и соединения.

4. Для получения кислорода в лаборатории <u>не используют</u>:
1) $KMnO_4$; 2) H_2O_2; 3) $KClO_3$; 4) CuO.

5. Водород образуется при:
1) электролизе воды; 2) разложении H_2O_2; 3) взаимодействии Cu с разбавленной HNO_3; 4) взаимодействии C с концентрированной H_2SO_4; 5) взаимодействии Na с водой; 6) электролизе водного раствора $NaCl$.

6. Кислород <u>нельзя</u> получить:
1) перегонкой жидкого воздуха; 2) разложением оксида ртути(II); 3) разложением нитрата натрия; 4) разложением карбоната калия.

7. Восстановительные свойства водород не проявляет в реакции с :
1) натрием; 2) хлором; 3) оксидом меди(II); 4) серой.

8. Гремучую смесь с воздухом образует:
1) H_2; 2) N_2; 3) NO_2; 4) CO_2.
9. Водород восстанавливается в реакции:
1) Na с H_2O; 2) CuO с HCl; 3) CO с H_2; 4) CuO с H_2.
10. Кислород вступает в реакцию с:
1) Ag; 2) Cl_2; 3) CO; 4) $Ba(OH)_2$.

****

§ 20 СОСТАВ ВОЗДУХА. ГОРЕНИЕ И МЕДЛЕННОЕ ОКИСЛЕНИЕ. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ РЕАКЦИИ

Воздух – это смесь газов (газовый раствор)[41]. Его состав постоянно меняется. Примерный состав воздуха приведен в табл. 39.

Таблица 39

Примерный состав воздуха

Компонент	Объемная доля (φ, %)	Массовая доля (ω, %)
N_2	78,08	75,50
O_2	20,95	23,10
Ar	0,94	1,30
CO_2	0,03	0,05

Горение – окислительный процесс (ОВР), характеризующийся высокой скоростью и сопровождающийся выделением тепловой энергии и света.

***

Независимо друг от друга сразу несколько учёных Дж. Пристли, Г. Кавендиш и Д. Резерфорд установили, что при дыхании и при горении угля и свечи в воздухе увеличивается доля углекислого газа. После удаления из воздуха кислорода и углекислого газа оставшееся вещество не поддерживает ни горения, ни дыхания. А. Лавуазье назвал газ азотом, что буквально означает «безжизненный».

В дальнейшем выяснили, что в состав молекулы входят два атома химического элемента азота.

В России в XVIII-XIX вв. ни один элемент не имел столь многочисленных названий, как азот: нечистый газ, удушливый газ, мофитический воздух, огорюченный воздух, селитрород, гнилотвор, смертельный газ, нитроген, испорченный воздух и др.

***

Примеры горения – горение топлива (торфа, угля, природного газа, бензина) и других горючих веществ (серы, парафина, спирта и др.).

Условия возникновения горения:

1) нагревание горючего вещества до температуры воспламенения;
2) доступ кислорода.

---

[41] Количественное определение содержания кислорода и углекислого газа в воздухе показано на примере **практической работы №6**.

Условия прекращения горения:

1) охлаждение горючего вещества ниже температуры воспламенения;
2) отсутствие доступа кислорода.

Медленное окисление – медленное (постепенное) взаимодействие вещества с кислородом (тепло выделяется постепенно). Примеры медленного окисления – дыхание живых организмов, окисление органических удобрений, прогоркание сливочного масла, ржавление чугуна и др.

***

Для жизнедеятельности организма нужно много энергии, которую человек получает из пищи. Человеческий организм устроен таким образом, что может сохранять энергию, зависящую от химических связей, а затем, когда она нам понадобится, наш организм может освобождать ее, разрывая эти связи. Например, «сжигая» жиры и углеводы человек получает достаточно большое количество энергии:

$$\underset{\text{жиры}}{2C_{57}H_{110}O_{6\,(тв)}} + 163O_{2\,(г)} = 114CO_{2\,(г)} + 110H_2O_{\,(г)} + 75520\ кДж$$

$$\underset{\text{углеводы}}{C_6H_{12}O_{6\,(тв)}} + 6O_{2\,(г)} = 6CO_{2\,(г)} + 6H_2O_{\,(ж)} + 2820\ кДж$$

***

Тепловой эффект химической реакции может быть положительным (экзотермическим) и отрицательным (эндотермическим).

Термохимическое уравнение (ТХУ) – это уравнение, в котором указывается тепловой эффект реакции[42].

Н.Н. Бекетов

Тепловой эффект реакции (Q) – это количество энергии в форме теплоты, выделяющейся (***экзо-эффект***; +Q) или поглощающейся (***эндо-эффект***; -Q) при протекании химической реакции. Единица – джоуль (Дж) или килоджоуль (кДж). Например:

$$2H_2+O_2=2H_2O + 571{,}6\ кДж \qquad (+Q),$$

$$2H_2O=2H_2+O_2 - 571{,}6\ кДж \qquad (-Q).$$

[42] Ранние исследования термохимических явлений принадлежат русскому химику, академику Петербургской АН Н.Н. Бекетову. Кроме того, в 1863 г. Николай Николаевич на основе экспериментальных данных о взаимодействии водорода и металлов с солями составил вытеснительный ряд металлов, который называется по имени ученого (***ряд Бекетова*** или ***ряд активности металлов***). Позднее в 1892 г. В. Нернст показал, что ряд Бекетова совпадает с рядом, в котором металлы и водород расположены (слева направо) в порядке уменьшения их восстановительной способности. Этот ряд называют ***электрохимическим рядом напряжений металлов***.

***

Приготовление пищи является эндотермическим процессом, так как требует большого количества теплоты.

Однако экзотермические реакции на кухне тоже случаются. Например, при сжигании большой кухонной спички выделяется теплота, равная 1 ккал (1000 кал).

Кстати, 1 калория=4,184 Дж.

***

***

Факты: 1) в сутки человек вдыхает приблизительно 25 кг воздуха; 2) на каждые 100 км пути автомобиль расходует 1825 кг кислорода. Сколько суток сможет дышать человек воздухом, если одна из машин проедет на 100 км меньше? Используя приведенные факты и результаты ваших расчетов, подготовьте: а) рекламный проспект экономичных автомобилей; б) текст обращения к народу России о защите природы.

***

*********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

281. *Подготовьте сообщение на одну из указанных тем: «Современное состояние атмосферы», «Последствия химического загрязнения атмосферы: парниковый эффект, разрушение озонового слоя, кислотные дожди, смог», «Основные источники загрязнения атмосферы», «Альтернативные источники энергии».

282. *В четырех сосудах при одинаковых условиях находятся следующие газы: водород, кислород, воздух и углекислый газ. Предложите эксперимент по распознаванию содержимого сосудов.

283. Химический процесс при постоянном давлении сопровождается теплопередачей: а) от системы во внешнюю среду; б) из внешней среды в систему. Укажите энергетические названия тепловых эффектов, знак *Q*. Укажите, какие из следующих процессов относятся к эндотермическим, а какие – к экзотермическим: а) разряд батареи питания; б) плавление льда; в) испарение одеколона с поверхности кожи лица; г) реакция металлического натрия с водой; д) гашение негашеной извести.

284. *Изобразите состав воздуха (по объему и по массе) в виде диаграмм. Как меняется состав воздуха при дыхании. Найдите и представьте наиболее наглядным образом информацию о количественных изменениях состава воздуха при дыхательном акте «вдох-выдох».

285. Укажите, к какому типу по тепловому эффекту относятся реакции:

а) $PbO + CO = Pb + CO_2 + Q$;

б) $CaCO_3 \leftrightarrow CaO + CO_2 - 179$ *кДж*;

в) $4Na_2SO_3 = 3Na_2SO_4 + Na_2S + 176$ *кДж*;
г) $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI - Q$.

286. По термохимическому уравнению (ТХУ) $2Cu + O_2 = 2CuO + 311$ *кДж* вычислите, сколько теплоты выделится при окислении меди *Cu* количеством вещества 6 моль.

Дано:
n(*Cu*) = 6 моль
Q = 311 кДж

Q' – ?

Решение:

Запишем УХР:

$$\underline{2Cu} + O_2 = 2CuO + \underline{311\ кДж}$$

Из УХР видно, что при окислении двух моль меди выделяется 311 кДж тепла. На основе этих данных и раздела «Дано» составляем пропорцию:

2 моль *Cu* соответствует 311 кДж

6 моль *Cu* соответствует Q' кДж

Из соотношения рассчитаем, какое количество теплоты выделится при окислении 6 моль меди:

$$Q' = \frac{6\ моль \cdot 311\ кДж}{2\ моль} = 933\ кДж$$

Ответ: Q' = 933 кДж.

287. По ТХУ $3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4 + 1116$ *кДж* вычислите, сколько теплоты выделится при сжигании железа *Fe* массой 560 кг.

288. По ТХУ горения натрия в хлоре

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl + 819\ кДж$$

рассчитайте, какая масса натрия *Na* сгорела, если выделилось 41 кДж тепловой энергии.

Дано:
Q' = 41 кДж
Q = 819 кДж

m(*Na*) – ?

Решение:

Запишем УХР: $\underline{2Na} + Cl_2 = 2NaCl + \underline{819\ кДж}$

Из УХР видно, что при окислении двух моль натрия выделяется 819 кДж теплоты. Составим пропорцию:

2 моль *Na* соответствует 819 кДж

n моль *Na* соответствует 41 кДж

Из соотношения рассчитаем, какое количество натрия сгорело, если выделилось 41 кДж теплоты:

$$n(Na) = \frac{2\ моль \cdot 41\ кДж}{819\ кДж} = 0{,}1\ моль$$

По количеству вещества определим массу сгоревшего металла:

m(*Na*) = n(*Na*)·M(*Na*); m(*Na*) = 0,1 моль·23 г/моль = 2,3 г.

Ответ: m(*Na*) = 2,3 г.

289. По ТХУ $2H_2 + O_2 = 2H_2O + 572$ *кДж* рассчитайте массу сгоревшего водорода H_2, если выделилось 1,43 кДж теплоты.

290. По ТХУ $C + O_2 = CO_2 + 401$ *кДж* вычислите, сколько теплоты выделится при сжигании 1 кг антрацита $C_{(техн.)}$, в котором массовая доля углерода *C* равна 96%, негорючих примесей – 4%.

291. По ТХУ $S + O_2 = SO_2 + 297$ *кДж* вычислите массовую долю негорючих примесей в техническом препарате серы $S_{(техн.)}$, если при сжигании образца серы массой 50 г выделилось 446 кДж теплоты.

292. При сжигании 65 кг цинка *Zn* в кислороде O_2 выделилось $348 \cdot 10^3$ кДж теплоты. Вычислите тепловой эффект и напишите ТХУ реакции горения цинка в кислороде.

Дано:
Q' = $348 \cdot 10^3$ кДж
m(*Zn*) = 65 кг
M(*Zn*) = 65 г/моль

Q – ?

Решение:

Составим УХР горения цинка в кислороде с образованием оксида цинка:

$$2\underline{Zn} + O_2 = 2ZnO + \underline{Q}$$

Рассчитаем количество вещества металла, вступившего в химическую реакцию:

$$n(Zn) = \frac{m(Zn)}{M(Zn)} = \frac{65000\ г}{65\ г/моль} = 1000\ моль.$$

Запишем пропорцию на основе исходных данных и УХР:

1000 моль *Zn* соответствует $348 \cdot 10^3$ кДж

2 моль *Zn* соответствует Q кДж

Из соотношения находим тепловой эффект химической реакции:

$$Q = \frac{2\ моль \cdot 348 \cdot 10^3\ кДж}{1000\ моль} = 696\ кДж.$$

Ответ: $2Zn + O_2 = 2ZnO + 696$ *кДж*.

293. При сжигании 1,2 г магния в кислороде выделилось 30,1 кДж теплоты. Вычислите тепловой эффект и напишите ТХУ реакции горения магния в кислороде.

294. По ТХУ а) $CaCO_3 = CaO + CO_2 - 180$ *кДж*; б) $C + O_2 = CO_2 + 401$ *кДж* вычислите, какую минимальную массу угля *C* надо сжечь, чтобы полученной теплоты хватило для получения 0,5 т жженой (негашеной) извести *CaO*.

295. * Электростанция сжигает в сутки 500 кг угля, в состав которого входит 84% *C* и 3,2% *S* (остальное – негорючие примеси). Какой объем кислорода O_2 (при н.у.) расходуется при этом? Рассчитайте площадь леса,

необходимого для восполнения потерь кислорода, если 1 га леса выделяет за сутки 7 $м^3$ кислорода.

296. *При работе двигателя внутреннего сгорания на холостом ходу в воздух ежеминутно попадает 80 мл угарного газа *CO*. Рассчитайте концентрацию *CO* при н.у. в гараже площадью 6 $м^2$ и высотой 2 м после пятиминутной работы двигателя в указанном режиме в мг/л, моль/л, объемных и массовых долях. Сопоставьте результат с ПДК (предельная допустимая концентрация) *CO* в промышленных помещениях, равной 0,03 мг/л.

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №18

1. Массовая доля кислорода в воздухе составляет:
1) 20,95%; 2) 78,08%; 3) 75,50%; 4) 23,10%.

2. Для прекращения горения необходимо:
1) нагревание горючего вещества до температуры воспламенения; 2) доступ кислорода; 3) отсутствие доступа воздуха; 4) доступ воздуха.

3. Путем вытеснения воды нельзя собирать:
1) N_2; 2) O_2; 3) NH_3; 4) H_2.

4. Гремучую смесь с воздухом образует:
1) хлор Cl_2; 2) метан CH_4; 3) углекислый газ CO_2; 4) аммиак NH_3.

5. С кислородом реагируют оба вещества:
1) *CO* и SO_2; 2) SO_2 и P_2O_5; 3) P_2O_5 и NO_2; 4) NO_2 и *ZnO*.

6. Веществом, неядовитым для человека, является:
1) H_2S; 2) *CO*; 3) Cl_2; 4) N_2.

7. В результате реакции, ТХУ которой $2KClO_{3(тв)} = 2KCl_{(тв)} + 3O_{2(г)} + 91$ *кДж*, выделилось 182 кДж теплоты. Масса образовавшегося при этом кислорода равна:
1) 96 г; 2) 192 г; 3) 288 г; 4) 576 г.

8. В результате реакции, ТХУ которой $4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)} + 902$ *кДж*, выделилось 1127,5 кДж теплоты. Объем образовавшегося при этом оксида азота(II) равна:
1) 112 л; 2) 11,2 л; 3) 89,6 л; 4) 896 л.

9. Согласно ТХУ $2NO + O_2 = 2NO_2 + 113,7$ *кДж*, при образовании 4 моль NO_2:
1) выделяется 113,7 кДж теплоты; 2) поглощается 227,4 кДж теплоты; 3) выделяется 227, 4 кДж теплоты; 4) поглощается 113,7 кДж теплоты.

10. В соответствии с ТХУ $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 = 6CO_2 + 6H_2O + 2816$ *кДж*, выделится 1408 кДж теплоты, если в реакции участвует кислород количеством вещества:
1) 1,5 моль; 2) 3 моль; 3) 4,5 моль; 4) 6 моль.

****

§ 21 ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ГАЗОВ

Абсолютная плотность газов (например, $B_{(г)}$) может быть вычислена по формуле:

$$\rho(B_{(г)}) = M(B_{(г)})/V_M \quad [г/л]. \qquad (34)$$

Относительной плотностью одного ***газа*** по другому называют физическую величину, показывающую, во сколько раз один газ тяжелее

или легче другого при фиксированных физических условиях для этих газов. Относительная плотность (D) величина безразмерная:

$$D_A(B_{(г)}) = \frac{m(B_{(г)})}{m(A_{(г)})} = \frac{\rho(B_{(г)})}{\rho(A_{(г)})} = \frac{M(B_{(г)})}{M(A_{(г)})} \qquad (35)$$

Обычно относительную плотность определяют по водороду или по воздуху, используя молярные массы газов. Так относительная плотность газа (например, $B_{(г)}$) по водороду находится по формуле:

$$D_{H_2}(B_{(г)}) = \frac{M(B_{(г)})}{M(H_2)} = \frac{M(B_{(г)})}{2\ г/моль} \qquad (36)$$

Из формулы (36) следует, что молярную массу неизвестного газа можно рассчитать, зная величину относительной плотности этого газа по водороду:

$$\boxed{M(B_{(г)}) = 2\ г/моль \cdot D_{H_2}(B_{(г)})}$$

Относительная плотность газа (например, $B_{(г)}$) по воздуху рассчитывается по формуле:

$$D_{возд.}(B_{(г)}) = \frac{M(B_{(г)})}{\overline{M}\ (возд.)} \qquad (37)$$

Так как воздух – это смесь газов, его молярная масса будет определяться молярными массами компонентов, с учетом их объемной (φ) (или мольной) доли:

$$\overline{M}\ (возд.) = \frac{M(N_2)\cdot\varphi(N_2) + M(O_2)\cdot\varphi(O_2) + M(Ar)\cdot\varphi(Ar) + M(CO_2)\cdot\varphi(CO_2)}{100} = 29\ г/моль \qquad (38)$$

Тогда формула (37) примет вид:

$$D_{возд.}(B_{(г)}) = \frac{M(B_{(г)})}{29\ г/моль} \qquad (39)$$

Из формулы (39) следует, что молярную массу неизвестного газа можно рассчитать также зная величину относительной плотности этого газа по воздуху:

$$\boxed{M(B_{(г)}) = 29\ г/моль \cdot D_{возд.}(B_{(г)})}$$

***

Простое вещество Y_2 – газ, который в 2,448 раза тяжелее воздуха. Атомы Y входят в состав боевых отравляющих веществ кожнонарывного (иприт, люизит), общеядовитого (хлорциан), раздражающего (адамсит, хлорацетофенон) и удушающего действия (фосген, дифосген). Определите формулу газа, если известно, что Y_2 используют для обработки воды с целью уничтожения болезнетворных микроорганизмов, а ряд соединений Y входит в состав некоторых средств бытовой химии, предназначенных для дезинфекции поверхностей. Как вы думаете, является сам газ Y_2 ядовитым? Подтвердите свои предположения информацией из сети Интернет (обратитесь к историческим фактам войны 1914 года). Кто из русских ученых-химиков того времени внес значительный вклад в дело защиты военных от боевых отравляющих веществ? Ответ поясните. ***

В условиях химической лаборатории можно определить молярную массу неизвестного газа (например, В) по молярной массе известного газообразного вещества (например, А). Для этого необходимо взять два сосуда, заполненных изучаемыми газами (например, объемом 1 л), и определить их массу на весах с максимальной точностью. Из соотношения (35)

$$\frac{m(A_{(г)})}{m(B_{(г)})} = \frac{M(A_{(г)})}{M(B_{(г)})}$$

легко определить молярную массу неизвестного газа В на основе экспериментальных данных:

$$M(B_{(г)}) = \frac{m(B_{(г)}) \cdot M(A_{(г)})}{m(A_{(г)})}$$

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

297. Вычислите относительную плотность по водороду H_2 и воздуху следующих газов: а) азота N_2; б) кислорода O_2; в) аргона Ar; г) сероводорода H_2S; д) бромоводорода HBr; е) хлороводорода HCl.

Решение:

Дано:
а) $M(H_2) = 2$ г/моль
$\overline{M}$ (*возд.*) = 29 г/моль
$M(N_2) = 28$ г/моль

$D_{H_2}(N_2)$ – ?
$D_{возд.}(N_2)$ – ?

Для решения воспользуемся формулами для расчета относительной плотности одного газа по другому:

$$D_{H_2}(N_2) = \frac{M(N_2)}{M(H_2)};$$

$$D_{H_2}(N_2) = \frac{28 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 14.$$

$$D_{возд.}(N_2) = \frac{M(N_2)}{\overline{M}(возд.)} = \frac{28 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 0{,}97.$$

Ответ: $D_{H_2}(N_2) = 14$; $D_{возд.}(N_2) = 0{,}97$.

298. Рассчитайте плотность по воздуху метана CH_4, используемого в бытовой газовой сети, и пропана C_3H_8, используемого для заправки газовых баллонов. Можно ли удалить эти вещества из помещения, открыв форточку? Приведите формулы и названия всех известных вам газообразных веществ, плотность которых меньше плотности воздуха.

299. Относительная плотность паров белого фосфора по воздуху равна 4,276. Найдите формулу белого фосфора.

300. Оксид хлора содержит 47,42% кислорода. Плотность паров этого оксида по водороду H_2 равна 33,73. Определите молекулярную формулу оксида хлора.

Дано:
$\omega(O) = 47{,}42\%$
$D_{H_2}(Cl_xO_y) = 33{,}73$

Cl_xO_y – ?

Решение:
Рассчитаем массовую долю хлора в оксиде:
$$\omega(Cl) = 100\% - 47{,}42\% = 52{,}58\%.$$
Пусть $m(Cl_xO_y) = 100$ г. Тогда можно рассчитать массы элементов, входящих в состав вещества (можно устно):
$$m(Cl) = m(Cl_xO_y) \cdot \omega(Cl);\ m(Cl) = 100\text{ г} \cdot 0{,}5258 = 52{,}58\text{ г}$$
$$m(O) = m(Cl_xO_y) \cdot \omega(O);\ m(O) = 100\text{ г} \cdot 0{,}4742 = 47{,}42\text{ г}$$
Индексы x и y соотносятся в формуле оксида как отношение абсолютных масс элементов (г) к их молярным массам (г/моль):
$$x:y = \frac{m(Cl)}{M(Cl)} : \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{52{,}58}{35{,}5} : \frac{47{,}42}{16} = 1{,}48:2{,}96;$$
$$x:y = n(Cl) : n(O) = \frac{1{,}48}{1{,}48} : \frac{2{,}96}{1{,}48} = 1:2.$$
Список возможных формул: ClO_2; Cl_2O_4; Cl_3O_6 и т.п. Для установления истинной формулы рассчитаем молярную массу оксида хлора по относительной плотности этого газа по водороду:
$$D_{H_2}(Cl_xO_y) = \frac{M(Cl_xO_y)}{M(H_2)} = 33{,}73;\quad M(Cl_xO_y) = 33{,}73 \cdot 2\text{ г/моль} = 67{,}46\text{ г/моль}.$$
Расчет молярной массы показывает, что искомой химической формулой оксида хлора является ClO_2, т.к.
$$M(ClO_2) = 35{,}5\text{ г/моль} + 2 \cdot 16\text{ г/моль} = 67{,}5\text{ г/моль}.$$
Ответ: ClO_2.

301. Вещество аммиак N_xH_y содержит 82,36% азота и 17,64% водорода. Его плотность по кислороду равна 0,531. Какова молекулярная формула аммиака?

302. Этиловый спирт $C_xH_yO_z$ содержит 52,18% углерода, 13,04% водорода и 34,78% кислорода. Плотность паров спирта по водороду H_2 равна 23. Определите формулу этилового спирта.

303. Массовый состав этана C_xH_y следующий: 80% углерода, 20% водорода. Плотность этана по водороду H_2 равна 15. Определите формулу этана.

304. Рассчитайте плотность по водороду H_2 (при н.у.) газовой смеси, состоящей из аргона Ar объемом 56 л и азота N_2 объемом 28 л.

305. Для того, чтобы воздушный шарик взлетел, его наполняют гелием – ведь он легкий, инертный, безопасный… Можно ли использовать для этих

целей другие газы, например – водород (H_2), азот (N_2), неон (Ne), угарный газ (CO), сероводород (H_2S), озон (O_3), хлор (Cl_2)? Ответ поясните.

306. *Отправленный с Земли для исследования Юпитера космический зонд «Галилео», спускаясь на планету 7 декабря 1995 года, в течение одного часа передавал информацию о составе атмосферы, толщина которой примерно 1300 км. Преобладает водород, в небольших количествах присутствуют гелий, метан и аммиак. Сравните состав атмосферы Юпитера и Земли. Узнайте из сети Интернет количественный состав атмосферы Юпитера, рассчитайте среднюю молярную массу «воздуха» и уточните, что случилось с зондом в дальнейшем.

307. *Около двадцати столетий известна человечеству «Собачья пещера» возле Неаполя. Относительная плотность выделяющегося из земли газа по водороду равна 22. Газ стелется по дну пещеры слоем до полуметра, не поддерживает горение (поэтому его используют для тушения пожаров). Газ является питательным веществом, которое усваивают растения в процессе фотосинтеза. Установите формулу неизвестного газа. Объясните, почему пещера имеет название «Собачья»?

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №19

1. Методом вытеснения воздуха нельзя собирать газ:
1) N_2; 2) NH_3; 3) NO; 4) NO_2.

2. Определите относительную плотность кислорода O_2 по водороду:
1) 64; 2) 16; 3) 8; 4) 32.

3. Какой газ легче воздуха?
1) метан CH_4; 2) кислород O_2; 3) озон O_3; 4) этан C_2H_6.

4. Какой из приведенных газов тяжелее воздуха?
1) CO; 2) H_2; 3) Ar; 4) He.

5. Определите относительную плотность угарного газа CO по азоту N_2:
1) 1/2; 2) 2; 3) 3; 4) 1.

6. Относительная плотность некоторого газа по кислороду равна 2. Чему равна относительная плотность этого же газа по водороду?
1) 16; 2) 32; 3) 64; 4) 1/2.

7. Относительная плотность некоторого газа по азоту равна 3. Чему равна относительная плотность этого же газа по водороду?
1) 84; 2) 42; 3) 21; 4)1/2.

8. Относительная плотность газа X по газу Y равна 3. Чему равна относительная плотность газа Y по газу X?
1) 6; 2) 1/3; 3) 9; 4) 27.

9. Плотность некоторого газа по водороду равна 15. Установите формулу этого газа:
1) гелий He; 2) озон O_3; 3) азот N_2; 4) этан C_2H_6.

10. Некоторый газ имеет одинаковую плотность с оксидом углерода(II) CO при одних и тех же условиях. Какой это газ?
1) аргон Ar; 2) метан CH_4; 3) азот N_2; 4) кислород O_2.

****

§ 22 ХИМИЯ БИНАРНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Многие бинарные соединения находятся в природе в виде минералов и являются ценным сырьем для промышленности: галит (поваренная соль) $NaCl$; сильвин KCl; пирит FeS_2; флюорит CaF_2; каломель Hg_2Cl_2; вюрцит ZnS; киноварь HgS.

КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА БИНАРНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Бинарные соединения – сложные вещества, состоящие из двух химических элементов[43]. В названиях – суффикс **-ид-**. Не существуют (экспериментально не получены): CuI_2; FeI_3; Fe_2S_3; Hg_2O; Hg_2S.

- гидриды (H (СО = –1) + менее электроотрицательный элемент)
- карбиды (C (СО = –4) + менее электроотрицательный элемент; *искл.* карбид кальция $Ca^{+2}C_2^{-1}$)
- нитриды (N (СО = –3) + менее электроотрицательный элемент)
- фосфиды (P (СО = –3) + менее электроотрицательный элемент)
- оксиды (O (СО = –2) + менее электроотрицательный элемент)
- пероксиды (O (СО = –1) + менее электроотрицательный элемент)
- сульфиды (S (СО = –2) + менее электроотрицательный элемент)
- фториды (F (СО = –1) + менее электроотрицательный элемент)
- хлориды (Cl (СО = –1) + менее электроотрицательный элемент)
- бромиды (Br (СО = –1) + менее электроотрицательный элемент)
- иодиды (I (СО = –1) + менее электроотрицательный элемент)

Таблица 40

Номенклатура некоторых бинарных соединений

Формула	Исторически сложившееся название	Название по ИЮПАК
1	2	3
$SnCl_4$ (ж)	оловянное масло	хлорид олова(IV)
SiC	карборунд	карбид кремния(IV)
CaC_2	карбид кальциевый	карбид кальция

[43] ***Бинарные соединения*** – это сложные вещества, не относящиеся к классам оксидов, гидроксидов и солей и состоящие из катионов и бескислородных анионов. В данном издании ***оксиды рассматриваются как один из видов бинарных соединений***.

Окончание табл. 40

1	2	3
$NaCl$	трескучая соль, поваренная соль	хлорид натрия
CH_4	болотный (рудничный, бытовой) газ	метан
SnS_2 (тв)	имитация сусального золота	сульфид олова(IV)

Некоторые названия бинарных соединений, рекомендованные ИЮПАК, приведены ниже: NH_3 – аммиак; PH_3 – фосфин; SiH_4 – силан; H_2S – сероводород; H_2Se – селеноводород; HCl – хлороводород; HBr – бромоводород; HF – фтороводород; AsH_3 – арсин; H_2O – вода; HI – иодоводород.

ПОЛУЧЕНИЕ БИНАРНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Бинарные соединения, как правило, получают реакцией соединения простых веществ (см. раздел «Простые вещества: химия металлов»):

Me + *неMe* = бинарное соединение

$$Cl_{2\,(влажн.)} + 2Na = 2NaCl,$$

$$3Ca + N_2 \xrightarrow{200-450^0 C} Ca_3N_2 \text{ и т.п.}$$

неMe + *неMe* = бинарное соединение

$$F_2 + H_2 \xrightarrow{от\ -250^0 C\ до\ комн.,\ в\ темноте} 2HF,$$

$$F_2 + O_2 \xrightarrow{-183^0 C,\ электрич.\ разряд} O_2F_2,$$

$$Cl_2 + H_2 \xrightarrow{сжигание\ водорода\ в\ хлоре} 2HCl,$$

$$2S + C_{(графит)} \xrightarrow{700-800^0 C} CS_2,$$

$$3Cl_{2\,(недост.)} + 2P \xrightarrow{50-60^0 C} 2PCl_3, \quad 5Cl_{2\,(изб.)} + 2P \xrightarrow{90^0 C} 2PCl_5,$$

При составлении УХР получения бинарных соединений всегда следует помнить, что некоторые из неметаллов записываются в виде двухатомных молекул ***(«Великолепная семерка»***: H_2; O_2; N_2; F_2; Cl_2; Br_2; I_2).

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Химические свойства оксидов подробно изложены в разделе «Химия оксидов». Большинство бинарных соединений, не являющихся оксидами и солями бескислородных кислот, легко разрушаются водой и кислотами. В случае гидридов выделяется водород, а в остальных случаях – газообразные водородные соединения. Второй продукт – основание (реакция с водой) или соль (реакция с кислотой):

$$NaH + H_2O = H_2\uparrow + NaOH, \quad NaH + HCl = H_2\uparrow + NaCl,$$

$$Al_4C_3 + 12H_2O = 3CH_4\uparrow + 4Al(OH)_3\downarrow, \quad Al_2S_3 + 6H_2O = 3H_2S\uparrow + 2Al(OH)_3\downarrow,$$

$$Ca_3N_2 + 6HCl = 2NH_3\uparrow + 3CaCl_2, \quad CaC_2 + 2HCl = C_2H_2\uparrow + CaCl_2.$$

***

*Когда нужно обеспечить отсутствие осадков в Москве во время парадов или праздничных гуляний, иодид элемента **Z** распыляют на дождевые облака на соседней территории (происходит быстрое образование капель внутри облака и осадки выпадают еще на подступах к столице). Однако это удовольствие не из дешевых – ведь **Z** в виде простого вещества – драгоценный металл, который используют для изготовления дорогой посуды и ювелирных изделий.*

*Определите бинарное соединение и простое вещество, укажите, где еще используют соединения элемента **Z** в народном хозяйстве и медицине.*

***

********** *«Изучаем, повторяем, закрепляем…»* *****

308. Составьте названия следующих двухэлементных веществ, используя как числовые приставки, так и степени окисления условных ионов: а) Cl_2O, OF_2, Mn_2O_7, HI, SO_3; б) ClO_2, I_2O_5, CrF_6, HBr, BCl_3; в) ClO_3, SiC, As_2S_5, H_2S, SO_2; г) Cl_2O_7, GeS_2, SiF_4, HCl, N_2O_5.

309. Составьте формулы следующих веществ: а) тетрабромид кремния, пентаоксид дифосфора, сульфид мышьяка(III); б) трифторид фосфора, диоксид серы, бромид кремния(IV); в) трииодид бора, диоксид селена, фторид фосфора(V); г) тетраиодид кремния, триоксид диазота, сульфид мышьяка(V).

310. Составьте по одному УХР получения бинарных соединений: а) гидрида; б) карбида; в) силицида; г) нитрида; д) фосфида; е) арсенида; ж) оксида; з) сульфида; и) селенида; к) фторида; л) хлорида; м) бромида; н) иодида. Уравнения реакций составьте методом электронного баланса.

311. Бинарное соединение **XY** – газ с резким запахом (водный раствор – кислота!). **XY** входит в состав желудочного сока, убивает большую часть бактерий, попадающих в желудок с пищей, создает условия для действия ферментов, расщепляющих белки. Запишите формулы и названия **XY**, $\mathbf{X_2}$, $\mathbf{Y_2}$, **NaX**, **NaY**.

312. При взаимодействии бинарных соединений (ядовитого газа с резким запахом **А** и ядовитого газа с запахом тухлых яиц **Б**) образуется простое вещество и вода. Определите неизвестные вещества и составьте УХР.

****

********** *«Готовимся к экзамену по химии»* *****

Тест №20

1. В каком ряду записаны формулы только бинарных соединений:

1) HCl, Br_2, Mg_3N_2; 2) PCl_3, PH_3, H_3PO_4; 3) NH_3, H_2O, H_2O_2; 4) CaS, MnS, K_2SO_3.

2. Степень окисления кислорода в молекуле пероксида водорода равна:

1) +2; 2) +1; 3) –1 4) –2

3. Укажите формулу высшего хлорида и гидрида элемента максимальная степень окисления которого равна +5:

1) $ЭCl_5$, $H_5Э$; 2) $ЭCl_5$, $H_2Э$; 3) $ЭCl_5$, $ЭH_3$; 4) $ЭCl_3$, $ЭH_5$.

4. Нитрид одновалентного металла $Э_3N$ содержит 16,9% азота по массе. Определите этот металл:

1) *Li*; 2) *Na*; 3) *K*; 4) *Ag*.

5. В каком из перечисленных бинарных соединений атомная частица азота имеет минимальную степень окисления?

1) Na_3N; 2) NO_2; 3) NCl_3; 4) N_2O_5.

6. Установите соответствие между формулой бинарного соединения и степенью окисления металла в нем:

ФОРМУЛА БИНАРНОГО СОЕДИНЕНИЯ	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ МЕТАЛЛА
А) Mg_3N_2	1) +3
Б) Li_3P	2) +4
В) $AlBr_3$	3) +1
Г) *ZnS*	4) +2
	5) +5
	6) +6

7. В каком из приведенных бинарных соединений массовая доля углерода больше:

1) CaC_2; 2) Al_4C_3; 3) CH_4; 4) CO_2.

8. Установите соответствие между формулой вещества и названием класса (группы) бинарных соединений:

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ	НАЗВАНИЕ
А) *KH*	1) сульфид
Б) CaC_2	2) оксид
В) Mg_3P_2	3) гидрид
Г) Ag_2Se	4) селенид
	5) фосфид
	6) карбид

9. Установите соответствие между формулой вещества и названием класса (группы) бинарных соединений:

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ	НАЗВАНИЕ
А) $CaBr_2$	1) бромид
Б) OF_2	2) оксид
В) H_2O_2	3) фторид
Г) *AlN*	4) пероксид
	5) нитрид
	6) гидрид

10. Соотнесите формулы продуктов реакции и формулы исходных веществ:

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ	ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА
А) *NaCl*	1) *Li, H*
Б) *FeS*	2) *Fe, S*
В) *LiH*	3) *Ba*, O_2
Г) *BaO*	4) Cl_2, *Na*
	5) H_2, *Li*
	6) O_3, *Ba*

****

§ 23 ХИМИЯ ОКСИДОВ

Оксиды (*уст.* – «окислы») известны практически для всех химических элементов (*искл. He, Ne, Ar, F*).

Общая формула оксидов – $Э^{+n}{}_2O^{-2}{}_n$.

НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Вода (H_2O) – самый распространенный оксид, входит в состав всех живых организмов. Оксид кремния(IV), или кремнезем SiO_2 (горный хрусталь, песок), в виде минерала кварца составляет 12% от массы всей литосферы. Оксид углерода(IV), или углекислый газ CO_2, содержится в атмосфере (0,03% по объему), а также в растворенном состоянии во всех природных водах. Оксиды многих металлов образуют руды: красный железняк (гематит Fe_2O_3); магнитный железняк (магнетит $FeO \cdot Fe_2O_3$; формулу двойного оксида изображают $(Fe^{+2}Fe^{+3}{}_2)O_4$ (*уст.* Fe_3O_4)); оловянная руда (касситерит SnO_2); корунд (глинозем) Al_2O_3; свинцовый глет (массикот) PbO и др. Оксидами являются и минералы: пиролюзит MnO_2; опал (яшма) $SiO_2 \cdot nH_2O$; известь CaO; тенорит CuO; куприт Cu_2O и др.

НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДОВ

Таблица 41

Номенклатура некоторых оксидов

Формула	Исторически сложившееся название	Название по ИЮПАК
NO_2	бурый газ	оксид азота(IV)
N_2O	веселящий газ	оксид азота(I)
CO	угарный газ	оксид углерода(II)
CO_2	тв – лед сухой; г – углекислый газ	оксид углерода(IV)
MgO	жженая магнезия	оксид магния
SO_3	серный газ	оксид серы(VI)
SO_2	сернистый газ	оксид серы(IV)
Al_2O_3	глинозем	оксид алюминия
ZnO	цинковые белила	оксид цинка(II)
TiO_2	титановые белила	оксид титана(IV)
CaO	негашеная известь	оксид кальция
SiO_2	кремнезем (песок)	оксид кремния(IV)

КЛАССИФИКАЦИЯ ОКСИДОВ

По отношению к кислотам и щелочам оксиды разделяют на солеобразующие и несолеобразующие (см. рис. 52).

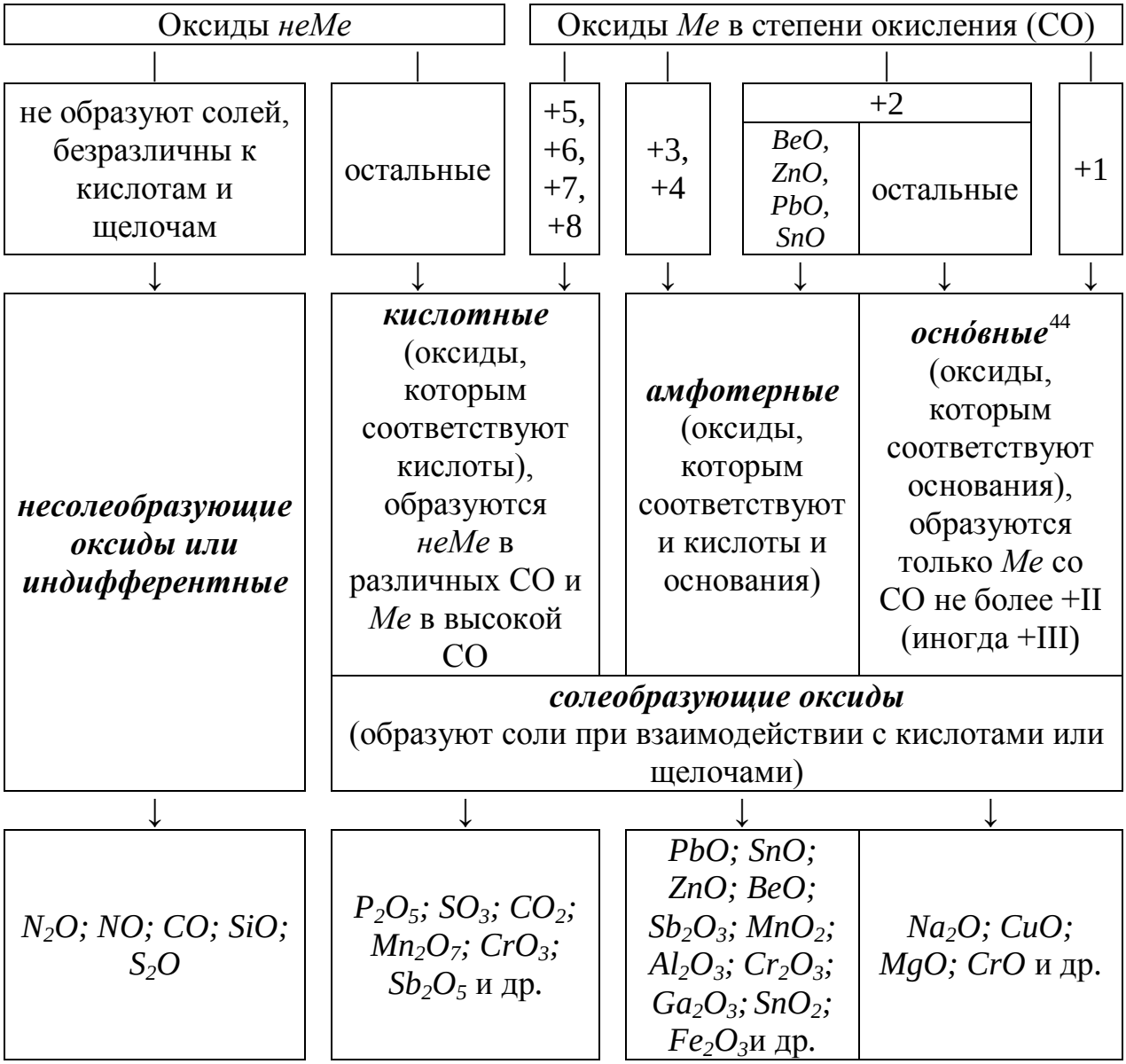


Рис. 52. Классификация оксидов

Оксиды, содержащие химический элемент в разных степенях окисления, называются ***двойными***. Например:

$$Fe_3O_4 \equiv FeO \cdot Fe_2O_3;$$
$$Mn_3O_4 \equiv MnO \cdot Mn_2O_3;$$
$$Pb_2O_3 \equiv PbO \cdot PbO_2.$$

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Основным и амфотерным оксидам свойственны высокие температуры кипения и плавления, при обычных условиях – твердые вещества с ионной или атомной кристаллической решеткой. Большинство оксидов окрашено: белые – MgO; CaO; SrO; BaO; ZnO; Al_2O_3; черные –

[44] Обратите внимание на ударение в слове «осно́вные» (осно́вный анализ, а не основно́й; осно́вные свойства). В дальнейшем тексте ударение не ставится.

CuO; FeO; красные – Cu_2O; *HgO*; коричневые – Fe_2O_3; оранжевые – Cs_2O; Pb_3O_4; желтые – Sb_2O_5; WO_3; зеленые – Cr_2O_3; бесцветные – Li_2O; Na_2O.

Кислотным и безразличным оксидам свойственны низкие температуры кипения и плавления, при обычных условиях – газы (N_2O, NO_2, SO_2, CO_2), жидкости (летучие SO_3, N_2O_3), реже твердые вещества (летучие P_2O_5, N_2O_5, SeO_2, TeO_2). Кристаллизуясь, образуют, как правило, молекулярные решетки (*искл.* SiO_2, CrO_3 и др.).

ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ

1) Взаимодействие простых веществ с кислородом[45]

$$S + O_2 \xrightarrow{280-360^0 C} SO_2,$$

$$2Cu + O_{2\ (изб.)} \xrightarrow{400-500^0 C} 2CuO.$$

***

В средние века во время эпидемий чумы простое вещество, образованное элементом ***Y****, использовали для «окуривания» помещений, в которых находились чумные больные. Едкий газ* ***Y****O_2, который образуется при горении простого вещества, является превосходным дезинфицирующим средством. Название Y переводится как «светло-желтый». Определите неизвестные вещества, а также запишите формулы и названия минералов, в которых содержится* ***Y****. Существует ли* ***Y*** *в природе в виде простого вещества? Используется ли газ* ***Y****O_2 в народном хозяйстве в наше время?*

***

2) Разложение сложных веществ:

а) дегидратация (отщепление воды) кислородсодержащих кислот:

$$CO_2 \cdot H_2O \xleftrightarrow{кип.} CO_2\uparrow + H_2O,$$

$$H_2SiO_3 \xrightarrow{900-1000^0 C} SiO_2 + H_2O\uparrow.$$

В случае термически устойчивых кислот – нагревание в присутствии водоотнимающего средства P_2O_5:

$$2HClO_{4\ (безводн.)} + P_2O_5 \xrightarrow{-25^0 C} Cl_2O_7 + 2HPO_3,$$

$$2HNO_{3\ (дымящ.)} + P_2O_5 \xrightarrow{O_3} N_2O_5 + 2HPO_3.$$

При разложении HNO_3 без водоотнимающего средства образуется не N_2O_5, а NO_2 и O_2:

$$4HNO_3 \xrightarrow{hv} 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow + 2H_2O.$$

---

[45] При сжигании переходных металлов (металлы побочных подгрупп) обычно образуются не высшие оксиды (CrO_3, Mn_2O_7), а оксиды элементов с промежуточной степенью окисления: $4Cr + 3O_2 \xrightarrow{600^0 C} 2Cr_2O_3$.

Железо, сгорая в кислороде, образует двойной оксид $(Fe^{+2}Fe^{+3}{}_2)O_4$ (или $FeO \cdot Fe_2O_3$):

$$3Fe + 2O_2 \xrightarrow{150-600^0 C} (Fe^{+2}Fe^{+3}{}_2)O_4.$$

Наименее активные металлы (*Ag, Au, Pt*) и наиболее активные неметаллы (Hal_2) вообще не взаимодействуют с кислородом. Их оксиды получают косвенным путем.

б) дегидратация нерастворимых оснований при нагревании[46]:

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{80-200^0C} CuO + H_2O.$$

в) термическое разложение некоторых солей (см. Химические свойства солей: отношение к нагреванию):

$$CaCO_3 \xrightarrow{900-1200^0C} CaO + CO_2\uparrow,$$

$$\underset{\text{малахит}}{(CuOH)_2CO_3} \xrightarrow{180-200^0C} 2CuO + H_2O\uparrow + CO_2\uparrow,$$

$$2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{\geq 170^0C} 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

3) Горение сложных веществ:

$$2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{800-1000^0C} 2ZnO + 2SO_2\uparrow,$$

$$2H_2S + 3O_2 \xrightarrow{250-300^0C} 2H_2O + 2SO_2.$$

4) Взаимодействие концентрированной серной и азотной кислот с металлами и некоторыми неметаллами:

$$Cu + 2H_2SO_{4\,(конц.)} = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O,$$

$$3Ag + 4HNO_{3\,(разб.)} = 3AgNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O,$$

$$2H_2SO_{4\,(конц.,\,гор.)} + C = 2SO_2\uparrow + CO_2\uparrow + 2H_2O.$$

5) Разложение высших оксидов и окисление низших:

$$4CrO_3 \xrightarrow{500^0C} 2Cr_2O_3 + 3O_2\uparrow,$$

$$4FeO + O_2 \xrightarrow{150-600^0C} 2Fe_2O_3.$$

6) Вытеснение летучего оксида менее летучим при высокой температуре:

$$Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{1150^0C} Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow.$$

7) Действие сильных кислот на карбонаты и сульфиты приводит к образованию CO_2 и SO_2 соответственно:

$$CaCO_{3\,(тв)} + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O,$$

$$Na_2SO_3 + 2H_2SO_{4\,(изб.)} = 2NaHSO_4 + SO_2\uparrow + H_2O.$$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НЕСОЛЕОБРАЗУЮЩИХ ОКСИДОВ

Несолеобразующие оксиды (N_2O; NO; CO; SiO; S_2O) в химические реакции вступают редко, они безразличны к кислотам и щелочам (не вступают в реакции кислотно-основного взаимодействия) и не имеют соответствующих гидроксидов. Для индифферентных оксидов более характеры окислительно-восстановительные реакции:

$$N_2O + Mg \xrightarrow{500^0C} N_2 + MgO,$$

$$2N_2O + C_{(графит)} \xrightarrow{450-600^0C} 2N_2 + CO_2,$$

---

[46] Гидроксиды серебра(I), меди(I) и ртути(II) неустойчивы даже при комнатной температуре. Поэтому при взаимодействии растворимых солей этих металлов со щелочью получаются соответствующие оксиды:

$$2AgNO_3 + 2NaOH = Ag_2O\downarrow + H_2O + 2NaNO_3,$$

$$Hg(NO_3)_2 + 2NaOH = HgO\downarrow + H_2O + 2NaNO_3,$$

$$Hg_2(NO_3)_2 + 2NaOH = HgO\downarrow + Hg\downarrow + H_2O + 2NaNO_3,$$

$$2CuCl + 2KOH = Cu_2O\downarrow + H_2O + 2KCl.$$

$$2NO + C_{(графит)} \xrightarrow{400-500^0C} N_2 + CO_2,$$
$$N_2O + H_2 \xrightarrow{150-200^0C} N_2 + H_2O,$$
$$2NO + 2H_2 \xrightarrow{200^0C} N_2 + 2H_2O,$$
$$NO + O_3 = NO_2 + O_2$$

(разрушение озонового слоя Земли),

$$2CO + O_{2(воздух)} \xrightarrow{сжигание} 2CO_2,$$
$$2NO + O_2 = 2NO_2,$$
$$2NO + 2SO_2 \xrightarrow{t,\ p} N_2 + 2SO_3,$$
$$3N_2O + 2NH_3 \xrightarrow{250^0C} 4N_2 + 3H_2O,$$
$$N_2O + 2Cu \xrightarrow{500-600^0C} N_2 + Cu_2O,$$
$$2NO + 4Cu \xrightarrow{500-600^0C} N_2 + 2Cu_2O.$$

Наибольший интерес представляет угарный газ *CO*, который при высокой температуре восстанавливает многие металлы и неметаллы из их оксидов:

$$CO + CuO \xrightarrow{250-450^0C} Cu + CO_2,$$
$$4CO + Fe_3O_4 \xrightarrow{700^0C} 3Fe + 4CO_2,$$
$$CO + H_2O_{(пар)} \xleftrightarrow{\geq 230^0C,\ Fe_2O_3} H_2 + CO_2,$$
$$5CO + I_2O_5 = I_2 + 5CO_2.$$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕОБРАЗУЮЩИХ ОКСИДОВ

1) Отношение к воде

Из основных оксидов с водой взаимодействуют[47] только оксиды щелочных (1 группа) и щелочноземельных (2 группа) металлов; при этом образуются щелочи (растворимые основания):

Основный оксид + H_2O = щелочь (основание)

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2,$$
$$Li_2O + H_2O = 2LiOH,$$
$$SrO + H_2O = Sr(OH)_2.$$

Большинство кислотных оксидов реагируют с водой; образуются кислоты (*искл.* SiO_2, Sb_2O_5 и некоторые другие):

Кислотный оксид + H_2O = кислота

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4,$$
$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3,$$
$$CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3$$ [48].

Амфотерные оксиды с водой не реагируют.

---

[47] Процесс присоединения воды называется ***гидратацией***, а образующееся при гидратации оксида вещество – ***гидроксидом*** (степень окисления в оксиде и соответствующем ему гидроксиде одинакова).

[48] ***Гидратация*** некоторых кислотных оксидов – процесс обратимый. Соответствующая оксиду кислота может подвергаться ***дегидратации***, т.е. разлагаться на воду и оксид, называемый «ангидридом», что означает «безводный»).

Амфотерный оксид + H_2O ≠

2) Отношение к кислотам

Основные и амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами; при этом образуется соль и вода:

Основный или амфотерный оксид + кислота = соль + H_2O

$$CuO + 2HBr = CuBr_2 + H_2O,$$
$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O.$$

Кислотные оксиды чрезвычайно редко взаимодействуют друг с другом или с кислотами, как правило, однохарактерные вещества не вступают во взаимодействие:

Кислотный оксид + кислота ≠

Некоторые кислотные оксиды могут вступать в ОВР с кислотами:

$$SO_2 + 2HNO_{3\ (конц.,\ гор.)} = H_2SO_4 + 2NO_2\uparrow.$$

Фосфорный ангидрид (оксид фосфора(V)) P_2O_5 – сильнейший дегидратирующий агент (водоотнимающее средство) – взаимодействует с безводными кислородсодержащими кислотами с образованием HPO_3 и ангидрида соответствующей кислоты:

$$P_2O_5 + 2HClO_{4\ (безводн.)} \xrightarrow{-25^0C,\ атмосфера\ озона} Cl_2O_7 + 2HPO_3,$$
$$P_2O_5 + 2HNO_{3\ (безводн.)} \xrightarrow{0^0C} N_2O_5 + 2HPO_3.$$

3) Отношение к основаниям

Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями при обычных условиях, а с нерастворимыми – при сплавлении; при этом образуются соль и вода.

Кислотный оксид + основание = соль + H_2O

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O,$$
$$SiO_2 + 2KOH \xrightarrow{900-1000^0C} K_2SiO_3 + H_2O\uparrow.$$

У оксидов NO_2 и ClO_2 нет соответствующих кислотных гидроксидов. При их взаимодействии со щелочами протекает реакция самоокисления-самовосстановления, в результате которой происходит изменение степени окисления кислотообразующего элемента и образуются две соли:

$$2NO_2 + 2NaOH_{(разб.)} = NaNO_2 + NaNO_3 + H_2O,$$
$$2ClO_2 + 2NaOH_{(хол.)} = NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O,$$
$$8ClO_2 + 8NaOH_{(гор.)} = 5NaClO_4 + 3NaCl + 4H_2O.$$

Кислотный оксид CO_2 реагирует также с некоторыми амфотерными гидроксидами ($Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$) и гидроксидом меди(II) $Cu(OH)_2$ с образованием осадков основных солей и воды:

CO_2 + амфотерный гидроксид = основная соль↓ + H_2O

$$CO_2 + 2Be(OH)_2 \rightarrow (BeOH)_2CO_3\downarrow + H_2O$$
$$CO_2 + 2Cu(OH)_2 \rightarrow (CuOH)_2CO_3\downarrow + H_2O$$

Основные оксиды с основаниями не реагируют.

Основный оксид + основание ≠

Амфотерные оксиды взаимодействуют только со щелочами (растворимыми основаниями); в растворе образуется комплексная соль, при сплавлении – средняя соль и вода:

Амфотерный оксид + H_2O + щелочь = комплексная соль

$$ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4],$$
$$Al_2O_3 + 6NaOH + 3H_2O \rightarrow 2Na_3[Al(OH)_6]$$
или
$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4],$$

Амфотерный оксид + щелочь $\xrightarrow{t^0C}$ соль + $H_2O\uparrow$

$$ZnO + 2NaOH_{(тв)} \xrightarrow{500-600^0C} Na_2ZnO_2 + H_2O\uparrow,$$
$$Al_2O_3 + 2NaOH_{(тв)} \xrightarrow{900-1100^0C} 2NaAlO_2 + H_2O\uparrow.$$

С нерастворимыми основаниями амфотерные оксиды не взаимодействуют.

Амфотерный оксид + основание↓ ≠

4) Отношение друг к другу

Основные оксиды взаимодействуют с кислотными и наоборот; при этом образуется соль (основные оксиды малоактивных металлов с газообразными кислотными оксидами практически не реагируют, вступают во взаимодействие с твердыми кислотными оксидами при сплавлении):

Основный оксид + кислотный оксид = соль

$$CaO + SO_2 \rightarrow CaSO_3,$$
$$N_2O_5 + MgO \rightarrow Mg(NO_3)_2.$$

Амфотерные оксиды взаимодействуют и с основными и с кислотными; при этом образуется соль (амфотерные оксиды с газообразными кислотными оксидами практически не реагируют, вступают во взаимодействие с твердыми кислотными оксидами при сплавлении):

Амфотерный оксид + основный (или кислотный) оксид $\xrightarrow{t^0C}$ соль

$$ZnO + SiO_2 \xrightarrow{1200-1400^0C} ZnSiO_3,\ BeO + Na_2O \xrightarrow{500^0C} Na_2BeO_2.$$

Однако не у всех амфотерных оксидов кислотные и основные свойства выражены в одинаковой мере: так, например, у оксида мышьяка(III) кислотные свойства преобладают над основными, а у оксида сурьмы(III) основные преобладают над кислотными.

5) Отношение к металлам

При нагревании более активные металлы (стоящие в ряду активности металлов левее) восстанавливают менее активные из их оксидов

(***металлотермия***). Обычно используют алюминий (***алюминийтермия***), магний (***магнийтермия***), реже кальций, калий, натрий:

Активный *Me*	+ основный оксид менее активного *Me*	$\xrightarrow{t^0C}$	малоактивный *Me*	+ оксид более активного *Me*

$$3Fe_3O_4 + 8Al \xrightarrow{\geq 2000^0C} 9Fe + 4Al_2O_3,$$
$$Cr_2O_3 + 2Al \xrightarrow{800^0C} 2Cr + Al_2O_3.$$

Магнийтермию используют также для восстановления неметаллов из их оксидов:

$$SiO_2 + 2Mg \xrightarrow{800-900^0C} 2MgO + Si,$$
$$CO_2 + 2Mg \xrightarrow{500^0C} 2MgO + C.$$

Некоторые кислотные оксиды могут вступать в ОВР с металлами:

$$2CO_2 + 5Ca \xrightarrow{500^0C} CaC_2 + 4CaO,$$
$$N_2O_3 + 3Cu \xrightarrow{600^0C} N_2 + 3CuO,$$
$$2NO_2 + 4Cu \xrightarrow{500-600^0C} N_2 + 4CuO,$$
$$N_2O_5 + 5Cu \xrightarrow{500^0C} N_2 + 5CuO.$$

6) Отношение к неметаллам

При высокой температуре оксиды металлов восстанавливаются углем и водородом (как и угарным газом). При восстановлении оксидов щелочных, щелочноземельных металлов и алюминия выделяется не сам металл, а его карбид или гидрид:

$$CuO + C_{(кокс)} \xrightarrow{1200^0C} Cu + CO,$$
$$FeO + C_{(кокс)} \xrightarrow{\geq 1000^0C} Fe + CO,$$
$$CaO + 3C_{(кокс)} \xrightarrow{1900-1950^0C} CaC_2 + CO,$$
$$2Al_2O_3 + 9C_{(кокс)} \xrightarrow{1800^0C} Al_4C_3 + 6CO.$$

При действии кислорода (при нагревании или с катализатором) низшие оксиды переходят в высшие (см. раздел «Простые вещества: химия кислорода»), а оксиды щелочных и щелочноземельных металлов – в пероксиды:

$$2BaO + O_2 \xrightarrow{до\ 500^0C} 2BaO_2,$$
$$2Na_2O + O_2 \xrightarrow{250-350^0C,\ p} 2Na_2O_2.$$

Некоторые кислотные оксиды могут вступать в ОВР с неметаллами (см. раздел «Простые вещества: химия водорода и кислорода»):

$$CO_2 + C \xrightarrow{\geq 1000^0C} 2CO,$$
$$SiO_2 + C_{(кокс)} \xrightarrow{1300^0C,\ вак.} SiO + CO,$$
$$SO_2 + C_{(кокс)} \xrightarrow{400-600^0C} S + CO_2,$$
$$2NO_2 + 7H_2 \xrightarrow{Pt,\ Ni} 2NH_3 + 4H_2O,$$
$$CO_2 + 4H_2 \xrightarrow{200^0C,\ Cu_2O} CH_4 + 2H_2O,$$
$$SO_2 + O_3 \rightarrow SO_3 + O_2,$$
$$2NO_2 + 2S \xrightarrow{130-150^0C} N_2 + 2SO_2,$$
$$10NO_2 + 8P \xrightarrow{130-150^0C} 5N_2 + 4P_2O_5.$$

7) Отношение к нагреванию

Большинство оксидов – термостойки

Искл: $2Ag_2O \xrightarrow{160-300^0C} 4Ag+O_2\uparrow$; $2HgO \xrightarrow{450-500^0C} 2Hg+O_2\uparrow$; $2PbO_2 \xrightarrow{600^0C} 2PbO+O_2\uparrow$.

8) Отношение к солям

Нелетучие кислотные оксиды вытесняют при сплавлении летучие кислотные оксиды из их солей:

Кислотный оксид + соль $\xrightarrow{t^0C}$ соль+ кислотный оксид↑
нелетучий летучий

$$SiO_2 + CaCO_3 \xrightarrow{800^0C} CaSiO_3 + CO_2\uparrow.$$

Амфотерные оксиды вытесняют при сплавлении летучие кислотные оксиды из их солей:

Амфотерный оксид + соль $\xrightarrow{t^0C}$ соль+ кислотный оксид↑
летучий

$$Al_2O_3 + Na_2CO_3 \xrightarrow{1000-1200^0C} 2NaAlO_2 + CO_2\uparrow,$$
$$Fe_2O_3 + Na_2CO_3 \xrightarrow{800-900^0C} 2NaFeO_2 + CO_2\uparrow.$$

ПРИМЕНЕНИЕ ОКСИДОВ

***

Прозрачные бесцветные кристаллы YX_2 называют горным хрусталем (древние греки считали его застывшим льдом, а в Японии его называют «замерзшим дыханием дракона»). Окрашенные прозрачные и полупрозрачные минералы YX_2 являются драгоценными камнями. Это аметист (фиолетового цвета), сердолик (оранжевого, красного или розового цвета), цитрин (желтый, медовый, золотистый), авантюрин (бурый), гематит (ярко-красный), раухтопаз (дымчатый), морион (черный), празем (зеленый) и некоторые другие.

Сам минерал получил название от немецкого слова «guarz», что означает «поперечная руда». Определите формулу минерала и подготовьте презентацию об использовании указанных драгоценных камней в ювелирном деле.

***

Оксиды имеют определенное медико-биологическое значение. При лечении кожных заболеваний используют мазь на основе *ZnO* и детскую присыпку (вяжущее, подсушивающее и дезинфицирующее средство); в офтальмологии – мази на основе *HgO*. Оксид алюминия Al_2O_3 – основной компонент препарата «Альмагель».

***

Основная часть белой краски – цинковых белил – это оксид цинка ZnO, зеленой краски – оксид хрома(III) Cr_2O_3 , а ярко-красной краски – Pb_3O_4.

***

При повышенной кислотности желудочного сока (в нем содержится HCl) готовят лекарственные препараты с использованием MgO.

Вода, насыщенная углекислым газом, применяется для лечебных ванн. Анестезирующим действием обладает N_2O («веселящий газ»), входящий в состав смеси для наркоза (80% N_2O и 20% O_2). Смесь CO_2 (5%) с кислородом или воздухом – средство для возбуждения дыхательного центра – применяют в медицине в случаях резкого угнетения дыхания. Тальк $3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$ применяют при изготовлении таблеток, присыпок и паст.

***

Основными продуктами извержения вулканов являются вулканические газы, лава и пепел. При извержении в 2010 году исландского вулкана Эйяфьядлайёкюдль в состав лавы входили SiO_2, Al_2O_3, FeO, MnO, MgO, CaO, Na_2O, K_2O, TiO_2, P_2O_5, а вулканические газы содержали H_2O, CO_2, CO, N_2, SO_2, SO, S_2, H_2, NH_3, HCl, HF, H_2S, CH_4, Cl_2, Ar и др. Назовите все вещества. Используя доступные источники информации, уточните, какие газы являются ядовитыми. Какое действие они оказывают на организм человека?

Найдите справочные данные о температурах плавления веществ, входящих в состав лавы. Предположите, какая минимальная температура могла быть в описанном случае. Объясните, чем опасны действующие вулканы.

***

*********** *«Изучаем, повторяем, закрепляем…»* *****

313. Из приведенного перечня выберите формулы соединений, относящихся к оксидам: Cr_2O_3, Cl_2O, $FeO(OH)$, OF_2, $CaCO_3$, BaO_2, SiO_2, H_2O_2, H_2O, O_3, KO_2, KO_3, K_2O, K_2O_2. Дайте указанным оксидам названия. Составьте графические формулы для оксидов с ковалентной полярной связью.

314. Могут ли атомы металлов образовывать оксиды (см. рис. 51): а) несолеобразующие; б) кислотные; в) амфотерные? Могут ли атомы неметаллов образовывать оксиды: а) амфотерные; б) основные; в) несолеобразующие? Может ли оксид XO_2 быть: а) кислотным; б) амфотерным; в) основным; г) несолеобразующим? Может ли оксид X_2O_3 быть: а) кислотным; б) амфотерным; в) основным; г) несолеобразующим?

315. Составьте химические формулы оксидов: а) серы(IV), б) серы(VI), в) меди(I), г) меди(II), д) хрома(III), е) хрома(VI), ж) марганца(VII), з) марганца(IV), и) цинка, к) бария. Напишите формулы гидроксидов, соответствующих этим оксидам, укажите их характер.

Решение:

а) $\boldsymbol{SO_2}$ (кислотный)
$+ H_2O$
$\boldsymbol{H_2SO_3}$ (кислота)

После того как составлена формула оксида, необходимо определить его характер (кислотный, осно́вный или амфотерный) по ПСХЭ. Для составления формулы гидроксида к формуле кислотного оксида необходимо мысленно прибавить воду (гидроксид – обводненный оксид).

А для составления формул гидроксидов, соответствующих амфотерным и основным оксидам, достаточно к элементу, образующему гидроксид, дописать соответствующее число гидроксогрупп (*–OH*): д) $Cr_2^{+3}O_3^{-2}$ (амфотерный) $Cr^{+3}(OH^-)_3$ (амфотерный гидроксид) или г) $Cu^{+2}O^{-2}$ (осно́вный) $Cu^{+2}(OH^-)_2$ (основание).

316. Составьте формулы высших оксидов элементов с атомными номерами: 14, 34, 41, 75, 33, 50.

317. *Человек начинает ощущать едкий запах диоксида серы (выделяется при горении спички), если в 1000 л воздуха содержится 3,0 мг этого вредного газа. При вдыхании воздуха с таким содержанием SO_2 в течение пяти минут (объём легких человека равен 3,5 л, периодичность дыхания – 4 с) у человека начинается ларингит – воспаление слизистой оболочки гортани. Какое суммарное количество вещества диоксида серы в прошедшем через легкие воздухе приводит к этому неприятному заболеванию?

318. *Если двигатель легкового автомобиля работает на холостом ходу, то ежеминутно в воздух выбрасывается 80 мл (при н.у.) монооксида углерода - угарного газа, который вызывает сильные отравления. Особенно опасно длительное выделение угарного газа в закрытых помещениях, например в гаражах или боксах для ремонта машин. Рассчитайте молярную концентрацию и объёмную долю монооксида углерода в воздухе гаража площадью 10 м^2 и высотой 2,5 м через 10 мин после начала работы двигателя на холостом ходу. Сравните полученные результаты с санитарной нормой – предельно допустимой концентрацией монооксида углерода в производственных помещениях (5 мг/м^3) и содержанием его в табачном дыме ($5\cdot10^{-5}$ % по объёму).

319. *Круговорот азота в природе включает биологическую фиксацию этого элемента клубеньковыми бактериями и процессы его окисления при атмосферных электрических разрядах. Во время грозы в воздухе

образуется некоторое количество оксида азота неизвестного состава. Установлено, что абсолютная масса одной молекулы этого оксида составляет $4{,}99 \cdot 10^{-23}$ г. Определите формулу этого вещества.

320. *Предельно допустимая среднесуточная концентрация угарного газа *CO* в воздухе составляет 3,0 мг/м^3. Простейший газоанализатор, позволяющий определить наличие в воздухе этой ядовитой примеси, содержит белый порошок оксида иода(V) I_2O_5, нанесенный на пемзу. При взаимодействии оксида иода(V) с оксидом углерода(II) *CO* идет окислительно-восстановительная реакция с выделением иода, который окрашивает содержимое анализатора в черный цвет. В трубке газоанализатора выделилось 0,10 г иода. Какое количество вещества оксида углерода(II) прошло через прибор? Какой объём воздуха (при н.у.), содержащего 3,0 мг/м^3 угарного газа, был пропущен через трубку?

321. Не обращаясь к ПСХЭ Д.И. Менделеева, определите, в какой группе находятся химические элементы, состав высших оксидов которых выражается следующими формулами: PbO_2, Sb_2O_5, CdO, TeO_3, Sc_2O_3, Mn_2O_7, OsO_4. Проверьте правильность своих ответов.

322. Используя указанные количества вещества атомных частиц кислорода и атомных частиц металла, составьте формулы соответствующих оксидов:

а) 2 моль атомных частиц натрия
1 моль атомных частиц кислорода

б) 2 моль атомных частиц железа
3 моль атомных частиц кислорода

323. Составьте формулы оксидов, используя значения массовых долей элементов в их составе:

а) $\omega(C) = 0{,}43$
$\omega(O) = 0{,}57$

б) $\omega(Cu) = 0{,}8$
$\omega(O) = 0{,}2$

324. Определите (устно) отношение количества вещества атомных частиц элементов в оксидах: Na_2O, CO_2, SO_3, Cl_2O_7.

325. Определите (устно) в каком из оксидов больше массовая доля кислорода: а) в *FeO* или Fe_2O_3? б) в P_2O_3 или P_2O_5?

326. Исправьте ошибки в названиях веществ и принадлежности к классам неорганических соединений: а) *CaO* – простое вещество – кислотный оксид – оксид кальция; б) O_3 – простое вещество – неметалл – кислород; в) CO_2 – сложное вещество – основный оксид – оксид углерода(II); г) Al_2O_3 – сложное вещество – амфотерный оксид – гидроксид алюминия.

327. Напишите формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам: а) H_3PO_4; б) $HClO_4$; в) $Al(OH)_3$; г) H_2SiO_3; д) $Cr(OH)_3$; е) H_2MnO_4; ж) *CuOH*; з) HNO_2; и) $Cr(OH)_2$; к) $H_4P_2O_7$; л) $H_2Cr_2O_7$; м) $Ca(OH)_2$; н) HNO_3; о) *HClO*; п) H_2SO_4.

Решение:

Для установления формул высших оксидов по формуле гидроксида (например, для формулы H_3PO_4) можно провести следующую математическую операцию:

$$\begin{array}{l} \mathbf{H_3PO_4} \times 2 \\ H_6P_2O_8 \\ - \\ 3H_2O \\ \hline \mathbf{P_2O_5} \end{array}$$

Аналогично для $Al(OH)_3$, который запишем в виде H_3AlO_3:

$$\begin{array}{l} \mathbf{H_3AlO_3} \times 2 \\ H_6Al_2O_6 \\ - \\ 3H_2O \\ \hline \mathbf{Al_2O_3} \end{array}$$

Значит, гидроксиду H_3PO_4 соответствует высший оксид P_2O_5, а гидроксиду $Al(OH)_3$ соответствует высший оксид Al_2O_3.

328. Укажите отдельно формулы основных, кислотных и амфотерных оксидов из предложенного перечня: CaO, N_2O_5, SeO_3, ZnO, Ag_2O, Cr_2O_3, CrO, CrO_3, MnO, MnO_2, MnO_3, Mn_2O_7.

329. Установите соответствие:

Оксид	*Фазовое состояние*	*Вид химической связи*
1. H_2O	А. Газ	а) ковалентная полярная;
2. CO_2	Б. Жидкость	б) ионная.
3. Fe_2O_3	В. Твердое вещество	
4. SiO_2		
5. CuO		

330. Как осуществить следующие превращения? Приведите УХР:
1) $BaCO_3 \rightarrow CO_2$ (2 способа); 2) $HNO_3 \rightarrow NO_2$ (2 способа); 3) $K_2SO_3 \rightarrow SO_2$; 4) $ZnS \rightarrow ZnO$. Какими способами можно получить каждый из следующих оксидов: Al_2O_3, P_2O_5, CuO? Составьте УХР.

331. Какие из указанных оксидов взаимодействуют с водой: PbO, N_2O_5, Cl_2O_7, MnO, Al_2O_3, SiO_2, SrO? Напишите УХР.

332. Приведите УХР, характеризующих химические свойства: а) основных оксидов (на примере SrO); б) кислотных оксидов (на примере SO_2); в) амфотерных оксидов (на примере Al_2O_3 или ZnO).

333. Допишите УХР, которые осуществимы:

а) $CuO + HNO_3 \rightarrow$ ...;
б) $CrO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow$ ...;
в) $CaO + H_2SO_4 \rightarrow$ ...;
г) $BeO + KOH_{(р\text{-}р)} \rightarrow$ ...;
д) $BeO + HNO_3 \rightarrow$ ...;
е) $CO_2 + NaOH \rightarrow$ ...;
ж) $BeO + H_2O \rightarrow$ ...;
з) $CaO + H_2O \rightarrow$ ...;
и) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$ ...;
к) $Al_2O_3 + H_2O \rightarrow$ ...;
л) $Cl_2O + H_2O \rightarrow$ ...;
м) $P_2O_3 + H_2O \rightarrow$ ...;
н) $SiO_2 + H_2O \rightarrow$ ...;
о) $NO_2 + H_2O \rightarrow$ ...;
п) $CaO + K_2O \rightarrow$ ...
р) $SO_2 + PbO \rightarrow$...;
с) $Li_2O + Cr_2O_3 \rightarrow$ …;
т) $BaO + CO_2 \rightarrow$ …;
у) $CO_2 + CuO \rightarrow$...;
ф) $SO_2 + Al_2O_3 \rightarrow$...

334. С какими из веществ, формулы которых приведены ниже, взаимодействует оксид бария *BaO*: HNO_3, *KOH*, H_2O, *HCl*, $Ca(OH)_2$? Составьте УХР.

335. С какими из веществ, формулы которых приведены ниже, взаимодействует оксид алюминия Al_2O_3: H_2O, H_2SO_4, $KOH_{(р-р)}$, HNO_3, $KOH_{(тв)}$? Составьте УХР.

336. Выберите формулы веществ, с которыми взаимодействует оксид фосфора(V) P_2O_5: *HCl*, *NaOH*, H_2O, H_2SO_4, $Ba(OH)_2$. Составьте УХР.

337. Допишите УХР, которые протекают:

а) $CaO + N_2O_5 \rightarrow$ ...;
б) $CuO + KCl \rightarrow$ ...;
в) $P_2O_5 + CaO \rightarrow$ ...;
г) $P_2O_5 + Cl_2O_7 \rightarrow$ ...;
д) $P_2O_5 + KOH \rightarrow$ ...;
е) $SO_3 + HNO_3 \rightarrow$ ...;
ж) $SO_2 + CaO \rightarrow$ ...;
з) $FeO + HCl \rightarrow$ ...;
и) $Mn_2O_7 + CaO \rightarrow$ ...;
к) $Na_2O + Mg(OH)_2 \rightarrow$ ...;
л) $N_2O + Ca(OH)_2 \rightarrow$ ...;
м) $Mn_2O_7 + KOH \rightarrow$ ...;
н) $NO + K_2O \rightarrow$ ...;
о) $CaO + HNO_3 \rightarrow$ ...;
п) $Cr_2O_3 + CaO \rightarrow$ ...;
р) $Li_2O + CO_2 \rightarrow$ ...;
с) $Cr_2O_3 + P_2O_5 \rightarrow$ ...;
т) $ZnO + P_2O_5 \rightarrow$ ....

338. Из магния *Mg*, кислорода O_2, оксида меди(II) *CuO* и соляной кислоты $HCl_{(р-р)}$ получите: а) медь *Cu*; б) водород H_2; в) воду H_2O; г) оксид магния *MgO*. Составьте УХР.

339. *При сгорании 3 г металла образуется 5,67 г его оксида состава Me_2O_3. Какой это металл? Какое количество и объем (при н.у.) кислорода O_2 нужно использовать для проведения этой реакции?

340. *Для растворения 2,4 г оксида двухвалентного металла потребовалась соляная кислота, содержащая 2,19 г хлороводорода *HCl*. Оксид какого металла был взят?

341. При действии соляной кислоты на 6,5 г смеси цинка *Zn* и оксида цинка *ZnO* выделяется некоторое количество газа, при сгорании которого образуется 0,9 г воды H_2O. Найдите массовую долю оксида цинка в исходной смеси.

342. Какой максимальный объем углекислого газа CO_2 (при н.у.) может поглотиться при пропускании его через раствор, содержащий 20 г гидроксида натрия *NaOH*?

343. *Основную массу земной коры (литосферы) образуют два оксида – оксид кремния(IV) SiO_2 и оксид алюминия Al_2O_3. Подготовьте презентацию (с цветными фотографиями) о разновидностях оксида алюминия (корунд, боксит, рубин, сапфир) и оксида кремния (аметист, халцедон, кварц, опал, агат, горный хрусталь, морион, кварцевый песок, кремнезём). Где используются в народном хозяйстве перечисленные разновидности оксидов?

344. *В 1772 г. в Англии Дж. Пристли пытался найти способ, как имитировать журчащую из минеральных источников воду. Так зародилась идея многих популярных сегодня напитков. Что предложил Пристли?

345. «Химическое судоку». Заполните клетки квадрата так, чтобы в каждой строке и в каждом столбце было по одной формуле кислотного, основного, амфотерного и несолеобразующего оксидов.

346. «Третий лишний». В предложенных рядах исключите одну лишнюю формулу – такую, которая не образует с остальными однородную группу:

а) N_2O, NO_2, N_2O_3; б) CO_2, SO_2, SiO_2;

в) SrO, SnO, CrO; г) Mn_2O_7, P_2O_5, CrO_3.

347. *По данным экологических мониторингов, выбросы в атмосферу загрязняющих веществ составляют более 800 тыс. т в год по всему миру. Из них около 100 тыс. т приходится на оксид серы(IV), 500 тыс. – на оксид углерода(IV), 100 тыс. т – на оксид азота(IV). Постройте диаграмму, отражающую массовые доли выбросов. Найдите информацию о том, какие еще вещества могут входить в оставшийся фрагмент диаграммы. О каких путях решения проблем выброса загрязнённых веществ вы знаете?

****

********** *«Готовимся к экзамену по химии»* *****

Тест №21

1. Химический элемент, формула высшего оксида которого $Э_2O_7$, имеет электронную конфигурацию атома:

1) $1s^22s^22p^63s^1$; 2) $1s^22s^22p^63s^23p^5$; 3) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$; 4) $1s^22s^1$.

2. Какие из приведенных утверждений верны?

А) Основным оксидам соответствуют основания. Б) Основные оксиды образуют только металлы.

1) верно только А; 2) верно только Б; 3) верны оба утверждения; 4) оба утверждения неверны.

3. Атом химического элемента, высший оксид которого RO_3, имеет конфигурацию внешнего энергетического уровня:

1) ns^2np^4; 2) ns^2np^2; 3) ns^2np^5; 4) ns^2np^6.

4. Только кислотные оксиды расположены в ряду:

1) CO_2, Mn_2O_7, SO_3; 2) Na_2O, SiO_2, Cr_2O_3; 3) Cr_2O_3, SO_2, CaO; 4) CuO, Al_2O_3, FeO.

5. 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.

6. Установите соответствие между формулой оксида и способом его получения:

ФОРМУЛА ОКСИДА	СПОСОБ ПОЛУЧЕНИЯ ОКСИДА
А) CaO	1) разложение высшего оксида
Б) NO_2	2) разложение кислотного гидроксида
В) Cr_2O_3	3) дегидратация нерастворимого основания
Г) CuO	4) разложение карбоната металла
	5) дегидратация кислородсодержащих кислот в присутствии водоотнимающего средства
	6) действие сильных кислот на карбонаты и сульфаты

7. Оксид серы(VI) взаимодействует с каждым из двух веществ:
1) вода и соляная кислота; 2) кислород и оксид магния; 3) оксид кальция и гидроксид натрия; 4) вода и медь.

8. Реагирует с раствором HCl, но не реагирует с раствором $NaOH$:
1) ZnO; 2) N_2O; 3) SO_3; 4) FeO.

9. Оксид бериллия(II) проявляет свойства:
1) основного оксида; 2) амфотерного оксида; 3) кислотного оксида; 4) несолеобразующего оксида.

10. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия:

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $SO_2 + H_2O \rightarrow$	1) $CaSO_3 + H_2$
Б) $SO_3 + H_2O \rightarrow$	2) $CaSO_3 + H_2O$
В) $SO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow$	3) $CaSO_4 + H_2$
Г) $SO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow$	4) $CaSO_4 + H_2O$
	5) H_2SO_3
	6) H_2SO_4

****

§ 24 ХИМИЯ ВОДЫ

НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Запасы воды на Земле – $1{,}4 \cdot 10^{18}$ т, пресной – 2,6%, 71% площади покрыты водой: в морях, океанах – 1,4 млрд. км^3; в ледниках (пресная) – 30 млн. км^3; в реках и озерах – 2 млн. км^3; в атмосфере – 14 тыс. км^3; в живых организмах – от 50 до 90% воды (61% массы тела человека).

Наша Родина занимает первое место в мире по запасам пресной воды – на территории России сосредоточена $^1/_5$ её мировых ресурсов. Речной сток составляет 4270 км^3 в год, что соответствует 10% мирового речного стока, т.е. по 30 тысяч м^3 на каждого россиянина. Засушливые и полузасушливые регионы мира (40% суши) имеют лишь 2% мировых запасов пресной воды. За источники чистой воды в некоторых странах Азии и Африки идут настоящие войны. По прогнозам учёных, к 2025 году в странах, испытывающих умеренную и серьёзную нехватку воды, будут жить уже $^2/_3$ населения планеты.

И хотя в России, кроме рек, сосредоточено более 2000 млн км^3 пресных вод озёр и водохранилищ, проблема загрязнения водоёмов и нехватки питьевой воды является одной из самых актуальных.

***

Если всю воду Земли распределить равномерным слоем по ее поверхности, то образовался бы Мировой океан глубиной 4 км.

***

Вода, которая хранится в серебряных сосудах, имеет лечебные свойства. Это было известно еще до нашей эры. Правитель Древней Персии Кир (2500 лет до н.э.) в военных походах питьевую воду сохранял в серебряных сосудах.

***

СОСТАВ И СТРОЕНИЕ ВОДЫ

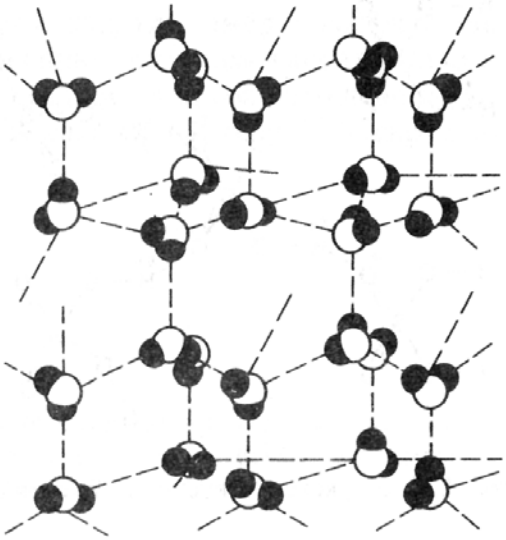


Рис. 53. Структура льда (каждая молекула воды связана водородными связями с четырьмя окружающими молекулами воды)

Молекула воды состоит из двух атомных частиц водорода и одной атомной частицы кислорода. Тип связи – ковалентная полярная. Строение молекулы воды см. рис. 40 (см. §11 данного пособия). Молекула имеет угловую форму (угол 104,5^0), поэтому вода представляет собой полярное вещество (на одном конце молекулы – со стороны водорода – сосредоточен заряд «δ+» (знак «δ» означает частичный заряд, т.е. меньше 1), а на другом – со стороны атомной частицы кислорода – «δ –»). Кристаллическая решетка – молекулярная.

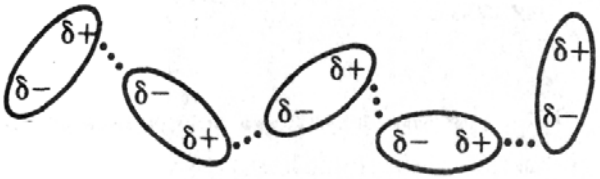


Рис. 54. Диполь-дипольное притяжение молекул воды (возникновение водородных связей)

Между молекулами воды существуют водородные связи (каждая молекула может образовывать четыре водородные связи; см. рис. 53-54), благодаря чему молекулы воды ассоциированы – $(H_2O)_x$ (x = 2-4 при стандартных условиях). Водородные связи (они длиннее и менее прочные, чем ковалентные связи *H-O* в молекуле H_2O) – причина аномальных свойств воды (подробнее см. С.234-235).

СПОСОБЫ ОЧИСТКИ ВОДЫ

Вода – это почти универсальный жидкий растворитель. Для химических целей природную воду очищают перегонкой (при этом получают дистиллированную воду), для промышленных целей умягчают, устраняя ***жесткость***:

✓ ***временная жесткость*** (обусловлена наличием гидрокарбонатов кальция и магния); устраняют действием гидроксида кальция

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$

или кипячением

$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{кип.} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$$

✓ ***постоянная жесткость*** (обусловлена наличием некарбонатных солей кальция и магния); устраняют действием кальцинированной соды (карбонат натрия)

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

Питьевую воду обеззараживают хлорированием (старый способ) или озонированием (современный, но дорогой способ: озон не только окисляет вредные примеси, подобно хлору, но и увеличивает содержание растворенного в воде кислорода).

***

В домашних условиях водопроводную воду очищают с помощью различных фильтров («Родничок», «Аквафор», «Барьер» и др.).

***

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДЫ

Чистая вода без вкуса, цвета (при толщине более 2 м вода приобретает голубоватый оттенок) и запаха ($t_{пл.} = t_{кр.} = 0^0$С, $t_{кип.}=100^0$С). Термически устойчива до 1000^0С. Изменение объема воды с температурой происходит следующим образом: при уменьшении температуры до $+4^0$С и повышении до $+4^0$С объем воды уменьшается (т.е. максимальная плотность воды при температуре $+4^0$С).

Наиболее удачно такую аномальную температурную зависимость плотности воды объясняет так называемая «модель айсбергов». Установлено, что при низких температурах ($\approx 0^0$С) в жидкой воде существуют мельчайшие и рыхлые по структуре кристаллики льда (айсберги). При небольшом нагревании такой воды (или плавлении льда) водородные связи разрушаются, но не полностью (при $+4^0$С разорвано ≈10% водородных связей от их общего числа), так что в жидкой, слегка подогретой воде остаются кристаллики льда. Часть же молекул, освободившихся после разрыва водородных связей, заполняют пустоты в этих кристалликах. В результате плотность жидкой воды возрастает по сравнению с плотностью кристалла. При $+4^0$С наблюдается оптимальное

соотношение между числом свободных молекул воды и числом микрокристалликов льда. Выше этой температуры энергия теплового движения молекул возрастает, число айсбергов уменьшается и плотность воды опять снижается.

Таким образом, вода обладает максимальной плотностью при температуре $+4^0$С ($\rho(H_2O)$=1 г/см^3). В твердом состоянии (лед) $\rho(H_2O)$=0,9 г/см^3; газ (пар) $\rho(H_2O)$=0,00059 г/см^3. Благодаря наличию водородных связей вода обладает некоторыми весьма необычными свойствами.

У воды **очень высокое поверхностное натяжение.** На молекулы воды, расположенные на поверхности, действуют силы притяжения, которые направлены только вниз, в толщу жидкости. С другой стороны, на молекулы, расположенные в толще жидкости, действуют силы, направленные во все стороны. Например, некоторые мелкие жучки и ящерицы могут буквально ходить по воде, так как вследствие своего малого веса они не прикладывают достаточно силы, чтобы разорвать поверхностное натяжение. Кроме того, высокое поверхностное натяжение воды означает, что скорость ее испарения на самом деле ниже, чем можно было ожидать.

При обычных температурах, характерных для нашей планеты**, вода находится в жидком состоянии.** Как правило, точка кипения жидкости связана с ее молекулярной массой. Однако вещества, имеющие примерно такую же молекулярную массу, как у воды (18 г/моль), кипят при более низких температурах, а при нормальной комнатной температуре находятся в газообразном состоянии.

Лед, т.е. вода в твердом состоянии, находясь в жидкой воде, **не тонет.** Как правило, плотность твердого тела выше, чем у соответствующей ему жидкости, так как частицы твердого тела расположены ближе друг к другу. Однако при замерзании воды образуется кристаллическая решетка с большими пустотами (их размеры несколько превышают размеры молекулы H_2O), появление которых вызвано наличием водородных связей. Таким образом, плотность льда меньше, чем у воды (рис. 52). Плавучесть льда – одна из причин того, что на Земле существует жизнь во всем своем многообразии и величии. Если бы при понижении температуры и при переходе из жидкого состояния в твердое плотность воды изменялась так же, как это происходит у подавляющего большинства веществ, то с приближением зимы поверхностные слои природных вод охлаждались бы до 0^0С и опускались на дно, освобождая место более теплым слоям. Так продолжалось бы до тех пор, пока температура всей воды в водоеме не достигла бы 0^0С. Затем вода начинала бы замерзать, образующиеся льдины погружались бы на дно, и водоем промерзал бы на всю глубину. При этом многие формы жизни, например растения и рыбы, в воде были бы невозможны. Однако, поскольку наибольшей плотности вода достигает

при +4^{0}С, перемещение ее слоев, вызываемое охлаждением, заканчивается при достижении данной температуры. При дальнейшем понижении температуры охлажденный слой, обладающий меньшей плотностью, остается на поверхности, замерзает и тем самым защищает нижележащие слои от дальнейшего охлаждения и замерзания.

У воды сравнительно **высокая теплоемкость** (4,184 Дж/(г · К)). ***Теплоемкость вещества*** – это количество теплоты, необходимое для того, чтобы температура вещества изменилась на 1^{0}С (или 1 К). Удельная теплоемкость воды почти в 10 раз больше, чем у железа, и в 5 раз больше, чем у алюминия. Это значит, что озера и океаны могут накапливать огромные количества теплоты без резких перепадов температуры, а это, в свою очередь, позитивно влияет на температуру воздуха. Озера накапливают тепло в течение дня и отдают его за ночь. Не будь у воды высокой теплоемкости, Земля каждые сутки испытывала бы резкие скачки температуры.

У воды **высокая теплота парообразования.** ***Теплота парообразования*** какой-либо жидкости – это количество энергии, необходимое для превращения 1 г этой жидкости в газ. Теплота парообразования воды равна 226 Дж/г. Благодаря высокой теплоте парообразования от наших тел при испарении вместе с потом отводится большое количество теплоты. Кроме того, это свойство дает возможность сохранять на Земле сравнительно умеренный климат без резких перепадов температуры.

Вода – прекрасный растворитель для большого количества веществ. Действительно, воду иногда называют универсальным растворителем. Поскольку молекула воды полярная, она является растворителем для полярных веществ. В воде легко растворяются соединения с ионной связью; катионы (положительно заряженные ионы) окружаются отрицательными частями молекул воды, в то время как анионы (отрицательно заряженные ионы) окружаются положительными частями ее молекул. Точно таким же образом вода растворяет многие полярные ковалентные соединения, например спирты и сахар. Это довольно полезное свойство, однако оно также означает, что вода растворяет многие нежелательные или даже вредные для нас вещества, которые в дальнейшем мы будем называть общим термином «загрязнители».

Вода слабо диссоциирует $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$, поэтому является идеальным амфотерным соединением (в растворе есть как H^+, так и OH^-).

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДЫ

1) Отношение к активным металлам

Вода реагирует с активными металлами 1-2 группы (IA-IIA подгруппы) с образованием щелочей и водорода уже при н.у.; а с менее

активными металлами (например, *Zn, Al, Fe* и др.) при нагревании с образованием оксидов и водорода:

H_2O + активный *Me* = щелочь + $H_2\uparrow$

$$2H_2O + Ca = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow,$$
$$2H_2O + 2Na = 2NaOH + H_2\uparrow,$$

H_2O + средней активности *Me* $\xrightarrow{t^0C}$ оксид *Me* + $H_2\uparrow$

$$H_2O + Zn \xrightarrow{600-800^0C} ZnO + H_2\uparrow.$$

Малоактивные металлы с водой не реагируют.

H_2O + малоактивный *Me* ≠

2) Отношение к кислотным оксидам

Вода реагирует с кислотными оксидами с образованием кислот (см. химические свойства оксидов):

$$H_2O + N_2O_5 = 2HNO_3,$$
$$H_2O + SO_3 = H_2SO_4.$$

3) Отношение к основным оксидам

Вода реагирует с основными оксидами металлов 1-2 группы (IA-IIA подгруппы) с образованием щелочей (см. Химические свойства оксидов):

$$H_2O + K_2O = 2KOH,$$
$$H_2O + SrO = Sr(OH)_2.$$

***

Вода вступает в реакцию сама с собой. При этом одна молекула отдает протон H^+ (превращаясь в гидроксид-ион), а другая его получает (превращаясь в ион гидроксония):

$$H_2O_{(ж)} + H_2O_{(ж)} = H_3O^+ + OH^-$$

(это уравнение более точно описывает диссоциацию воды).

***

4) Отношение к электрическому току и нагреванию

Под действием электрического тока или при $t > 1000^0C$ вода разлагается:

$$2H_2O \xrightarrow{\geq 1000^0C(эл.ток)} 2H_2 + O_2.$$

5) Отношение к неметаллам

При обычных условиях только фтор реагирует с водой:

$$H_2O + 2F_2 \xrightarrow{\leq 20^0C} 4HF + O_2,$$
$$H_2O_{(лёд)} + 2F_2 = 2HF + OF_2.$$

Частично с водой взаимодействуют хлор и бром, однако равновесие сильно смещено влево. Иногда этими реакциями пренебрегают, считая, что имеют дело с растворами хлора и брома в воде – хлорной и бромной водой:

$$H_2O + Cl_2 \leftrightarrow HCl + HClO,$$
$$H_2O + Br_2 \leftrightarrow HBr + HBrO.$$

При высокой температуре некоторые неметаллы реагируют с водяным паром:

$$H_2O_{(пар)} + C \xrightarrow{800-1000^0C} CO + H_2,$$

$$2H_2O_{(пар)} + Si_{(аморф.)} \xrightarrow{400-500^0C} SiO_2 + 2H_2,$$

$$2H_2O_{(пар)} + 3S \xrightarrow{\geq 400^0C} SO_2 + 2H_2S.$$

6) Отношение к бинарным соединениям

Вода реагирует с гидридами металлов 1-2 группы (IA-IIA подгруппы) с образованием щелочи и водорода:

$$\boxed{H_2O + \text{гидрид } Me = \text{щелочь} + H_2\uparrow}$$

$$H_2O + RbH = H_2\uparrow + RbOH.$$

Гидролиз карбидов используется для получения углеводородов:

$$Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3\downarrow + \underset{\text{метан}}{3CH_4\uparrow},$$

$$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2\downarrow + \underset{\text{ацетилен (этин)}}{C_2H_2\uparrow}.$$

Необратимому гидролизу также подвергаются нитриды, фосфиды, сульфиды и некоторые другие бинарные соединения:

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow,$$

$$Mg_3N_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2\downarrow + 2NH_3\uparrow.$$

7) Отношение к солям

Многие соли и органические вещества подвергаются ***гидролизу*** (разложению под действием воды; подробнее вопросы гидролиза будут изучены в 9-11 классах).

Некоторые соли с водой образуют кристаллогидраты:

$$CuSO_4 + 5H_2O = CuSO_4 \cdot 5H_2O.$$

8) Отношение к некоторым органическим веществам

Вода реагирует с непредельными органическими соединениями (содержащими двойные «=» и тройные «≡» связи):

$$H_2O + \underset{\text{этилен (этен)}}{H_2C{=}CH_2} \xrightarrow{t^0C, H^+} \underset{\text{этиловый спирт}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH},$$

$$H_2O + \underset{\text{ацетилен (этин)}}{HC{\equiv}CH} \xrightarrow{Hg^{2+}, H^+} \underset{\text{уксусный альдегид}}{CH_3\text{-}CHO}.$$

9) Вода является катализатором для некоторых реакции:

$$2Al + 3I_2 \xrightarrow{H_2O} 2AlI_3,$$

$$2Fe + 3Cl_{2\ (влажн.)} \xrightarrow{200-250^0C} 2FeCl_3.$$

ПРИМЕНЕНИЕ ВОДЫ

Значение воды общеизвестно: без воды не протекают жизненно важные процессы (например, транспорт веществ в клетки). Вода является универсальным растворителем, лед спасает водоемы от промерзания, термостатирующая роль воды в живых организмах позволяет поддерживать температуру тела постоянной и т.п. Применяют воду широко и в сельском хозяйстве, и на предприятиях, и в быту.

***

Потеря 10-12% влаги человеку грозит гибелью!

На выращивание 1 т пшеницы расходуется около 1500 т воды, на 1 т риса – 7000 т воды, а на 1 т хлопчатника – 10000 т воды. Для получения 1 т стали требуется 150 т воды, 1 т бумаги – 250 т.

***

***

Составьте подборку текстов из художественной литературы на тему «Вода». Систематизируйте собранные материалы.

***

Что общего между гидроизоляцией, гидроцефалией, гидрометцентром, гидропоникой и гидравликой? Какое слово спряталось в этих названиях? Что означает каждое из этих слов?

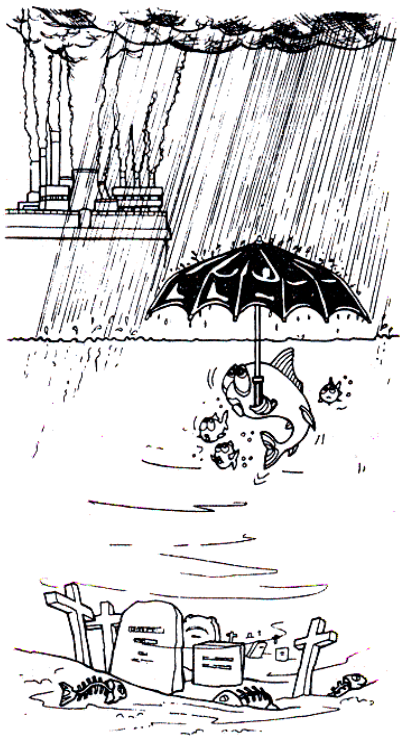
***

*********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

348. *Подготовьте электронную презентацию на тему «Круговорот воды в природе».

349. *Представьте, что вы оказались на необитаемом острове, где нет пресной воды. Какими способами очистки морской воды от примесей вы воспользуетесь?

350. *Найдите информацию об устройстве бытовых фильтров для воды. Какие методы очистки веществ лежат в основе их действия?



351. *Подготовьте сообщение на одну из указанных тем: «Баланс воды и пути его упорядочивания», «Санитарные требования к качеству воды в водоемах», «Основные источники загрязнения водоёмов», «Очистка сточных вод», «Сокращение расхода воды и создание бессточных систем».

352. *Предложите принципиальную схему устройства для сбора нефтепродуктов с поверхности воды, позволяющего собирать их в непрерывном режиме.

353. *Почему дейтериевую воду D_2O называют тяжёлой водой? В результате чего образуется дейтериевая вода? Подготовьте сообщение «Сравнение свойств лёгкой и тяжёлой воды», пользуясь дополнительными источниками информации.

354. *При наличии дома аквариума с рыбками можно провести небольшой эксперимент по изучению фотосинтеза. Как известно растения разлагают воду на водород и кислород в процессе фотосинтеза. Если веточку водного растения элодеи поместить в прибор (его конструкцию необходимо придумать самостоятельно), и выставить на солнечный свет, то уже через 15-20 мин можно собрать пузырьки кислорода (образуется в результате фотолиза (*фотос* – свет, *лизис* – разложение)). Из курса биологии известно, что образовавшийся при этом водород с помощью многочисленных биохимических превращений образует с углекислым газом глюкозу $C_6H_{12}O_6$. Совокупность всех этих процессов и называют фотосинтезом и отображают в виде обобщённого УХР:

$$6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2.$$

Разработайте конструкцию прибора и после согласования с учителем проведите небольшое исследование по выявлению зависимости скорости выделения кислорода от времени нахождения водного растения на свету при постоянной температуре (или скорости выделения кислорода в зависимости от температуры воды, в которой будет находиться водное растение при постоянном искусственном освещении). Результаты целесообразно представить графически.

355. Упитанный верблюд имеет в горбах около 100 кг жира. Какое количество (моль) воды он «носит с собой», если при окислении 100 г жира образуется 110 г воды?

356. * Известно, что в пара́х воды при температуре кипения существует два вида воды: мономер H_2O и небольшое количество димера $(H_2O)_2$. Определите объемную долю тех и других молекул, если при 100^0C относительная плотность паров воды по водороду H_2 имеет значение 9,32.

357. Температура кипения у воды H_2O и сероводорода H_2S сильно различаются, а у сероводорода H_2S и селеноводорода H_2Se достаточно близки (для H_2Se $t_{кип.}$ = –41,5ºC). По какой причине? Ответ аргументируйте.

358. Составьте УХР, которые протекают:

	SrO	Al_2O_3	SeO_3	H_2O
K_2O				
N_2O_5				
BeO				
H_2O				
Li				
CaH_2				

359. * При взаимодействии 10 г металла *Me* с водой H_2O выделилось 0,25 моль водорода H_2. Определите этот металл, если он в своих соединениях двухвалентен.

360. Дополните схемы и составьте УХР, характеризующие химические свойства воды:

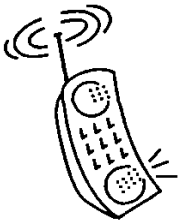
а) $CaO + H_2O \rightarrow ...$; б) $... + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$;

в) ... + $H_2O \xrightarrow{t^0C} CO + H_2\uparrow$;
г) ... + $H_2O \rightarrow H_2SO_4$;
д) ... + $H_2O \rightarrow 2NaOH$;
е) $2Fe + 3H_2O \xrightarrow{t^0C} Fe_2O_3 + \ldots$.

361. * В каком молярном соотношении вода кристаллизуется с хлоридом кальция, если 2,22 г безводной соли образуют с водой 4,38 г кристаллогидрата $xCaCl_2 \cdot yH_2O$.

362. Напишите УХР фотосинтеза. Какой объем кислорода может выделиться, если для реакции затрачено 18 кг воды?

363. Игра-тренажер «Позвони мне, позвони». Номер телефона – последовательность цифр (в порядке возрастания), соответствующих веществам, вступающим во взаимодействие с:
а) кислородом O_2; б) водородом H_2; в) водой H_2O



1 – Cl_2
2 – Rb
3 – Cu
4 – CO
5 – CuO
6 – P_2O_5
7 – ZnO
8 – N_2
9 – NaH
0 – Al_4C_3

Составьте уравнения возможных химических реакций, определите номера телефонов.

364. *Проведите небольшое исследование в домашних условиях на тему «Потребление воды человеком». Определите, какой объём воды расходуется в сутки/неделю/месяц/год на слив воды в туалете, умывание, стирку, мытьё посуды, приготовление пищи и напитков и т.п. Укажите, каким образом измерялся объем потребляемой воды в каждом конкретном случае. Результаты представьте в виде электронной презентации, все выводы подтвердите расчетами.

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №22

1. Химическая связь между молекулами воды:
1) ковалентная полярная; 2) ковалентная неполярная; 3) водородная; 4) ионная.

2. Для получения воды в химических лабораториях ее:
1) перегоняют; 2) умягчают; 3) хлорируют; 4) озонируют.

3. Дан ряд утверждений, касающихся воды. Укажите, какие из них – правильные.
1) Вода – полярный растворитель.
2) Молекула воды имеет линейную форму.
3) Вода – сильный электролит.
4) Вода реагирует с щелочными металлами.
5) Вода горит на воздухе.

6) Вода образуется при реакции оксида меди(II) с водородом.

4. С водой при обычных условиях взаимодействует:

1) *Ba*; 2) *S*; 3) *ZnO*; 4) SiO_2.

5. С водой реагируют оба вещества:

1) Fe_2O_3 и *CO*; 2) *CO* и SO_3; 3) SO_3 и *BaO*; 4) *BaO* и Fe_2O_3.

6. С водой <u>не реагирует:</u>

1) *Mg*; 2) *Be*; 3) *Ba*; 4) *Sr*.

7. С образованием щелочи с водой взаимодействует:

1) *Be*; 2) *Zn*; 3) *Ca*; 4) *Hg*.

8. Воду используют как средство пожаротушения при горении:

1) нефти; 2) магния; 3) бензина; 4) бумаги.

9. Взаимодействие фтора с водой описывается УХР:

1) $H_2O + 2F_2 = 2HF + OF_2$

2) $H_2O + F_2 = HF + HFO$

3) $H_2O + F_2 = OF_2 + H_2$

4) $2H_2O + F_2 = OF_2 + 1/2\ O_2 + 2H_2$

10. Вода при обычных условиях реагирует с:

1) *Fe*; 2) Br_2; 3) *BaO*; 4) *KCl*; 5) *Li*; 6) *NaH*.

****

§ 25 РАСТВОРЫ

Большинство процессов в живой и неживой природе происходит в растворах, причем растворителем является вода (так, например, усвоение пищи связано с переводом питательных веществ в раствор).

***

По предположениям учёных в первичном океане (во время появления жизни на Земле) массовая доля солей была низка, около 1%. Внутри нас, в каждой нашей клеточке – напоминание о первичном океане, в котором зародилась жизнь, – водном растворе, обеспечивающем саму жизнь (массовая доля солей в крови человека такая же, как в первичном океане – 0,9%).

***

Растворение – это сложный физико-химический процесс разрушения растворяемого вещества до структурных единиц (атомов, молекул, ионов) и их равномерного распределения по всему объему растворителя.

Раствор – это однородная система, состоящая из растворителя, растворимого вещества и продуктов их взаимодействия.

Вещество + растворитель = раствор

Растворы могут быть газообразными (смеси газов), жидкими (большинство водных, спиртовых и др. растворов), твердыми (некоторые сплавы металлов).

НАЗВАНИЯ НЕКОТОРЫХ РАСТВОРОВ

Вода: *аммиачная* – 25% водный раствор NH_3; *баритовая* – насыщенный водный раствор $Ba(OH)_2$; *бромная* – насыщенный водный раствор Br_2 (содержит Br_2, HBr, $HBrO$); *гипсовая* – насыщенный водный раствор $CaSO_4$; *жавелевая* – водный раствор KOH, насыщенный Cl_2 (содержит Cl_2, KCl, $KClO$); *известковая* – насыщенный водный раствор $Ca(OH)_2$; *иодная* – раствор I_2 в водном растворе KI (содержит $K[I(I)_2]$); *сероводородная* – насыщенный водный раствор H_2S; *хлорная* – насыщенный водный раствор Cl_2 (содержит Cl_2, HCl, $HClO$).

Кислота: *бромоводородная* – водный раствор HBr; *дымящая азотная* – техническая концентрированная HNO_3, насыщенная бурым газом NO_2; *дымящая серная* – раствор SO_3 в безводной H_2SO_4 (содержит $H_2S_2O_7$); *плавиковая* – концентрированный (40%) водный раствор HF; *сероводородная* – водный раствор H_2S; *синильная* – водный раствор HCN; *соляная* – водный раствор HCl; *фтороводородная* – разбавленный водный раствор HF; *хлороводородная* – разбавленный водный раствор HCl; *циановодородная* – см. кислота синильная.

Масло купоросное – техническая концентрированная H_2SO_4; *нашатырный спирт* – 3-10% водный раствор NH_3; *пергидроль* – 30% водный раствор H_2O_2; *углекислота* – насыщенный водный раствор CO_2; *щелок калийный* – водный раствор KOH; *натровый щелок* – водный раствор $NaOH$; *царская водка* – смесь концентрированных HNO_3 и HCl (1 : 3 по объему).

КЛАССИФИКАЦИЯ ИСТИННЫХ РАСТВОРОВ

1. По типу растворителя: водные и неводные.
2. По типу растворенного вещества: растворы солей, кислот, щелочей, газов и т.п.
3. По отношению к электрическому току: растворы электролитов и неэлектролитов.
4. По концентрации: концентрированные и разбавленные.
5. По степени достижения предела растворимости: насыщенные, ненасыщенные и перенасыщенные.

РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ

Растворимость вещества (S) – это содержание вещества в насыщенном растворе при фиксированной температуре. Выражается значением массовой доли, молярной концентрации, коэффициентов растворимости, а также значением массы вещества (в граммах), приходящейся на 1 литр раствора (г/л). Для большинства веществ увеличивается при нагревании (см. ниже раздел «Влияние различных факторов на растворимость веществ»).

Число, показывающее, сколько граммов вещества может раствориться в 100 г воды при заданной температуре, называется ***коэффициентом растворимости вещества*** (k, г (в-ва)/100 г H_2O).

Вещества

хорошо растворимые (**Р**), $k > 1$ г/100 г H_2O

малорастворимые (**М**), $k = 0{,}01\text{-}1{,}0$ г/100 г H_2O

нерастворимые (**Н**), $k < 0{,}01$ г/100 г H_2O

Абсолютно нерастворимых веществ нет, но есть практически нерастворимые

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Можно выделить два принципиально различных случая растворения веществ в воде:

1) при растворении вещества в воде наряду с ***гидратацией***[49] (взаимодействие частиц растворенного вещества с водой) наблюдаются структурные изменения частиц растворенного вещества, связанные с образованием подвижных заряженных частиц;

2) никаких структурных изменений, т.е. изменений в строении, кроме гидратации, с частицами растворенного вещества не происходит.

Вещества, растворение которых происходит по первому типу, называют ***электролитами***, их водные растворы проводят электрический ток.

К электролитам относятся соли, кислоты и основания (в молекулах этих веществ имеются ионные или ковалентные сильно полярные связи). При растворении этих веществ или плавлении появляются *положительно заряженные ионы* – ***катионы*** и *отрицательно заряженные ионы* – ***анионы***. Например, при растворении в воде твердого хлорида натрия, содержащего связанные между собой ионы Na^+ и Cl^- (соединение $NaCl$ – ионное соединение), появляются свободно и хаотически движущиеся гидратированные катионы $Na^+ \cdot n(H_2O)$ и анионы $Cl^- \cdot m(H_2O)$ (см. рис. 55). В случае хлороводорода, изначально не содержащего ионов вообще (т.к. HCl – соединение построено по типу ковалентной полярной связи), при растворении образуются свободно и хаотически движущиеся гидратированные ионы $H^+ \cdot n(H_2O)$ и анионы $Cl^- \cdot m(H_2O)$.

При внесении в раствор электролита разноименно заряженных электродов движение ионов приобретает направленный характер (катионы движутся к положительному полюсу источника постоянного тока – катоду, а анионы движутся к отрицательно заряженному электроду – аноду).

---

[49] ***Гидратация*** – химическое взаимодействие вещества и растворителя (например, воды), сопровождающееся образованием новых структурных частиц – гидратов.

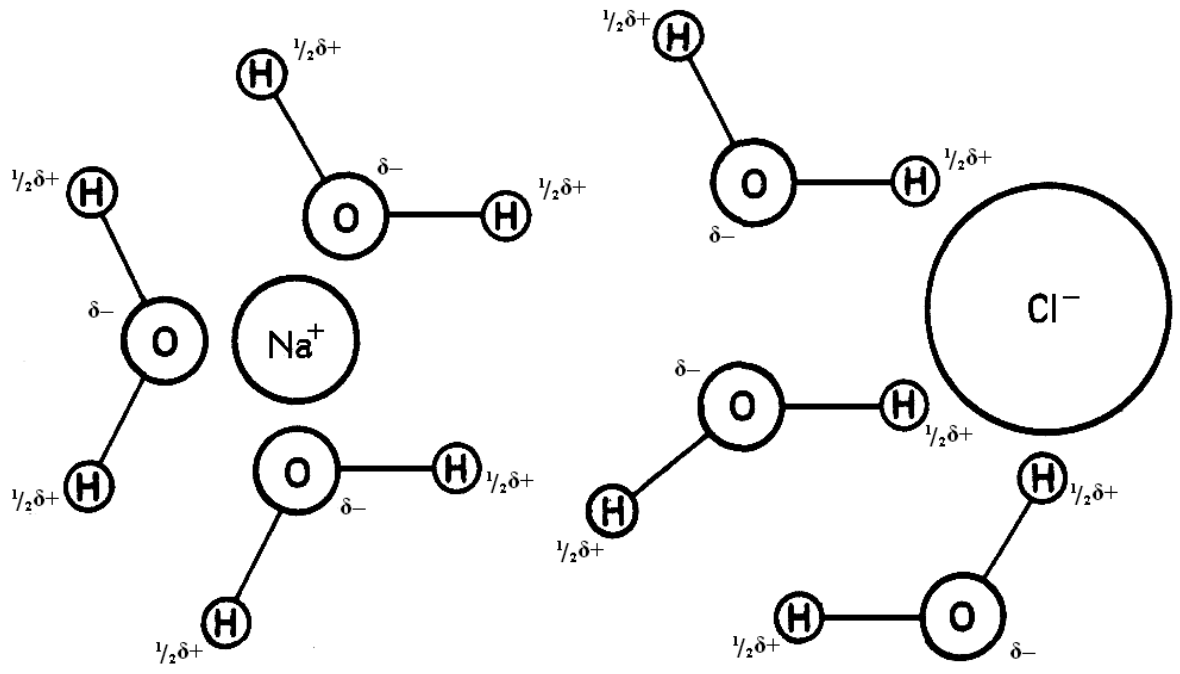


Рис. 55. Гидратация ионов Na^+ и Cl^-

В результате направленного движения ионов возникает электрический ток, то есть ***электролиты*** – это ***вещества с ионной проводимостью*** (***проводники второго рода***[50]). Электролиты являются составной частью жидкостей и плотных тканей живых организмов. Ионы натрия Na^+, калия K^+, кальция Ca^{2+}, магния Mg^{2+}, водорода H^+, анионы OH^-, Cl^-, SO_4^{2-}, HCO_3^- имеют большое значение для физиологических и биохимических процессов. Ионы водорода H^+ способствуют нормальному функционированию ферментов, обмену веществ, перевариванию пищи и т.д. Ионы Na^+ и Cl^- человек получает ежедневно, используя в пищу поваренную соль *NaCl*. В медицине применяется 0,85% раствор хлорида натрия в качестве физиологического раствора при большой потере жидкости организмом.

Вещества, растворение которых протекает без распада на ионы, называют ***неэлектролитами***, их водные растворы не проводят электрический ток (в молекулах этих веществ ковалентные неполярные или малополярные связи). Примеры неэлектролитов: этанол, глюкоза, сахароза, мочевина и многие другие органические вещества, водород, азот и др. При растворении этих веществ в воде образуются только гидраты ($N_2 \cdot n(H_2O)$, $C_2H_5OH \cdot m(H_2O)$ и т.д.).

[50] Проводниками первого рода являются металлы. Их электрическая проводимость обусловлена не ионами, а электронами.

Электрическая проводимость растворов некоторых веществ впервые была объяснена С. Аррениусом на основании созданной им теории электролитической диссоциации[51].

Электролитическая диссоциация *(ЭД)* – это распад вещества в растворе на свободные ионы.

С. Аррениус

Электролитической диссоциации подвергаются вещества с ионной кристаллической решеткой (истинные электролиты – в индивидуальном состоянии уже состоят из ионов) и вещества, образованные ковалентной сильно полярной связью (потенциальные электролиты – в индивидуальном состоянии ионов не содержат).

Процесс электролитической диссоциации в растворе протекает под воздействием молекул растворителя (воды). Модели диссоциации хлорида натрия и хлороводорода приведены на рис. 56-57 соответственно. Следует обратить внимание на тот факт, что при гидратации катиона водорода, как правило, образуется ион гидроксония H_3O^+.

Роль воды в диссоциации истинных и потенциальных электролитов существенно разная: в первом случае вода обеспечивает только переход изначально имеющихся ионов в свободное состояние; во втором случае – вода непосредственно участвует в формировании ионов.

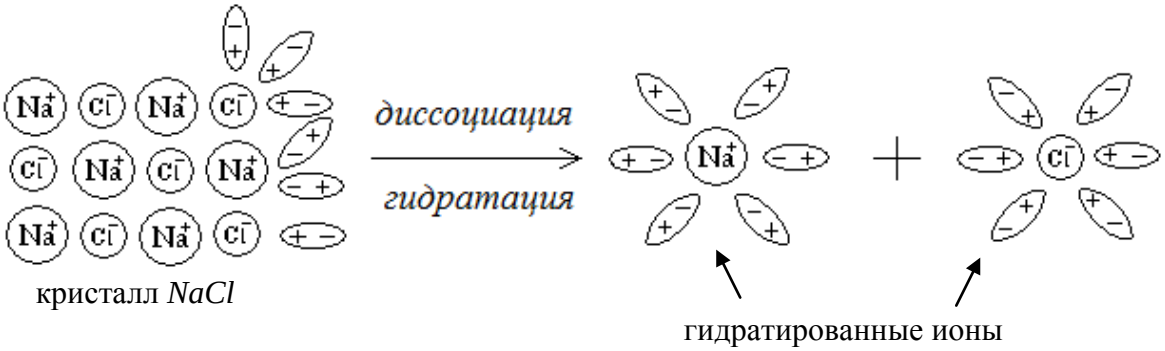


Рис. 56. Модель электролитической диссоциации хлорида натрия (вещества с ионным типом связи)

---

[51] С. Аррениус был сторонником физической теории растворов (растворение рассматривалось как чисто физический процесс). Д.И. Менделеев в своих работах по растворам (например, в докторской диссертации «О соединении спирта с водой», 1865 г.) доказал, что растворение не только физический процесс, но и химический (сопровождается химическим взаимодействием растворяемого вещества и растворителя – воды). Д.И. Менделеев – автор химической (гидратной) теории растворов (1887 г.), не принимал научных взглядов С.Аррениуса. Лишь ученик Дмитрия Ивановича И.А. Каблуков, работая в области неводных растворителей, после стажировки в лаборатории С. Аррениуса, «примирил» эти две теории: по С. Аррениусу ***сначала происходит распад электролита на ионы, а далее химический процесс*** (по Д.И. Менделееву) – ***гидратация ионов***. Так исторически сформировалась *современная физико-химическая теория растворов*.

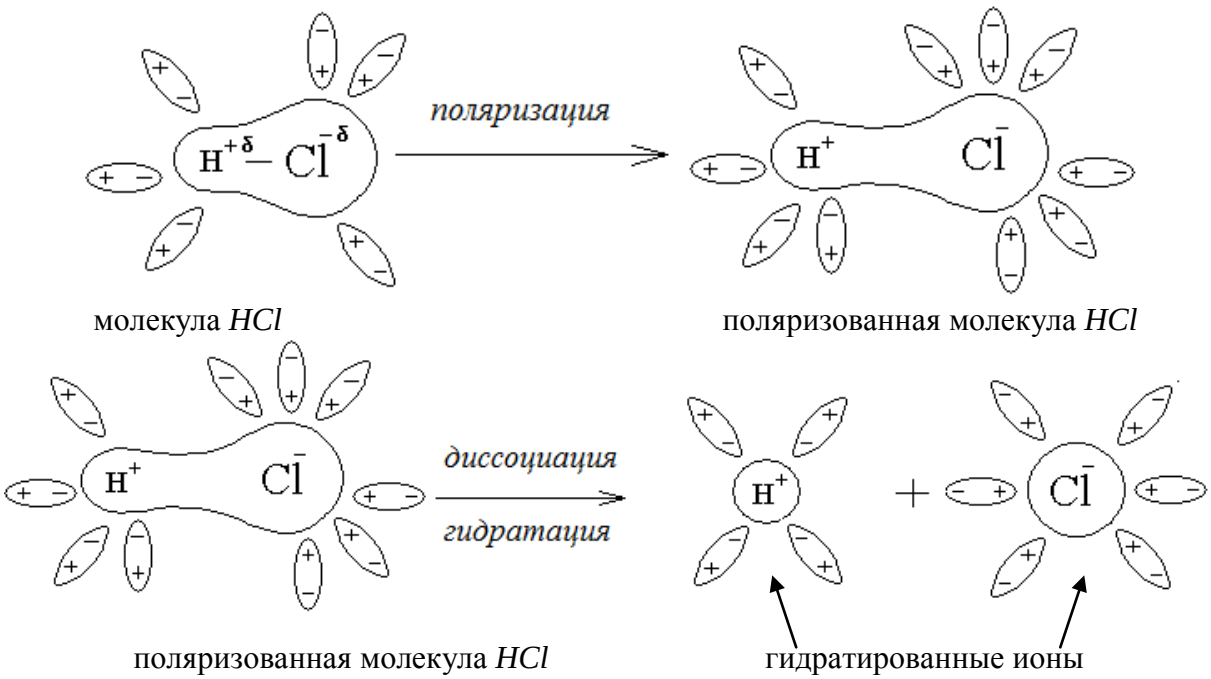


Рис. 57. Модель электролитической диссоциации хлороводорода (вещества с ковалентной полярной связью)

Главная причина диссоциации в водных растворах – гидратация ионов

Ионы по физическим, химическим и физиологическим свойствам отличаются от нейтральных атомов, из которых они образовались. Например, ионы натрия Na^+ и хлорид-ионы Cl^- не взаимодействуют с водой, не имеют цвета, запаха, неядовиты.[52] Различные свойства атомов и ионов одного и того же элемента объясняются различным электронным строением этих частиц (см. табл.22, § 7).

Ионы имеют различную окраску. Гидратированные и негидратированные ионы *s*- и *p*-элементов обычно бесцветны. Так, бесцветны ионы Na^+, K^+, Ba^{2+}, H^+ и др. Ионы некоторых *d*-элементов имеют окраску. Окраска гидратированных и негидратированных ионов одного и того же *d*-элемента может быть различной. Например, негидратированные ионы Cu^{2+} – бесцветные, а гидратированные ионы меди $Cu^{2+}\cdot 4H_2O$ – синего цвета[53]. Для количественной оценки диссоциации, то есть силы электролита, используют понятие ***степень электролитической диссоциации*** (α, «альфа»). ***Степень диссоциации***

[52] Атомы натрия Na^0 энергично реагируют с водой. Вещество хлор Cl_2^0 в свободном состоянии – газ желто-зеленого цвета, ядовит, сильный окислитель.

[53] При растворении в воде сульфата меди(II) белого цвета происходит его диссоциация на ионы: $CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$. Образующиеся ионы взаимодействуют с молекулами воды: $Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 5H_2O \rightarrow Cu^{2+}\cdot 4H_2O + SO_4^{2-}\cdot H_2O$. При выпаривании раствора образуется кристаллогидрат сульфата меди(II) – $CuSO_4\cdot 5H_2O$.

равна отношению числа диссоциированных частиц электролита к общему числу его растворенных частиц (выражается в долях или %).

Степень диссоциации зависит от: концентрации электролита (при разбавлении раствора водой α возрастает); температуры (при повышении температуры α увеличивается); природы растворителя (чем полярнее молекулы растворителя, тем больше α); природы электролита (см. табл. 42, где приведены вещества, которые являются сильными электролитами (α>30%) и слабыми электролитами (α<<30%)).

Таблица 42

Сильные и слабые электролиты

Сильные электролиты α>30%	**Слабые электролиты и электролиты средней силы α<<30%**
Щелочи: *LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, TlOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$*	Нерастворимые основания: $Zn(OH)_2$, $Mg(OH)_2$ и др., NH_4OH ($NH_3 \cdot H_2O$)
Кислоты: HNO_3, HCl, HI, HBr, H_2SO_4, H_2SeO_4, $HClO_4$, $HClO_3$, $HMnO_4$, H_2CrO_4, $H_2Cr_2O_7$	Кислоты: H_3PO_4, H_2SO_3, $HClO$, $HClO_2$, HF, HNO_2, H_2CO_3, H_2S, HCN, H_2SiO_3 и др.
Практически все растворимые соли (неорганических и органических кислот)	Многие бинарные соединения (H_2O, оксиды и др.)
	Почти все органические соединения (в т.ч. все нерастворимые соли)

В уравнениях электролитической диссоциации сильных электролитов записывается знак →, а в уравнениях диссоциации слабых электролитов – знак обратимости (↔).

Разделение электролитов на сильные и слабые не зависит от растворимости вещества

Уравнения диссоциации конкретных электролитов будут рассмотрены ниже.

Современные представления о **теории электролитической диссоциации** можно свести к следующим положениям:

1. В водных растворах электролиты диссоциируют (не все в одинаковой мере) – распадаются (частично или полностью) на ионы – положительные и отрицательные.

2. Ионы отличаются от атомов как по строению, так и по свойствам.

3. Ионы в растворе беспорядочно (хаотично) перемещаются в разных направлениях, но при пропускании через раствор электрического тока они приобретают направленное движение (катионы движутся к катоду, анионы – к аноду).

4. Процесс электролитической диссоциации является обратимым, так как одновременно в одном и том же растворе идёт распад электролита на ионы и связывание разноимённо заряженных ионов под действием сил притяжения.

5. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

ПРАВИЛА СОСТАВЛЕНИЯ ИОННЫХ УРАВНЕНИЙ РЕАКЦИЙ

В водных растворах электролиты (кислоты, основания, соли) полностью или частично находятся в виде ионов. Следовательно, химические реакции в растворах электролитов – это реакции с участием ионов.

Ионные реакции – это химические процессы, которые протекают в водном растворе с участием ионов электролитов. Такие реакции могут осуществляться как с изменением степени окисления (в УХР: ***н*** – неэлектролит; ***э*** – электролит):

а) *молекулярное* $\overset{н}{Zn^0} + \overset{э}{2HCl} \rightarrow \overset{э}{ZnCl_2} + \overset{н}{H_2}\uparrow$

б) *полное ионно-молекулярное* $Zn^0 + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Zn^{2+} + 2Cl^- + H_2\uparrow$

в) *сокращенное ионно-молекулярное* $Zn^0 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2\uparrow$

так и без изменения ее:

а) *молекулярное* $\overset{э}{NaOH} + \overset{э}{HCl} \rightarrow \overset{э}{NaCl} + \overset{н}{H_2O}$

б) *полное ионно-молекулярное* $Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$

в) *сокращенное ионно-молекулярное* $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

В последнем случае реакции называются реакциями обмена (или просто обменными реакциями). Сущность обменных реакций, протекающих с участием ионов, отражают ***ионные*** (*ионно-молекулярные*) уравнения реакций. Такие реакции в общем случае записываются в виде трех уравнений: *а) молекулярного*; *б) полного ионно-молекулярного*; *в) сокращенного ионно-молекулярного* (см. выше). Видно, что в сокращенном ионном уравнении отсутствуют те ионы, которые до и после реакции остались неизменными. Можно сказать, что ***ионы, которые не вошли в сокращенное ионное уравнение, непосредственного участия в химическом взаимодействии не принимают***.

Во всех случаях реакции протекают в направлении наиболее прочного связывания ионов

ВЛИЯНИЕ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ НА РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ

1. Влияние природы растворяемого вещества и растворителя.

H_2O – полярный *растворитель* (в ней хорошо растворяются полярные и ионные соединения)

«Подобное растворяется в подобном»(девиз алхимиков): полярные вещества растворяются в полярных растворителях, неполярные – в неполярных (например, поваренная соль в воде, растительное масло – в бензине)

2. Влияние температуры: при увеличении температуры растворимость твердых и жидких веществ, как правило, увеличивается, а растворимость газов – уменьшается (см. табл. 43).

Таблица 43

Зависимость растворимости от температуры

Коэффициент растворимости (*k*), г/100 г H_2O	Температура, ^{0}C				
	0	20	50	80	100
KBr	53,5	65,2	80,8	94,6	103,3
NaCl	35,7	35,9	36,8	38,1	39,4
$CaSO_4$	0,176	0,206	0,180	0,102	0,066
Li_2CO_3	1,54	1,33	1,08	0,85	0,72
$CuSO_4$	14,3	20,7	33,3	55,0	75,4

3. Влияние давления (при $t = const$): при увеличении давления растворимость газов увеличивается (***закон Генри***).

***

Повышение температуры воды вызывает уменьшение количества растворенного в ней кислорода, а это негативно сказывается на водном мире (так называемое термальное загрязнение).

***

***

Конечно, кулинарам известно, что сахар быстрее и больше растворяется в горячей воде, а огурцы «просаливаются» быстрее горячим способом, нежели холодным (за счет увеличения скорости диффузии). ***

***

*Газ **X** – основной компонент воздуха и большинства дыхательных смесей для подводного плавания. При погружении аквалангистов в воду с увеличением давления растворимость **X** в их крови возрастает, а при резком подъеме столько быстро уменьшается, что кровь «вскипает» пузырьками выделяющегося газа **X**. Какую болезнь это вызывает и как ее избежать?*

*Назовите компонент **X**. Укажите, какие еще газы используют в смесях для погружения с акваланго́м? Почему голос аквалангистов после погружения меняется?*

***

ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ПРИ РАСТВОРЕНИИ

При растворении твердых веществ в воде одновременно протекают два процесса:

а) физический – разрушение структуры растворяемого вещества;

б) химический – образование гидратов вследствие взаимодействия молекул воды с частицами растворяемого вещества.

Растворение – физико-химический процесс,
а растворы – физико-химические системы

На разрушение кристаллической решетки растворяемых веществ энергия затрачивается, а при образовании гидратов – выделяется.

Если на разрушение кристаллической решетки энергии затрачивается больше, чем выделяется при образовании гидратов, то растворение сопровождается охлаждением раствора (эндо-эффект), а если меньше – нагреванием (экзо-эффект)[54].

РАСТВОРЫ НАСЫЩЕННЫЕ И НЕНАСЫЩЕННЫЕ

Раствор, находящийся в равновесии с избытком растворяемого вещества называется ***насыщенным***. При повышении температуры равновесие *осадок* ↔ *раствор* смещается вправо (→), то есть масса осадка уменьшается (происходит растворение); при уменьшении температуры – влево (←), то есть масса осадка увеличивается (происходит кристаллизация).

Пересыщенным называют раствор, в котором при данной температуре находится в растворённом состоянии больше вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях. Пересыщенные растворы готовят из насыщенного раствора соли при высокой температуре (например, при температуре кипения). Избыток соли отфильтровывают, а далее, накрыв колбу с горячим раствором ватой, медленно охлаждают до комнатной температуры, избегая сотрясений. Приготовленный раствор, предохраняемый от толчков и попадания пыли, может храниться довольно долго. Но стоит только в перенасыщенный раствор внести стеклянную палочку, на кончике которой имеется кристаллик этой соли, немедленно начнётся её кристаллизация из раствора (процесс, как правило, сопровождается выделением тепла).

***

«Выращивание кристаллов». На основании справочных данных приготовьте насыщенный раствор хлорида натрия *NaCl* или медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (продается в хозяйственном отделе магазина) или другой хорошо растворимой в воде соли при 80-100°С (не доводя до кипения). Внесите в горячий раствор вещества «затравку» (можно использовать в качестве «затравки» медную проволоку, обмотанную шерстяной или хлопчатобумажной нитью; форму каркаса придумайте сами). По мере остывания раствора кристаллы вещества «растут». При

[54] Выделение теплоты наблюдается, например, при растворении в воде $NaOH$, $AgNO_3$, H_2SO_4, $CaCl_2$, $ZnSO_4$ и др. Поглощение теплоты (охлаждение раствора) происходит при растворении в воде $NaNO_3$, KCl, K_2SO_4, KNO_2, NH_4Cl и др.

необходимости опыт можно повторить, добавив избыток исходного вещества в раствор. Так как растворимость хлорида натрия сильно не меняется от температуры, то для выращивания кристаллов из этой соли можно проводить испарение воды (кристаллы растут медленно по мере испарения воды из раствора).

Можно попытаться вырастить один крупный кристалл (монокристалл). Для этого выньте нить, снимите с неё все кристаллики, кроме одного – самого крупного и имеющего правильную форму. Раствор вновь нагрейте до растворения всех выпавших кристаллов. Добавьте новую порцию соли. Повторно погрузите в раствор нить с кристаллом. Операцию повторяйте до получения крупного кристалла. Выращенные кристаллы поместите в прозрачный сосуд и плотно закройте его. ***

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРА

Растворы не имеют постоянного состава, поэтому для выражения и расчета их состава используются как размерные количественные характеристики – концентрации, так и безразмерные способы выражения состава – массовая и объемная доли.

Под ***концентрацией*** раствора понимают массу (г, кг), объем ($м^3$, $дм^3$, $см^3$) или количество (моль) растворенного вещества, содержащегося в определенной массе или объеме раствора или растворителя. ***Масса раствора*** ($m_{р\text{-}ра}$) – сумма масс растворенных веществ и растворителя (как правило, H_2O). Единицы – килограмм (кг), грамм (г), тонна (т).

$$\boxed{m_{р\text{-}ра} = m(B) + m(H_2O)}$$

Объем раствора ($V_{р\text{-}ра}$) – количественная характеристика трехмерного пространства, занятого раствором. Единицы – кубический метр ($м^3$), литр (л), миллилитр (мл).

Плотность раствора ($\rho_{р\text{-}ра}$) – отношение массы раствора к его объему:

$$\rho_{р\text{-}ра} = \frac{m_{р\text{-}ра}}{V_{р\text{-}ра}} \qquad (40)$$

Единицы – грамм на литр (г/л), грамм на миллилитр (г/мл).

На практике удобно определять плотность раствора с помощью ***ареометра*** (прибор, который представляет собой поплавок с грузом внизу и делениями в верхней части). Для определения плотности исследуемую жидкость помещают в цилиндр и плавно опускают в него ареометр так, чтобы он не касался стенок сосуда. Показания ареометра отмечают по нижнему краю мениска жидкости.

Массовая доля растворенного вещества (ω) – отношение массы растворенного вещества (например, В) к массе раствора:

$$\omega(B) = \frac{m(B)}{m_{р\text{-}ра}} \cdot 100\% \qquad (41)$$

Безразмерная величина или выраженная в %.

***

Медицинские работники «кубиком» для краткости называют «кубический сантиметр», и если вам вводят 10 кубиков, значит вы получаете 10 мл жидкости.

***

6% раствор уксусной кислоты (столовый уксус) часто используется для приготовления различных блюд и заготовок на зиму (консервирование).

В продаже часто уксус отсутствует. Поэтому настоящему кулинару часто приходится готовить уксус из концентрированного раствора уксусной кислоты (например, 70%). Хотите проверить свои силы? Решите «кухонную» задачу. Сколько потребуется уксусной кислоты и воды для приготовления 200 мл столового уксуса?

***

Объемная доля растворенного вещества (φ) – отношение объема растворенного вещества (например, В) к объему всего раствора.

$$\varphi\ (B) = \frac{V(B)}{V_{р\text{-}ра}} \cdot 100\% \qquad (42)$$

Безразмерная величина или выраженная в %.

Молярная концентрация растворенного вещества (C_M) - отношение количества растворенного вещества (в моль) к объему раствора:

$$C(B) = \frac{n(B)}{V_{р\text{-}ра}} \qquad (43)$$

Единица – моль на литр (моль/л или М).

Если из раствора удалить часть воды (выпариванием, испарением) или, наоборот, к раствору добавить воду, то изменяется только масса и объём раствора, а масса растворённого вещества в растворе остается неизменной.

Если в раствор добавить растворённое вещество или из раствора удалить часть растворённого вещества в виде осадка (при охлаждении), то изменится как масса раствора, так и масса растворённого вещества в растворе.

ПРИМЕНЕНИЕ НЕКОТОРЫХ РАСТВОРОВ[55]

Растворы широко применяются в различных сферах деятельности человека. Они имеют большое значение для живых организмов: человек, животные и растения усваивают питательные вещества в виде растворов; в

[55] Приготовлению растворов различного состава посвящена **практическая работа №10**. Она является контрольной – определяется величина допущенной погрешности в приготовлении раствора поваренной соли. В данной работе предлагается также выявить зависимость между величиной плотности раствора и его составом.

растворах протекают сложные физико-химические процессы организмов; растворами являются физиологические жидкости – плазма крови, лимфа, желудочный сок, моча и др.

В настоящее время пересыщенные растворы нашли широкое применение в медицине для изготовления грелок. Для начала работы грелки перегибают пластиковую палочку, находящуюся в растворе соли (создают центр кристаллизации). Начинается кристаллизация соли и выделяется сухое тепло, которое используют в лечебных целях. Для восстановления работы грелки её кипятят в течение нескольких минут и осторожно охлаждают.

Большинство медицинских препаратов используют в виде водных или спиртовых растворов. 10% раствор I_2 в этиловом спирте – превосходное антисептическое и кровоостанавливающее средство. Сероводородная вода (водный раствор H_2S) применяют в медицине для лечения ревматизма и кожных заболеваний. Нашатырный спирт (10% водный раствор NH_3) используют в качестве лекарственного средства при обмороке (выделяющийся из раствора газообразный аммиак раздражает нервные окончания верхних дыхательных путей и рефлекторно возбуждает центральную нервную систему – человек приходит в сознание).

Минеральные воды, которые представляют собой растворы углекислого газа, сероводорода, соединений железа, брома, иода и других веществ, применяют при лечении различных заболеваний (желудочно-кишечного тракта и др.).

***

Устроим соревнование: кто больше в течение двух недель соберет информации о растворах. Ежедневно заполняйте таблицу. Используя собранную Вами информацию, напишите небольшой рассказ в жанре триллера.

Дата	*Источник информации*	*Содержание информации*
(здесь укажите дату сбора информации)	*(здесь напишите название газеты, журнала, телеканала, радиостанции)*	*(здесь напишите название и основное содержание газетной или журнальной статьи, телепередачи, радиопередачи)*

***

«Химическая тайнопись». В приключенческих романах, повествующих о давних временах, нередко упоминаются письма, написанные бесцветными чернилами. Хитрые враги не знают секрета тайнописи, и лишь благородные герои могут без использования каких-либо химических реактивов превратить невидимое в видимое... А особого секрета в этом нет. С давних пор известно много природных веществ, которые под влиянием определенных условий приобретают яркий цвет.

Такие вещества содержатся, например, в соке лимона, репчатого лука и в молоке.

Определите условия обнаружения этих веществ на бумаге. Предложите другие вещества, которые вам известны из курса химии, способные выступать в качестве *симпатических* (невидимых) чернил.

Надписи, выполненные растворами этих веществ, должны обнаруживаться в тех же условиях. Образцы проявленных надписей и описание эксперимента сдайте учителю. ***

***

Химический элемент Z – самый активный, реакционноспособный и самый «неметаллический». Газ Z_2, образуемый этим элементом, стал причиной потери здоровья и даже гибели многих ученых, пытавшихся его получить (на коже оставляет сильные ожоги, вдыхание паров вызывает тяжелое воспаление дыхательных путей и легких – недаром в переводе с греческого название Z означает «разрушающий»).

В свободном состоянии Z_2 был получен в 1886 году французским химиком Анри Муассаном (получил за это открытие в 1906 году Нобелевскую премию). При всей «вредности» этого элемента определенные количества элемента Z необходимы для нормальной жизнедеятельности человека и животных. Используемый для построения зубной эмали и костей, элемент Z поступает в организм с питьевой водой, а в случае, если в воде его содержится недостаточно (так, Тверская область является регионом, в котором повышенное содержание элемента Z; жителям области рекомендуют отказаться от Z-содержащих зубных паст), рекомендуется использовать зубную пасту или пищевую соль, дополнительно обогащенную соединениями Z. Определите Z, опишите физические и химические свойства Z_2 и HZ (используйте справочники или сеть Интернет). Запишите формулу соединения Z, входящего в состав специализированных зубных паст.

***

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

365. Так как при растворении протекают и физические и химические процессы, то растворы занимают промежуточное положение между смесями и химическими соединениями. Приведите сходства истинных растворов со смесями и с химическими соединениями.

366. *В вашем распоряжении химические стаканы, угольные электроды, соединительные провода, источник переменного тока, электролампа в патроне. Нарисуйте схему прибора для определения электропроводности растворов и составьте инструкцию по его безопасному использованию.

367. Ответьте на вопросы: «Почему аквариумы нельзя заполнять быстро охлаждённой прокипячённой водой (она должна постоять несколько дней)?», «Почему ранки, промытые «серебряной» водой, заживают быстрее?», «Чем отличаются по своей природе электропроводность металлов и электролитов?».

368. Из приведенного перечня формул веществ назовите электролиты и неэлектролиты: O_2, HBr, C_2H_5OH, CH_4, $MgCl_2$, H_2SiO_3, $Cu(OH)_2$, $NaNO_3$, $NaOH$, H_2SO_4, $C_6H_{12}O_6$. Какие вещества могут проводить электрический ток как в растворе?

369. Укажите, какие из перечисленных ниже смесей являются растворами: а) капли воды + воздух; б) порошок мела + вода; в) сажа + воздух; г) сплав золота и серебра; д) капли жидкого масла + вода; е) пузырьки воздуха + мыльный раствор; ж) смесь азота и кислорода; з) бензин + вода; и) сахароза + вода; к) этанол + вода. Почему?

370. С помощью таблицы растворимости веществ найдите самый короткий путь от входа до выхода (наступать можно на клетки с формулами нерастворимых или малорастворимых веществ; по диагонали ходить нельзя!).

Вход	$BaSO_4$	$CaSO_4$	$CaSO_3$	PbI_2	$MgSiO_3$	Ag_2SO_4
$PbCl_2$	ZnS	RbI	$NaCl$	$NaNO_3$	AgF	H_2SO_4
$Pb(NO_3)_2$	$AgCl$	$AgBr$	$Cu(OH)_2$	H_2SiO_3	$Ba_3(PO_4)_2$	$Cu(NO_3)_2$
HCl	CuS	$CrCl_3$	$NaBr$	$Al(OH)_3$	$CaCO_3$	*Выход*

371. *В дополнительной литературе или сети Интернет найдите сведения о роли растворов в: а) быту; б) медицине; в) сельском хозяйстве; г) природе; д) промышленном производстве. Работайте в группах по 3-4 человека. Подготовьте сообщение или электронную презентацию о роли растворов в такой форме, чтобы оно было понятно младшим школьникам (можно организовать урок для учащихся младших классов).

372. Составьте формулы газов, осадков и слабых электролитов, которые могут образоваться из предложенных частиц в растворе:
а) Na^+, NH_4^+, CO_3^{2-}, OH^-; б) Mg^{2+}, Li^+, SO_4^{2-}, OH^-; в) H^+, Ba^{2+}, SO_3^{2-}, S^{2-}; г) Sn^{2+}, Mg^{2+}, Cl^-, F^-; д) Na^+, H^+, SiO_3^{2-}, CO_3^{2-}; е) Ag^+, Al^{3+}, SO_4^{2-}, Cl^-;

373. Какой раствор может находиться в контакте с кристаллами растворенного вещества: а) ненасыщенный; б) насыщенный; в) перенасыщенный.

374. Сколько граммов иода и спирта нужно взять для приготовления 30 г 5% раствора иодной настойки?

Дано:
$\omega(I_2) = 5\% = 0{,}05$
$m_{р\text{-}ра}(I_2) = 30$ г

$m(I_2)$ - ?
$m(C_2H_5OH)$ - ?

Решение:
Запишем расчетную формулу для вычисления массовой доли иода в растворе:

$$\omega(I_2) = \frac{m(I_2)}{m_{р\text{-}ра}(I_2)}$$

Рассчитаем массу кристаллического иода, которая содержится в 30 г 5% раствора: $m(I_2) = \omega(I_2) \cdot m_{р\text{-}ра}(I_2)$; $m(I_2) = 0{,}05 \cdot 30$ г = 1,5 г.

Массу всего раствора определяет масса иода и спирта, поэтому можно рассчитать массу растворителя (спирта):

$$m(C_2H_5OH) = m_{р\text{-}ра}(I_2) - m(I_2); \quad m(C_2H_5OH) = 30 \text{ г} - 1{,}5 \text{ г} = 28{,}5 \text{ г}.$$

Ответ: $m(I_2) = 1{,}5$ г; $m(C_2H_5OH) = 28{,}5$ г.

375. Вычислите массовую долю вещества в растворе, если: а) в стакане сладкого чая (200 г) содержится 2 чайные ложки сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ (по 15 г); б) при выпаривании 50 г раствора получили 2,5 г соли; в) в 25 г раствора спирта C_2H_5OH растворили 1,2 г кристаллического иода I_2 (и получили иодную настойку); г) в стакане воды (200 г) растворили 10 г сахара, 3 г соли и 5 г лимонной кислоты (и получили рассол для сельди).

376. Сколько граммов воды нужно выпарить из 200 граммов 10% раствора, чтобы раствор стал 12%?

377. Смешали 200 г раствора с массовой долей кислоты 5% и 300 г раствора с массовой долей кислоты 10%. Вычислите массовую долю (в %) кислоты в полученной смеси.

Дано:

$m_{р\text{-}ра}^1$(к-ты) = 200 г
ω^1(к-ты) = 5%
$m_{р\text{-}ра}^2$(к-ты) = 300 г
ω^2(к-ты) = 10%

ω^3(к-ты) - ?

Решение (вариант 1)

Для решения подобных задач можно воспользоваться правилом «креста» (квадрат Пирсона):

Пусть $\omega^1 > \omega^3 > \omega^2$, тогда:

$$\begin{array}{ccccc} \underline{m_{р\text{-}ра}^1} & \omega^1 & & & \underline{\omega^3 - \omega^2} \\ & & \diagdown & & \\ & & & \omega^3 & \\ & & \diagup & & \\ \underline{m_{р\text{-}ра}^2} & \omega^2 & & & \underline{\omega^1 - \omega^3} \end{array}$$

Получим соотношение масс смешиваемых растворов:

$$\frac{m_{р\text{-}ра}^1}{m_{р\text{-}ра}^2} = \frac{\omega^3 - \omega^2}{\omega^1 - \omega^3}$$

В нашем случае $10\% > \omega^3 > 5\%$, поэтому соотношение Пирсона примет вид:

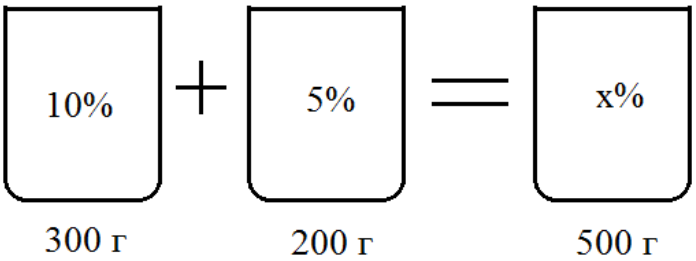
$$\begin{array}{ccccc} \underline{300 \text{ г}} & 10 & & & \underline{\omega^3 - 5} \\ & & \diagdown & & \\ & & & \omega^3 & \\ & & \diagup & & \\ \underline{200 \text{ г}} & 5 & & & \underline{10 - \omega^3} \end{array}$$

Тогда:

$$\frac{300}{200} = \frac{\omega^3 - 5}{10 - \omega^3}; \quad \omega^3 = 8\%.$$

Решение (вариант 2)

Можно решать подобные задачи и «методом стаканчиков»:



$$300 \cdot 10 + 200 \cdot 5 = 500 \cdot x$$
$$3000 + 1000 = 500 \cdot x$$
$$4000 = 500 \cdot x$$
$$x = 8\%$$

Ответ: ω^3(к-ты) = 8%.

378. Решите «методом стаканчиков» следующие задачи:

А. Поваренную соль *NaCl* массой 5 г растворили в 45 г воды, определите массовую долю соли в растворе.

Б. Из раствора массой 500 г с массовой долей нитрата калия KNO_3 10% выпариванием удалили 300 г воды. Определите массовую долю соли в оставшемся растворе.

В. В растворе массой 200 г с массовой долей хлорида кальция $CaCl_2$ 2% растворили 20 г хлорида кальция. Определите массовую долю хлорида кальция в конечном растворе.

Г. Вычислите массы сахара и воды, необходимых для приготовления 1 кг раствора с массовой долей сахара, равной 0,1.

Д. В 200 г 10% раствора долили 50 г воды. Какой стала массовая доля вещества в растворе?

Е. Какой станет массовая доля соли в растворе, полученном смешиванием 250 г 10% и 150 г 5% растворов этой соли?

379. Для борьбы с «грибковыми» болезнями растений применяют раствор сульфата меди(II) $CuSO_4$. Обычно растворяют 100 г соли на ведро воды (8 л). Какова массовая доля соли в полученном растворе? Сколько воды и соли содержится в 500 г этого раствора?

380. Предложен метод хранения яблок: перед укладкой на зимнее хранение их погружают на несколько секунд в раствор хлорида кальция $CaCl_2$. Вычислите массовую долю (в %) соли в растворе, если на приготовление его расходуется 800 г воды и 1,5 г хлорида кальция. Используется ли этот метод у вас дома?

381. Чтобы сохранить свежесть срезанных гвоздик, их кратковременно опускают в раствор, содержащий 0,03 г нитрата серебра $AgNO_3$, 1 г нитрата

кальция $Ca(NO_3)_2$, 10 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ на 1000 г воды. Определите массовую долю каждого вещества в полученном растворе.

382. Двухдневное вымачивание семян свеклы в растворе бромида натрия *NaBr* значительно повышает урожайность свеклы. Раствор готовят из расчета 3 г соли на 1000 г воды. Какова массовая доля (в %) соли в данном растворе? Какие вы знаете еще растворы, которые используются для вымачивания семян?

383. До 1968 года школьные золотые медали были 375 пробы (37,5%). Определите массу золота в школьной золотой медали, которая имела массу 5,8 г. Современные золотые медали изготавливают из медно-никелевых и медно-цинковых сплавов, содержащих 0,3 г золота. Вычислите пробу современной школьной золотой медали массой 5,8 г.

384. Для нейтрализации щелочи, попавшей в глаза, применяют 2% раствор борной кислоты. Какая масса раствора, содержащего 4,7% этой кислоты, понадобится для приготовления 500 г 2% раствора?

385. Какой объем газа необходимо взять (при н.у.) для приготовления нашатырного спирта (10% раствор аммиака NH_3 в воде) объемом 200 мл и плотностью 0,96 г/мл?

386. Физиологический раствор содержит 0,9% хлорида натрия *NaCl*. Какую массу соли и какой объем H_2O воды нужно взять для приготовления 1 кг такого раствора? Какая масса и какое количество соли вводится в организм при вливании 100 г физиологического раствора?

387. Почему при попадании бензина в желудок рекомендуют принять внутрь растительное масло? Определите массовую долю углеводородов в образовавшемся растворе, если после заглатывания 2 г бензина пострадавший выпил 50 г растительного масла.

388. Для заготовки моченых яблок используется раствор с массовой долей сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ 0,04 (4%). Какую массу сахара и сколько воды H_2O (в кг) необходимо взять для приготовления раствора массой 10 кг?

389. Столовая ложка вмещает 35 г поваренной соли *NaCl*. Сколько ложек соли нужно растворить в эмалированном ведре воды (10 кг) для получения раствора с массовой долей 0,07 (7%), применяемого для засолки огурцов?

390. Определите молярную концентрацию раствора гидроксида натрия *NaOH* с массовой долей вещества в нем 0,2 и плотностью 1,22 г/мл.

Дано:
$\omega(NaOH) = 0,2 = 20\%$
$\rho_{р\text{-}ра}(NaOH) = 1,22$ г/мл

$C(NaOH)$ – ?

Решение:

Запишем расчетную формулу для вычисления молярной концентрации гидроксида натрия:

$$C(NaOH) = \frac{n(NaOH)}{V_{р\text{-}ра}(NaOH)}$$

Из формулы видно, что для расчета молярной концентрации необходимо знать количество вещества и объем раствора. Так как в условии задачи масса и объем раствора не указаны, то можно выбрать для расчета какой-либо объем. Например, будем считать, что объем раствора равен 1 л ($V_{р\text{-}ра}(NaOH)$ = 1 л).

Тогда можно рассчитать массу раствора гидроксида натрия:

$$m_{р\text{-}ра}(NaOH) = \rho_{р\text{-}ра}(NaOH)\cdot V_{р\text{-}ра}(NaOH);$$

$$m_{р\text{-}ра}(NaOH) = 1{,}22\ г/мл\cdot 1000\ мл = 1220\ г.$$

Теперь определим массу гидроксида натрия, которая содержится в 1220 г 20% раствора:

$$m(NaOH) = \omega(NaOH)\cdot m_{р\text{-}ра}(NaOH);$$

$$m(NaOH) = 0{,}2\cdot 1220\ г = 244\ г.$$

Тогда количество гидроксида натрия будет составлять:

$$n(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)};$$

$$n(NaOH) = \frac{244\ г}{40\ г/моль} = 6{,}1\ моль.$$

Рассчитаем молярную концентрацию гидроксида натрия в растворе:

$$C(NaOH) = \frac{n(NaOH)}{V_{р\text{-}ра}(NaOH)};$$

$$C(NaOH) = \frac{6{,}1\ моль}{1\ л} = 6{,}1\ моль/л.$$

Ответ: C(*NaOH*) = 6,1 моль/л.

391. Найдите массовую долю хлорида калия *KCl* в 2 М растворе (ρ = 1,09 г/мл).

392. Определите (устно), какое количество вещества содержится: а) в растворе поваренной соли *NaCl* с концентрацией 0,1 моль/л; б) в растворе сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ молярной концентрации 1,6 моль/л; в) в растворе серной кислоты H_2SO_4 молярной концентрации 4 моль/л. Объемы всех растворов равны 500 мл.

393. Вычислите, какая масса поваренной соли *NaCl* необходима для приготовления: а) 250 мл 0,4 М раствора этой соли; б) 500 мл 1 М раствора этой соли; в) 1 л 2,5 М раствора этой соли.

394. Путем выпаривания воды из 222,2 г насыщенного раствора сульфата калия получено 22,2 г безводной соли. Найдите коэффициент растворимости этой соли.

Дано:	*Решение:*
$m_{р\text{-}ра}(K_2SO_4)$ = 222,2 г $m(K_2SO_4)$ = 22,2 г	Рассчитаем массу воды, содержащейся в растворе до выпаривания: $m(H_2O) = m_{р\text{-}ра}(K_2SO_4) - m(K_2SO_4)$; $m(H_2O)$ = 222,2 г – 22,2 г = 200 г.
k - ?	

По определению, коэффициент растворимости твердого вещества показывает, какая масса вещества приходится на 100 г воды в насыщенном растворе. Составим пропорцию:

на 22,2 г K_2SO_4 приходится 200 г H_2O

на *x* г K_2SO_4 приходится 100 г H_2O

Тогда:

$$k = \frac{22{,}2\ г \cdot 100\ г}{200\ г} = 11{,}1\ г/100\ г\ H_2O.$$

Ответ: k = 11,1 г/100 г H_2O.

395. *Растворимость дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ равна 12,5 г/100 г H_2O при 20^0С. Установите (устно), какова будет масса насыщенного раствора, если для приготовления его использовано 400 г воды.

396. *Сколько выделится нитрата бария $Ba(NO_3)_2$ из раствора, насыщенного при 100^0С и охлажденного до 0^0С, если для приготовления было взято 50 мл H_2O (растворимость соли при 100^0С составляет 34,2 г, при 0^0С – 5 г).

397. *Растворимость хлората калия $KClO_3$ при 70^0С равна 30,2 г, а при 30^0С – 10,1 г в 100 г воды. Сколько граммов хлората калия выделится из 70 г насыщенного раствора, если его охладить до 30^0С?

398. Насыщенный раствор углекислого газа CO_2 прокипятили. Изменится ли (да, нет) при этом содержание растворенного вещества? Если ваш ответ положительный, то укажите, увеличится содержание или уменьшится?

399. Смешали равные массы 10% и 30% растворов азотной кислоты HNO_3. Получится ли 40% раствор? Определите (устно) массовую долю азотной кислоты в конечном растворе.

400. Смешали 1 л 1М раствора и 1 л 3М раствора серной кислоты H_2SO_4. Получится ли 4М раствор? Если ваш ответ отрицательный, то определите (устно) молярную концентрацию серной кислоты в конечном растворе.

401. К 50 г 8% раствора добавили еще 2 г соли. Какой стала массовая доля соли в растворе?

402. К 500 мл 10% раствора серной кислоты H_2SO_4 (ρ = 1,07 г/мл) добавили 200 мл ее 20% раствора (ρ = 1,14 г/мл). Вычислите массовую долю кислоты в полученном растворе.

403. Какие объемы воды и 20% раствора аммиака NH_3 (ρ = 0,92 г/мл) необходимы для приготовления 500 мл 5% раствора аммиака (ρ = 0,98 г/мл)?

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №23

1. Соотнесите названия и состав некоторых растворов:

НАЗВАНИЯ РАСТВОРОВ	СОСТАВ
А) нашатырный спирт	1) 25% водный раствор NH_3
Б) царская водка	2) 30% водный раствор H_2O_2
В) известковая вода	3) смесь концентрированных HNO_3 и HCl (1:3 по объему)
Г) пергидроль	4) 3–10% водный раствор NH_3
	5) насыщенный водный раствор $Ca(OH)_2$
	6) насыщенный водный раствор $CaSO_4$

2. На растворимость твердого вещества <u>не оказывает</u> влияние:
1) давление; 2) температура; 3) природа вещества; 4) природа растворителя.

3. При растворении серной кислоты в воде:
1) выделяется большое количество теплоты;
2) поглощается большое количество теплоты;
3) температура раствора остается неизменной;
4) сначала происходит резкое поглощение теплоты, а затем температура раствора постепенно увеличивается.

4. Левая часть краткого ионного уравнения реакции $OH^- + H^+ = \ldots$ соответствует взаимодействию в растворе:
1) $Cu(OH)_2$ и HCl; 2) H_2SO_4 и $NaOH$; 3) KOH и H_2CO_3 4) $Fe(OH)_2$ и H_2S.

5. Одновременно в растворе <u>не могут</u> находиться ионы:
1) H^+ и CO_3^{2-}; 2) Ag^+ и NO_3^-; 3) Ba^{2+} и Cl^-; 4) Na^+ и OH^-.

6. Слабым электролитом является:
1) вода H_2O; 2) серная кислота $H_2SO_{4(р-р)}$; 3) хлорид натрия $NaCl_{(р-р)}$; 4) гидроксид натрия $NaOH_{(р-р)}$.

7. В качестве катионов только ионы H^+ образуются при диссоциации:
1) $NaOH$; 2) NaH_2PO_4; 3) H_2SO_4; 4) $NaHSO_4$.

8. Раствор хлорида натрия используют для обнаружения ионов:
1) K^+; 2) Ag^+; 3) Fe^{2+}; 4) NO_2^-.

9. Реакция ионного обмена протекает до конца между:
1) Na_2CO_3 и HCl; 2) HCl и $NaNO_3$; 3) $NaNO_3$ и KCl; 4) KCl и $NaOH$.

10. Молярная концентрация вещества в растворе – это:
1) отношение массы растворенного вещества к массе раствора; 2) отношение объема растворенного вещества к объему всего раствора; 3) отношение количества растворенного вещества к объему раствора; 4) отношение количества вещества к массе всего раствора.

****

§ 26 ИНДИКАТОРЫ

Растворы кислот и щелочей внешне одинаковы: бесцветные, прозрачные. Их можно различить с помощью специальных реакций, которые называются ***качественными***.

Качественные реакции – это реакции, с помощью которых можно распознать (отличить от другого) вещество.

Для распознавания кислот и щелочей используют индикаторы.

Индикаторы (*Ind*) – это вещества, изменяющие свою окраску в зависимости от среды раствора[56]. Примеры изменения окраски индикаторов в *кислотной (кислой)*, *щелочной* и *нейтральной средах* приведены в табл. 44.

***

При добавлении в черный чай лимона, его окраска становится менее интенсивной. Этим иногда пользуются работники столовых, когда хотят скрыть факт «экономии» чая.

***

Таблица 44

Изменение окраски основных индикаторов кислотами и щелочами

Ind	pH переходов индикаторов/Цвет *Ind* в среде														
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
метиловый оранжевый	красная			3.0-4.4	желто-оранжевая										
лакмус	красная					5.0-8.0 фиолетовая	синяя								
фенолфталеин	бесцветная									8.1-9.8	малиновая				

Для характеристики сред растворов удобно использовать так называемый водородный показатель pH (*пэ-аш*) (см. рис. 58).[57]

Для запоминания цвета индикатора в определенной среде иногда используют стихотворные памятки, например:

«Фенолфталеиновый в щелочах малиновый»

Для метилового оранжевого:

«От щелочи я желт, как в лихорадке, Краснею от кислот, как от стыда. Но я бросаюсь в воду без оглядки, И здесь уж не заест меня среда».

Кроме указанных выше индикаторов, применяют также универсальный индикатор, который, можно использовать для приблизительного определения pH в широком интервале от 0 до 14.

Величина pH имеет большое значение в химических и биологических процессах, т.к. в зависимости от характера среды эти процессы могут протекать с разными скоростями и в разных направлениях. Поэтому

---

[56] Применению индикаторов в реакциях нейтрализации (кислота + основание = соль + вода) посвящена **практическая работа №9**. Суть работы сводится к определению точной концентрации раствора щелочи при помощи ***титрования*** (добавления по каплям) раствором соляной кислоты в присутствии индикатора фенолфталеина.

[57] Водородным показателем (pH) называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода: $pH = -\lg[H^+]$.

определение pH растворов очень важно в медицине, науке, технике, сельском хозяйстве. Изменение pH крови или желудочного сока является диагностическим тестом в медицине. Отклонения pH от нормальных величин даже на 0,01 единицы свидетельствуют о патологических процессах в организме. Постоянство концентраций ионов водорода является одной из важных констант внутренней среды живых организмов. Так при нормальной кислотности желудочный сок имеет pH=1,7; pH крови человека равен 7,4; слюны – 6,9; мочи и пота – 6,0; слез – 7,0.

Чем pH меньше 7, тем больше кислотность раствора.
Чем pH больше 7, тем больше щелочность раствора (см. рис. 58)

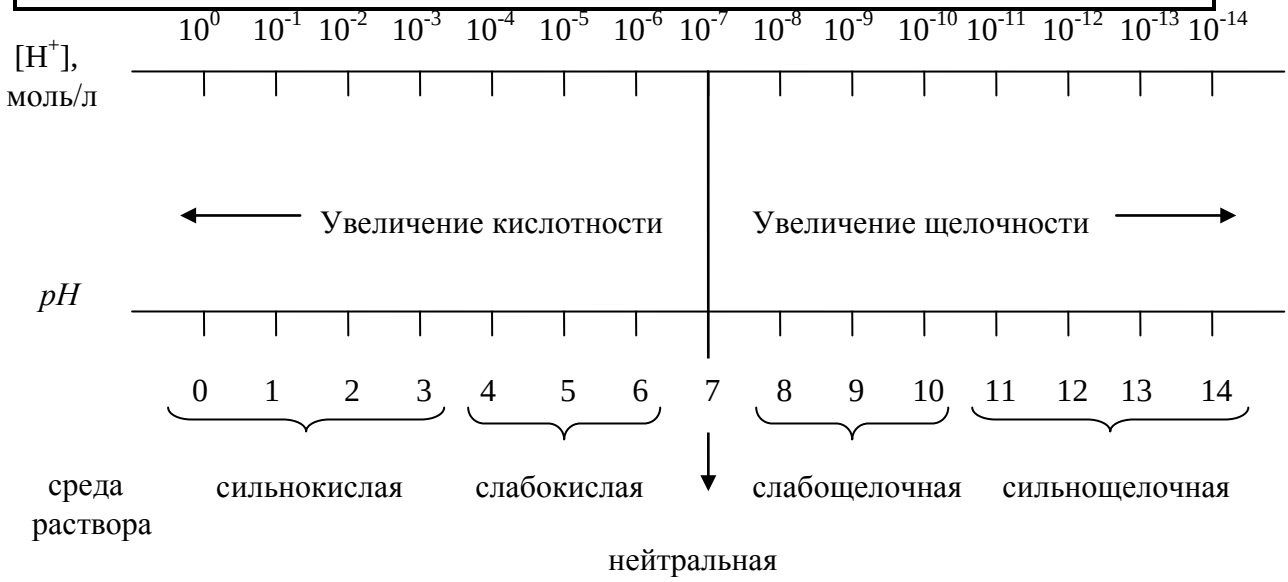


Рис. 58. Зависимость между концентрацией ионов водорода, величиной pH и средой раствора

Каждый фермент функционирует при определенном значении pH: каталаза крови при pH=7,0; пепсин желудочного сока – при pH=1,5-2 и т.д.

Большинство сельскохозяйственных культур растёт на почве с определённым значением pH. Например, на почвах с pH 5,0-5,5 ростки ячменя гибнут, в то время как картофель именно на такой почве даёт особенно богатый урожай.

***

Если почва, в которой растет гортензия, кислая, то ее цветы окрашены в розовый цвет, а если почва – щелочная, то цветы – синие.

***

Как-то английский химик Р. Бойль приготовил водный настой лакмусового лишайника. Склянка, в которой он хранил настой, понадобилась для соляной кислоты. Вылив настой, Бойль залил в

склянку кислоту и с удивлением обнаружил, что кислота стала красной. Тогда он добавил несколько капель настоя к водному раствору гидроксида натрия и увидел, что раствор стал синим. Так был открыт первый кислотно-основный индикатор, названный лакмусом.

***

***

«Отпечатки пальцев». Превращение невидимого в видимое нередко оказывает огромную помощь тем, кто раскрывает преступления. На месте преступления всегда остаются следы, только не всегда они сразу заметны. Криминалисты ищут в первую очередь отпечатки пальцев, потому что у каждого человека они неповторимы – так же, как неповторимы черты человеческого лица. Конечно, у экспертов есть тонкие способы и подходящие вещества, позволяющие обнаружить и совсем слабые отпечатки; мы же воспользуемся довольно грубыми, зато простыми способами. Выполните один из вариантов эксперимента, «вещественные доказательства» и описание эксперимента сдайте учителю.

Вариант 1. Приготовьте смесь из равных количеств талька (продается в аптеке) и сажи (ее можно получить, соскребая время от времени черный налет, образующийся при горении парафиновой свечи, если пламя направить на большой (негорючий) холодный предмет). Подышите на палец, чтобы слегка увлажнить его, и прижмите к чистому листу бумаги. След на листе незаметен, но если присыпать его приготовленной смесью, осторожно распределить мягкой кистью (или просто покачать листок) и ссыпать излишек смеси, то на бумаге останется четкий отпечаток пальца. Это происходит из-за того, что невидимые жировые следы «поглощают» частицы черной смеси.

Вариант 2. Опыт проводится аналогично предыдущему, с той лишь разницей, что для проявления отпечатков пальцев используется спиртовой раствор иода (продается в аптеке). После того как отпечаток пальца будет нанесен на чистый лист бумаги, его необходимо поместить на некоторое время над блюдцем или чашкой, в которую налит раствор иода. Иод имеет способность легко возгоняться, поэтому для сохранения проявленных отпечатков целесообразно поместить листок в полимерный файл для бумаг или между листами плотной (не рыхлой) бумаги.

***

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

404. Укажите формулы веществ, в растворах которых окраска фенолфталеина становится малиновой: $Sr(OH)_2$, $B(OH)_3$, KOH, HNO_3, $Ba(OH)_2$.

405. Даны формулы веществ: $Ca(OH)_2$, H_2O, $NaCl$, H_2SO_4, KOH, HCl. Укажите отдельно формулы веществ, которые в растворе изменяют окраску лакмуса в красный и синий цвета.

406. Подберите коэффициенты в УХР полного гидролиза (разложения под действием воды) бинарных соединений:

а) $Li_3N + H_2O \rightarrow LiOH + NH_3\uparrow$; б) $Ca_3P_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2\downarrow + PH_3\uparrow$;
в) $Al_4C_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + CH_4\uparrow$; г) $BCl_3 + H_2O \rightarrow B(OH)_3 + HCl$;
д) $IF_7 + H_2O \rightarrow H_5IO_6 + HF$; е) $SF_4 + H_2O \rightarrow SO_2 \cdot nH_2O + HF$.
Докажите, что все эти реакции являются обменными. Какое значение *pH* (< 7, =7, > 7) будет иметь каждый конечный раствор?

407. Смешивают равные объемы растворов: а) *HBr* (0,02М) и $Ba(OH)_2$ (0,01М); б) H_2SO_4 (0,02М) и *KOH* (0,02М); в) $HClO_4$ (0,05М) и *NaOH* (0,07М). Какое значение *pH* (< 7, > 7, = 7) будет иметь каждый конечный раствор?

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №24

1. Фенолфталеин приобретает малиновую окраску в растворе:
1) *KCl*; 2) *NaOH*; 3) H_2SO_4; 4) $Ba(NO_3)_2$.

2. Окраска универсального индикатора не изменяется в растворе:
1) хлорида натрия *NaCl*; 2) азотной кислоты HNO_3; 3) гидроксид лития *LiOH*; 4) уксусной кислоты CH_3COOH.

3. Из предложенных веществ индикатором не является:
1) фенолфталеин; 2) метилоранж; 3) лакмус; 4) фенол.

4. Среда является кислотной, если:
1) pH > 7; 2) pH < 7; 3) pH ≈ 7 4) pH = 14.

5. Какая будет реакция среды в растворе, полученном при сливании двух водных растворов, в одном из которых содержится 4 г *NaOH*, а в другом – 4 г *HCl*?
1) нейтральная; 2) кислотная; 3) щелочная; 4) слабощелочная.

6. Какая будет реакция среды в растворе, полученном при смешивании двух растворов, в одном из которых содержится 10 г $Ba(OH)_2$, а в другом – 10 г H_2SO_4?
1) нейтральная; 2) щелочная; 3) кислотная; 4) слабокислотная.

7. Водные растворы какой пары веществ имеют одинаковую реакцию среды (кислотную, щелочную или нейтральную)?
1) HNO_3, H_2SO_4; 2) HNO_3, *NaCl*; 3) $NaNO_3$, *NaOH*; 4) H_2O, $HBrO_4$.

8. Соотнесите цвет раствора индикатора в щелочной среде и название индикатора:

НАЗВАНИЕ ИНДИКАТОРА	ЦВЕТ ЩЕЛОЧНОГО РАСТВОРА
А) универсальный индикатор	1) бесцветный
Б) метиловый оранжевый	2) оранжевый
В) фенолфталеин	3) розовый
Г) лакмус	4) синий
	5) малиновый
	6) желтый

9. Соотнесите цвет раствора индикатора в кислотной среде и название индикатора:

НАЗВАНИЕ ИНДИКАТОРА	ЦВЕТ КИСЛОТНОГО РАСТВОРА
А) лакмус	1) бесцветный
Б) фенолфталеин	2) розовый
В) метиловый оранжевый	3) красный
Г) универсальный индикатор	4) зеленый
	5) фиолетовый
	6) синий

10. Соотнесите кислотность некоторых растворов и значения pH:

РАСТВОР	ЗНАЧЕНИЕ pH
А) желудочный сок	1) 1,5-1,7
Б) слезы	2) 3,5
В) моча	3) 6,0
Г) дождевая вода	4) 6,5
	5) 7,0
	6) 7,4

****

§ 27 ГИДРОКСИДЫ

При взаимодействии оксидов с водой (реально или формально) образуются гидраты оксидов – ***гидроксиды***. Гидроксиды образованы атомными частицами элемента $Э^{x+}$ (*искл.*: *F*) и группой OH^-. Общая формула гидроксидов $Э(OH)_x$, где x – от 1 до 6. Гидроксиды делятся на три группы: ***кислотные*** (кислоты), ***основные*** (основания) и ***амфотерные*** (амфолиты).

Характер гидроксида можно определить по положению в ПСХЭ элемента, образующего данный гидроксид. В ПСХЭ наблюдается следующая закономерность: в малых периодах с увеличением порядкового номера химического элемента и усилением их неметаллических свойств характер высших гидроксидов (и оксидов) закономерно изменяется от основного через амфотерный к кислотному (см. рис. 59).

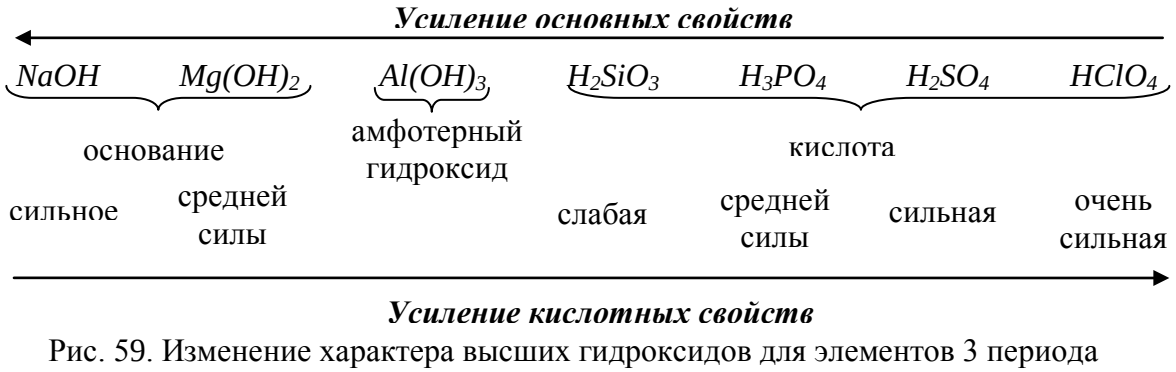


Рис. 59. Изменение характера высших гидроксидов для элементов 3 периода (короткий вариант ПСХЭ)

Аналогичная закономерность наблюдается и для высших гидроксидов элементов второго периода. В больших периодах (начиная с 4) характер изменения свойств элементов, а также некоторых их соединений более сложен (если рассматривать только высшие гидроксиды элементов главных подгрупп, исключив *d*-элементы, то здесь наблюдается та же закономерность, что и в малых периодах). Изменение свойств высших гидроксидов в главных подгруппах периодической системы удобно рассмотреть на примере IIA подгруппы (см. рис. 60).

$Be(OH)_2$	амфотерный гидроксид	↓ ***Усиление основных свойств***
$Mg(OH)_2$	основание средней силы	
$Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Ra(OH)_2$	сильные основания	

Рис. 60. Изменение характера высших гидроксидов для элементов IIA подгруппы (короткий вариант ПСХЭ)

Усиление основных свойств гидроксидов в указанном направлении можно объяснить увеличением радиусов ионов металлов в ряду однотипных соединений ($Э(OH)_2$). Такую же зависимость можно проследить в ряду высших гидроксидов элементов IA и IIIA подгрупп, общие формулы которых соответственно *ЭОН* и $Э(OH)_3$. Сравнение свойств высших гидроксидов элементов VA, VIA и VIIIA подгрупп ПСХЭ затруднено в связи с тем, что состав их высших гидроксидов в пределах подгруппы может быть различным и не всегда описывается одинаковой общей формулой (однако общая закономерность остается той же: *усиление кислотных свойств происходит снизу вверх в пределах подгруппы*).

Если рассмотреть гидроксиды одного и того же химического элемента, то можно выявить общую закономерность: *с увеличением степени окисления элемента в ряду его гидроксидов основные свойства ослабевают, кислотные – усиливаются*.

Например:

Формула	$Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_3$	$Mn(OH)_4$	H_2MnO_4	$HMnO_4$
СО марганца	+2	+3	+4	+6	+7
Характер	основание средней силы	основание слабое	амфотерное соединение	кислота средней силы	кислота сильная

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №25

1. Число гидроксидов среди перечисленных веществ H_2SO_4, $Ni(OH)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$, $Zn(OH)_2$, SO_2, KOH, $NaCl$, H_3PO_4 равно: 1) 5; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

2. Гидроксиды хрома $Cr(OH)_2$ – $Cr(OH)_3$ расположены в порядке уменьшения:
1) степени окисления хрома; 2) кислотности гидроксидов; 3) основных свойств; 4) числа атомных частиц в составе.

3. Усиление кислотных свойств происходит в ряду:
1) H_2CO_3 – H_2SiO_3; 2) H_3PO_4 – H_2SiO_3; 3) HNO_3 – H_3PO_4; 4) H_3PO_4 – H_2SO_4.

4. Кислотой является высший гидроксид:
1) *Al*; 2) *Mg*; 3) *Mn*; 4) *Li*.

5. Щелочью является:
1) $Ba(OH)_2$; 2) $Fe(OH)_2$; 3) $Cr(OH)_2$; 4) $Be(OH)_2$.

6. При увеличении заряда ядра атомов свойства гидроксидов, образованных металлами IIA подгруппы, изменяются соответственно:
1) щелочь – нерастворимое основание – амфотерный гидроксид;
2) амфотерный гидроксид – нерастворимое основание – щелочь;
3) кислота – амфотерный гидроксид – щелочь;
4) основание – амфотерный гидроксид – кислота.

7. Установите соответствие между формулами гидроксидов и характерами их свойств:

ФОРМУЛЫ ГИДРОКСИДОВ	ХАРАКТЕР СВОЙСТВ ГИДРОКСИДОВ
А) KOH и $Al(OH)_3$	1) кислота, основание
Б) H_2SO_4 и $Be(OH)_2$	2) основание, амфотерный гидроксид
В) $Cu(OH)_2$ и H_2CrO_4	3) основание, кислота
Г) $HMnO_4$ и $Ba(OH)_2$	4) амфотерный гидроксид, кислота
	5) кислота, амфотерный гидроксид
	6) амфотерный гидроксид, основание

8. Установите соответствие между химическим элементом и общей формулой его высшего гидроксида:

ЭЛЕМЕНТ	ОБЩАЯ ФОРМУЛА ГИДРОКСИДА
А) N	1) $ЭОН$
Б) B	2) $Э(OH)_2$
В) As	3) $H_3ЭO_4$
Г) Br	4) $Э(OH)_3$
	5) $HЭO_3$
	6) $HЭO_4$

9. Установите соответствие между оксидом элемента и общей формулой его гидроксида:

ФОРМУЛА ОКСИДА	ОБЩАЯ ФОРМУЛА ГИДРОКСИДА
А) Rb_2O	1) $HЭO_4$
Б) CaO	2) $HЭO_3$
В) SO_2	3) $ЭОН$
Г) Cl_2O_7	4) $H_2ЭO_3$
	5) $Э(OH)_2$
	6) $H_2ЭO_4$

10. Установите соответствие между оксидом элемента и общей формулой его гидроксида:

ФОРМУЛА ОКСИДА	ОБЩАЯ ФОРМУЛА ГИДРОКСИДА
А) P_2O_5	1) $H_3ЭO_4$
Б) Na_2O	2) $H_3ЭO_3$
В) P_2O_3	3) $HЭO_4$
Г) Cr_2O_3	4) $ЭОН$
	5) $H_2ЭO_3$
	6) $Э(OH)_3$

****

§ 28 ХИМИЯ ОСНОВАНИЙ

Основания – это электролиты, при диссоциации которых в водном растворе образуются гидроксид-ионы OH^- и катионы металла (или катиона аммония NH_4^+). Общая формула оснований $Me(OH)_x$.

КЛАССИФИКАЦИЯ ОСНОВАНИЙ

По растворимости в воде
основания

растворимые (***щелочи***)	***нерастворимые***
основания металлов IA-IIA подгрупп	
$LiOH$, $NaOH$, $Ba(OH)_2$ и т.д.	$Zn(OH)_2$, $Cu(OH)_2$ и т.д.

Причем $Ca(OH)_2$ и $Sr(OH)_2$ – малорастворимые основания, но являются щелочами, а NH_4OH ($NH_3 \cdot H_2O$) – щелочь, но слабый электролит.

По кислотности, то есть по числу гидроксогрупп, способных замещаться на кислотные остатки основания

однокислотные	***двухкислотные***	***трехкислотные***
$NaOH$, $LiOH$ и др.	$Cu(OH)_2$, $Mg(OH)_2$ и др.	$Al(OH)_3$ и др.

НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВАНИЙ

Названия некоторых оснований приведены в табл. 45.

Для металлов 1-3 групп (IA-IIIA подгрупп) валентность в скобках не указывается

Таблица 45

Номенклатура некоторых оснований

Формула	Исторически сложившееся название	Название по ИЮПАК
$NaOH$	едкий натр, каустик	гидроксид натрия
KOH	едкое кали	гидроксид калия
$Ca(OH)_2$	гашеная известь	гидроксид кальция
$NH_3 \cdot H_2O$	нашатырный спирт, гидроксид аммония	гидрат аммиака
$Cu(OH)_2$	-	гидроксид меди(II)

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

При нормальных условиях основания – твердые кристаллические вещества (*искл.* $NH_3 \cdot H_2O$ – раствор аммиака NH_3 в воде).

Общие свойства оснований (мылкость, разъедание растительных и животных тканей, в т.ч. кожи), проявляющиеся в водных растворах, обусловлены только гидроксид-ионами, которые образуются при диссоциации (катионы при этом значения не имеют).

Щелочи растворимы в воде, горькие на вкус.

При нагревании разлагаются (*искл.*: щелочи). Многие основания имеют окраску: $NaOH$, KOH, $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ – белого цвета; $Cr(OH)_2$ – желтого; $Cu(OH)_2$ – голубого; $Ni(OH)_2$ – зеленого; $Fe(OH)_3$ (или $FeO(OH)$) – красно-бурого и т.п.

ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВАНИЙ

I. Получение щелочей

1) Взаимодействие щелочных металлов с водой:

Ме 1-2 группы (IA-IIA подгруппы) + H_2O = щелочь + $H_2\uparrow$

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

2) Взаимодействие оксидов щелочноземельных металлов с водой:

Оксид Ме 1-2 группы (IA-IIA подгруппы) + H_2O = щелочь

$$Li_2O + H_2O = 2LiOH.$$

3) Электролиз (разложение под действием электрического тока) **растворов солей щелочных металлов:**

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{эл.ток} Cl_2\uparrow + H_2\uparrow + 2NaOH.$$

II. Нерастворимые основания получают из солей действием щелочей:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4,$$

$$Na_2CO_{3\ (насыщ.\ р\text{-}р)} + Ca(OH)_2 = 2NaOH + CaCO_3\downarrow.$$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Общие химические свойства оснований обусловлены наличием в их растворах аниона OH^-, создающего в растворе щелочную среду. Причем:

1) сильные одно- и *многокислотные основания (щелочи)* диссоциируют необратимо по одной ступени:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-,$$

$$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-.$$

2) слабые одно- и *многокислотные основания* диссоциируют обратимо (многокислотные – ступенчато)

$$NH_3 \cdot H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-,$$

$$Mg(OH)_2 \leftrightarrow Mg(OH)^+ + OH^-,$$

$$Mg(OH)^+ \leftrightarrow Mg^{2+} + OH^-.$$

1) Отношение к индикаторам

Растворы щелочей изменяют окраску индикаторов (см. табл. 44)

2) Отношение к кислотам

Все основания реагируют с кислотами (реакция ***нейтрализации***[58]), образуется соль и вода:

Основание + кислота = соль + H_2O

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O,$$

$$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O.$$

3) Отношение друг к другу

В связи с термической неустойчивостью амфотерных гидроксидов не следует приводить реакций их сплавления со щелочами, так как фактически в процессе сплавления участвует не амфотерный гидроксид, а соответствующий ему оксид (см. Химические свойства оксидов).

4) Отношение к солям

Щелочи реагируют с растворами солей, если образуется осадок нерастворимой соли или основания:

---

[58] Это наиболее характерное свойство всех оснований – как растворимых, так и нерастворимых в воде. Суть реакции сводится к реакции обмена с кислотой: при этом из катиона металла и аниона кислотного остатка образуется соль, а из катиона водорода кислоты и гидроксид-аниона основания – вода (поэтому эта реакция и называется реакцией ***нейтрализации***).

Щелочь + соль = соль↓ + основание или Щелочь + соль = соль + основание↓

$$Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaOH,$$
$$2NH_3 \cdot H_2O + CuCl_2 = 2NH_4Cl + Cu(OH)_2\downarrow$$

или выделяется газ

$$NH_4Cl + KOH_{(насыщ., гор.)} = NH_3\uparrow + KCl + H_2O.$$

Если исходная соль образована многокислотным основанием, при недостатке щелочи образуется основная соль:

$$NaOH_{(недост.)} + AlCl_3 = Al(OH)Cl_2 + NaCl.$$

5) Отношение к оксидам (см. Химические свойства оксидов)

6) Отношение к металлам

Со щелочью взаимодействуют только металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, с образованием соли и водорода (*искл.* железо и хром, которые в отличие от их амфотерных оксидов Fe_2O_3, Cr_2O_3 и гидроксидов $Fe(OH)_3$, $Cr(OH)_3$ со щелочами не взаимодействуют):

Щелочь + амфотерный *Me* $\xrightarrow{t^0C}$ соль + $H_2\uparrow$

$$2NaOH + 2H_2O + 2Al \xrightarrow{400-500^0C} 2NaAlO_2 + 3H_2\uparrow,$$

Щелочь + амфотерный *Me* + H_2O = комплексная соль + $H_2\uparrow$

$$6NaOH_{(конц.)} + 2Al + 6H_2O_{(гор.)} = 2Na_3[Al(OH)_6] + 3H_2\uparrow$$

или

$$2NaOH_{(конц.)} + 2Al + 8H_2O_{(гор.)} = 2Na[Al(OH)_4(H_2O)_2] + 3H_2\uparrow.$$

7) Отношение к неметаллам

Реакции с неметаллами (кремнием, серой, фосфором, фтором, хлором, бромом, иодом) редки; продукты разнообразны. При этом часто в результате ОВР образуются две соли:

$$2KOH_{(конц., хол.)} + Cl_2 = KClO + KCl + H_2O,$$
$$6KOH_{(конц., гор.)} + 3Cl_2 = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O,$$
$$6KOH_{(конц.)} + 3S \xrightarrow{кип.} K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O,$$
$$2NaOH_{(конц.)} + Si + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow,$$
$$6NaOH_{(разб.)} + 4F_2 = 6NaF + O_2\uparrow + OF_2\uparrow + 3H_2O,$$
$$3NaOH + 4P + 3H_2O = 3NaH_2PO_2 + PH_3\uparrow.$$

Гидроксиды, обладающие восстановительными свойствами, способны окисляться кислородом:

$$4Cr(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Cr(OH)_3.$$

8) Отношение к нагреванию

Термостойки только гидроксиды щелочных металлов (*искл.* $2LiOH \xrightarrow{800-1000^0C} Li_2O + H_2O\uparrow$). Остальные основания при прокаливании разлагаются на оксид и воду:

Основание $\xrightarrow{t^0C}$ основной оксид + $H_2O\uparrow$

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{200^0 C} CuO + H_2O\uparrow.$$

Гидроксиды некоторых металлов, например ртути(II), ртути(I), меди(I) и серебра(I), вообще не могут быть получены, так как разлагаются на оксид и воду уже при комнатной температуре (см. Получение оксидов). Не существует (экспериментально не получены): $Pb(OH)_4$, $Sn(OH)_4$, $Ti(OH)_4$, $Fe(OH)_3$ и некоторые другие. При попытке получения $Fe(OH)_3$ образуется $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ или $FeO(OH)$; последняя формула рекомендуется к использованию.

ПРИМЕНЕНИЕ ОСНОВАНИЙ

$Mg(OH)_2$ и $Al(OH)_3$ входят в состав средств, применяемых при язвенной болезни желудка, гастритах.

Щелочи используются для очистки продуктов переработки нефти, в мыловаренной, бумажной, текстильной, кожевенной и других отраслях промышленного производства, как электролиты в аккумуляторах, в бытовой химии (например, для чистки канализационных труб и др.) и т.п.

***

Несколько тысячелетий известковый раствор используется в строительстве в качестве средства, связывающего камни и кирпичи. Основную часть известкового раствора составляет гидроксид кальция $Ca(OH)_2$. Этот раствор (известковое молоко) используется также для побелки потолков, стен, стволов плодовых деревьев (защита от болезней и вредителей). *******

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

408. Из приведенного перечня веществ назовите отдельно формулы одно-, двух- и трехкислотных оснований: KOH, $NaNO_3$, CuO, $Bi(OH)_3$, H_2SiO_3, $Cu(OH)_2$, $B(OH)_3$, $Sr(OH)_2$, $Fe(OH)_2$. Дайте веществам названия.

409. Составьте формулы следующих оснований: гидроксид марганца(II), гидроксид меди(I), гидроксид бария, гидроксид хрома(II), гидроксид магния.

410. *Проведем мысленный эксперимент: на дно пластиковой бутылки, предварительно заполненной углекислым газом, поместили несколько гранул твёрдой щёлочи. Бутылку плотно закрыли (немного потрясли). Какие процессы мы будем наблюдать через некоторое время? Составьте возможное УХР. Почему бутылку, после того, как её закрыли, лучше в руках не держать?

411. *Что такое сталактиты и сталагмиты? Какие процессы способствуют их формированию? Укажите химический состав минералов.

412. Какими способами можно получить: а) $Ba(OH)_2$; б) $Cu(OH)_2$. Напишите УХР, назовите все вещества, укажите типы химических реакций.

413. Составьте УХР, если они протекают, укажите условия их осуществления:

а) $CuO + H_2O \rightarrow ...$;
б) $Na + H_2O \rightarrow ...$;
в) $Cu(OH)_2 + Pb(NO_3)_2 \rightarrow ...$;
г) $Ba(OH)_2 + K_2SO_4 \rightarrow ...$;
д) $BaO + H_2O \rightarrow ...$;
е) $KNO_3 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow ...$;
ж) $KOH + CaO \rightarrow ...$;
з) $KOH + CuCl_2 \rightarrow ...$;
и) $Ca(OH)_2 + FeCl_2 \rightarrow ...$;
к) $KOH + SO_2 \rightarrow ...$;
л) $Ca(OH)_2 + K_2O \rightarrow ...$;
м) $NH_4OH + KNO_3 \rightarrow ...$;
н) $Cu(OH)_2 + KCl \rightarrow ...$;
о) $KOH + Ba(OH)_2 \rightarrow ...$;
п) $NH_4OH + CO_2 \rightarrow ....$

414. Составьте УХР, которые протекают:

	H_2O	Al	Cs	SO_3	ZnO	BaO	HgO	$Ni(OH)_2$	KOH	Na_2SO_4
H_2O										
Zn										
Ba										
SiO_2										
Li_2O										
Ga_2O_3										
Ag_2O										
$Cd(OH)_2$										
$RbOH$										
$Al(OH)_3$										
$Cu(NO_3)_2$										

415. С какими веществами реагирует гидроксид натрия $NaOH$ (составьте УХР): CaO; $Cu(OH)_2$; H_2SO_4; CO_2; $CuSO_4$; KCl; CuO; HCl; $FeCl_3$; P_2O_5; ZnO?

416. Составьте УХР (для ОВР приведите электронный баланс, для реакций ионного обмена – полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения):

а) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2$;
б) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \leftarrow Cu(NO_3)_2$;
в) $Cu \leftrightarrow CuO \rightarrow CuCl_2$;
$\downarrow$
$CuSO_4$
г) $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3$; $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$; $Fe(OH)_2 \rightarrow FeO$?

417. Составьте уравнения протекающих реакций:

а) $KOH + CO_2 \rightarrow ...$;
б) $Fe(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow ...$;
в) $KOH + ZnSO_4 \rightarrow ...$;
г) $Fe(OH)_3 + K_2SO_4 \rightarrow ...$;
д) $NaOH + Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow ...$;
е) $NaNO_3 + KOH \rightarrow ...$;
ж) $KOH \xrightarrow{t^0C} ...$;
з) $KOH + NO \rightarrow ...$;
и) $KOH_{(р\text{-}р)} + Al(OH)_3 \rightarrow ...$;

к) $Fe(OH)_2 + KOH_{(разб.)} \rightarrow ...$;
л) $Fe(OH)_2 + NaNO_3 \rightarrow ...$;
м) $NH_4OH + Cu(NO_3)_2 \rightarrow ...$;
н) $Fe(OH)_2 \xrightarrow{t^0C} ...$;
о) $KOH + SiO_2 \rightarrow ...$;
п) $Ca(OH)_2 + N_2O \rightarrow ....$

418. Сравните химические свойства гидроксида калия *KOH* и гидроксида железа(II) $Fe(OH)_2$.

419. С какими из веществ, формулы которых указаны ниже, взаимодействует гидроксид никеля(II) $Ni(OH)_2$: HNO_3, *KOH*, $Mg(OH)_2$, H_2SO_4, $CuSO_4$, *FeO*? Составьте УХР.

420. Какая масса «известкового молока», содержащего 10% (по массе) гидроксида кальция $Ca(OH)_2$, необходима для нейтрализации 1 т сточных вод, содержащих 0,1% хлороводорода *HCl*.

421. На чашках весов уравновешены стаканчики с растворами гидроксида натрия *NaOH* и хлорида натрия *NaCl*. Через некоторое время стрелка весов: а) отклонится влево, в сторону стакана с раствором *NaCl*; б) отклонится вправо, в сторону стакана с раствором *NaOH*; в) не изменит своего положения. Ответ обоснуйте, записав УХР.

422. Укажите пары веществ, между которыми возможна реакция нейтрализации: а) *HCl* и H_2SO_4; б) H_2SiO_3 и $Cu(OH)_2$; в) HNO_3 и *NaOH*; г) $ZnSO_4$ и *NaOH*; д) *KOH* и $Al(OH)_3$; е) $Cu(OH)_2$ и *HCl*. Составьте УХР.

****

********** *«Готовимся к экзамену по химии»* *****

Тест №26

1. Сильным электролитом является:
1) $Mg(OH)_2$; 2) $Al(OH)_3$; 3) *KOH*; 4) C_2H_5OH.

2. Трехкислотным основанием является:
1) *LiOH*; 2) $Ba(OH)_2$; 3) $Fe(OH)_3$; 4) $Cu(OH)_2$.

3. Основные свойства усиливаются в ряду:
1) $NaOH – Mg(OH)_2 – Al(OH)_3$; 2) $LiOH – NaOH – KOH$; 3) $Ba(OH)_2 – Sr(OH)_2 – Ca(OH)_2$; 4) $Al(OH)_3 – Mg(OH)_2 – Be(OH)_2$.

4. Соль и щелочь образуются при взаимодействии растворов:
1) $AlCl_3$ и *NaOH*; 2) K_2CO_3 и $Ba(OH)_2$; 3) H_3PO_4 и *KOH*; 4) $MgBr_2$ и Na_3PO_4.

5. Электролизом раствора соли можно получить:
1) $Ba(OH)_2$; 2) $Cu(OH)_2$ 3) $Fe(OH)_2$; 4) $Zn(OH)_2$.

6. Сокращенное ионное уравнение $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2$ соответствует взаимодействию веществ:
1) $Fe(NO_3)_3$ и *KOH*; 2) $FeSO_4$ и *LiOH*; 3) Na_2S и $Fe(NO_3)_3$; 4) $Ba(OH)_2$ и $FeCl_3$.

7. Гидроксид калия реагирует с каждым из перечисленных веществ:
1) CO_2 и *Fe*; 2) *Fe* и Al_2O_3; 3) Al_2O_3 и $FeCl_3$; 4) $FeCl_3$ и $Mg(OH)_2$.

8. С гидроксидом меди(II) реагирует:
1) Na_3PO_4; 2) N_2; 3) HNO_3; 4) H_2O.

9. Гидроксид лития в растворе реагирует с:
1) кремнием; 2) оксидом цинка; 3) хлоридом калия; 4) оксидом фосфора(V); 5) кислородом; 6) гидроксидом бария.

10. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия:

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $Mg(OH)_2 + HNO_2 \rightarrow$…	1) $MgSO_4 + H_2$
Б) $Mg(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$…	2) $MgSO_4 + H_2O$
В) $Mg(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$…	3) $MgSO_3 + H_2$
Г) $Mg(OH)_2 + H_2SO_3 \rightarrow$…	4) $MgSO_3 + H_2O$
	5) $Mg(NO_2)_2 + H_2O$
	6) $Mg(NO_3)_2 + H_2O$

****

§ 29 ХИМИЯ КИСЛОТ

Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в водном растворе образуются катионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка. Общая формула кислот H_xA.

***

В природе встречается много кислот (большинство из них – органические вещества): лимонная кислота в лимонах, яблочная кислота в яблоках, щавелевая кислота в листьях щавеля, муравьиная кислота в пчелином яде и жгучих волосках крапивы. Муравьи защищаются от врагов, разбрызгивая едкие капельки, содержащие муравьиную кислоту.

При скисании виноградного сока получается уксусная кислота, а при скисании молока и при силосовании кормов для скота – молочная.

****

КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

По составу кислоты

↙ ↘

кислородсодержащие (***оксокислоты***)
HNO_3, H_2SO_4 и т.д.

бескислородные
HBr, HCl и т.д.

По числу атомных частиц водорода, способных замещаться на атомы металла кислоты

↙ ↘

одноосновные
HCl, HNO_3, $HClO_4$ и т.д.

многоосновные
H_2SO_4 – двух-; H_3PO_4 – трех-; $H_4P_2O_7$ – четырех-; H_5IO_6 – пяти-; H_6TeO_6 – шести-

Оксокислоты рассматривают как продукты соединения кислотных оксидов с водой (т.е. как «гидроксид»; ***гидроксиды*** – общее название оснований и оксокислот).

НОМЕНКЛАТУРА КИСЛОТ

По ИЮПАК (для оксокислот): $H_2^+S^{+6}O_4^{-2}$ – тетраоксосульфат(VI) водорода; $H^+N^{+5}O_3^{-2}$ – триоксонитрат(V) водорода; $H_2^+Cr_2^{+6}O_7^{-2}$ – гептаоксодихромат(VI) водорода; $H_2^+C^{+4}O_3^{-2}$ – триоксокарбонат(IV) водорода и т.д.

Состав любой кислородсодержащей кислоты может быть выражен общей формулой $mЭ_xO_y \cdot nH_2O$. При различных соотношениях m и n образуются разные кислоты, соответствующие одному и тому же кислотному оксиду. В этом случае суффиксы в названиях всех кислот остаются одинаковыми, меняются лишь приставки.

При $m = 1$, а $n \geq 1$ наименее гидратированная форма обозначается приставкой *мета-*, наиболее гидратированная – *орто-*. Например:

- ✓ H_2SiO_3 ($SiO_2 \cdot H_2O$) – метакремниевая кислота;
- ✓ H_4SiO_4 ($SiO_2 \cdot 2H_2O$) – ортокремниевая кислота.

Оксиду фосфора(V) P_2O_5 соответствуют три кислоты:

- ✓ метафосфорная HPO_3 ($P_2O_5 \cdot H_2O$);
- ✓ дифосфорная $H_4P_2O_7$ ($P_2O_5 \cdot 2H_2O$) (*уст.* пирофосфорная);
- ✓ ортофосфорная H_3PO_4 ($P_2O_5 \cdot 3H_2O$).

Если в формуле $mЭ_xO_y \cdot nH_2O$ $m > n$, то такие соединения называют поликислотами. В их названиях используют приставки *ди-*, *три-* и т.д., указывающие число молекул кислотного оксида, приходящееся на одну молекулу воды. Например:

✓ $H_2Cr_2O_7$ ($2CrO_3 \cdot H_2O$) – дихромовая кислота;
✓ $H_2Cr_3O_{10}$ ($3CrO_3 \cdot H_2O$) – трихромовая кислота.

Названия кислот и кислотных остатков приведены в табл. 46.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

В молекулах кислот все атомные частицы соединены ковалентными полярными связями. Поэтому кислоты, которые могут существовать в твердом состоянии, образуют молекулярные кристаллические решетки.

Кислоты существуют в виде:

1) индивидуальных веществ (жидкостей – H_2SO_4, $HClO_4$, HNO_3 и твердых веществ – H_3PO_4, H_2SiO_3, HPO_3, HIO_4, H_3BO_3, $H_4P_2O_7$);
2) растворов соответствующих газов (HBr, HCl, CO_2, SO_2 и др.);
3) только в растворах: $HMnO_4$, H_2CrO_4, $H_2Cr_2O_7$, $HClO_3$, $HClO_2$, $HClO$ и некоторые др.

Так как растворимость газов в воде ограничена, то растворы этих кислот никогда не бывают 100% концентрации (они «дымят», так как газ улетучивается за счет колебания температуры и давления; при кипячении легко разрушаются).

Кислоты могут быть бесцветными и окрашенными (хромовая кислота H_2CrO_4 существует в виде раствора желтого цвета, а марганцевая кислота $HMnO_4$ – в виде раствора фиолетового (красного) цвета).

Таблица 46

Исторически сложившиеся названия кислот и кислотных остатков (анионов), рекомендуемые ИЮПАК (в порядке убывания силы кислоты)

	Кислота	Название	Кислотный остаток (анион)	Название кислотного остатка
сильные	HI	иодоводородная	I^-	иодид
	$HClO_4$	хлорная	ClO_4^-	перхлорат
	HBr	бромоводородная	Br^-	бромид
	HCl	хлороводородная (соляная)	Cl^-	хлорид
	H_2SO_4	серная	SO_4^{2-}	сульфат
			HSO_4^-	гидросульфат
	H_2SeO_4	селеновая	SeO_4^{2-}	селенат
	$HMnO_4$	марганцовая	MnO_4^-	перманганат
	HNO_3	азотная	NO_3^-	нитрат
	$HClO_3$	хлорноватая	ClO_3^-	хлорат
	H_2CrO_4	хромовая	CrO_4^{2-}	хромат
	$H_2Cr_2O_7$	дихромовая	$Cr_2O_7^{2-}$	дихромат
средней силы	не существует (*уст.* H_2MnO_4)	(*уст.* марганцовистая)	MnO_4^{2-}	манганат
	HPO_3	метафосфорная	PO_3^-	метафосфат
	HIO_3	иодноватая	IO_3^-	иодат
	$HBrO_3$	бромноватая	BrO_3^-	бромат
	$HClO_2$	хлористая	ClO_2^-	хлорит
	$SO_2 \cdot nH_2O$ (*уст.* H_2SO_3)	полигидрат диоксида серы (*уст.* сернистая)	SO_3^{2-}	сульфит
			HSO_3^-	гидросульфит
	H_3PO_4	ортофосфорная	PO_4^{3-}	ортофосфат
			HPO_4^{2-}	гидроортофосфат
			$H_2PO_4^-$	дигидроортофосфат
	H_3AsO_4	ортомышьяковая	AsO_4^{3-}	ортоарсенат
	HF	фтороводородная (плавиковая)	F^-	фторид
	HNO_2	азотистая	NO_2^-	нитрит
	CH_3COOH	этановая (уксусная)	CH_3COO^-	ацетат
	H_2S	сероводородная	S^{2-}	сульфид
слабые			HS^-	гидросульфид
	$CO_2 \cdot H_2O$ (*уст.* H_2CO_3)	углеродная (угольная)	CO_3^{2-}	карбонат
			HCO_3^-	гидрокарбонат
	$HBrO$	бромноватистая	BrO^-	гипобромит
	$HClO$	хлорноватистая	ClO^-	гипохлорит
	HCN	циановодородная (синильная)	CN^-	цианид
	$B(OH)_3$ (*уст.* H_3BO_3)	гидроксид бора (*уст.* борная)	BO_3^{3-}	ортоборат
	HIO	иодноватистая	IO^-	гипоиодит
	H_2SiO_3	метакремниевая	SiO_3^{2-}	метасиликат

Многие кислоты хорошо растворимы в воде (малорастворим $B(OH)_3$ (*уст.* формула кислоты H_3BO_3), нерастворима H_2SiO_3), кислые на вкус, при попадании на кожу вызывают ожоги.

Общие свойства кислот (кислый вкус) обусловлены наличием в водных растворах ионов водорода (анионы в этом отношении значения не имеют).

***

Кислоты (уксусная, лимонная, яблочная) из-за своего вкуса и способности сохранять продукты питания, в частности, при консервировании, широко используются в кулинарии. Попробуйте провести простейший эксперимент по изучению свойств лимонной кислоты. Разрежьте яблоко пополам. На одну из половин нанесите лимонный сок, а на вторую нет. Какая половина яблока потемнела быстрее? Потемнение может быть предотвращено или замедленно при помощи антиоксидантов, препятствующих реакции кислорода с веществами яблока. Таким антиоксидантом натурального происхождения является лимонный сок. Попробуйте подобрать другие антиоксиданты природного происхождения и проверить их действие на практике.

***

ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОТ

1) Взаимодействие кислотных оксидов (ангидридов) с водой:

Кислотный оксид + H_2O = кислота

$$P_2O_5 + H_2O_{(недост.)} = 2HPO_3,$$
$$P_2O_5 + 3H_2O_{(изб.)} = 2H_3PO_4,$$
$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

2) Вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей:

Соль + кислота (более сильная или менее летучая) = соль + кислота (более летучая или более слабая)

$$K_2S + 2HBr = 2KBr + H_2S\uparrow,$$
$$Na_2SiO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow \ (H_2SiO_3 \xrightarrow{900-1000^0C} H_2O\uparrow + SiO_2).$$

3) Взаимодействие твердой соли и концентрированной серной кислоты (способ получения сильных достаточно летучих кислот):

$$NaCl_{(тв.)} + H_2SO_{4\,(конц.)} \xrightarrow{\leq 50^0C} NaHSO_4 + HCl\uparrow,$$
$$KNO_{3\,(тв.)} + H_2SO_{4\,(конц.)} \xrightarrow{вакуум} KHSO_4 + HNO_3\uparrow.$$

4) Взаимодействие неметаллов с водородом:

$$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl,$$
$$H_2 + S \xrightarrow{150-200^0C} H_2S.$$

5) Действием на неметаллы сильных окислителей:

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO\uparrow,$$

$$3I_2 + 10HNO_3 = 6HIO_3 + 10NO\uparrow + 2H_2O.$$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Общие свойства кислот в водных растворах обусловлены присутствием ионов H^+, образующихся в результате их электролитической диссоциации. Причем,

1) сильные одноосновные кислоты диссоциируют необратимо:

$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-,$$
$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-.$$

2) серная кислота

с массовой долей ее ≥ 93% практически не диссоциирована (очень слабый электролит);

с массовой долей ≈ 70-80% полность диссоциирована только по первой ступени, а по второй не диссоциирована вообще

$$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-;$$

с массовой долей ≈ 18% по первой ступени диссоциирована полностью, а по второй – на 30%

$$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-, \qquad HSO_4^- \leftrightarrow H^+ + SO_4^{2-};$$

с массовой долей ≤ 5% полностью диссоциирована по первой и второй ступеням

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-};$$

3) слабые одно- и многоосновные кислоты диссоциируют обратимо (многоосновные – ступенчато)

$$HF \leftrightarrow H^+ + F^-,$$
$$H_2S \leftrightarrow H^+ + HS^-, \qquad HS^- \leftrightarrow H^+ + S^{2-}.$$

1) Отношение к индикаторам

Растворы кислот изменяют окраску индикаторов (см. табл. 44).

2) Отношение друг к другу

Реакции возможны только ОВР – между кислотами, обладающими сильными окислительными свойствами (кислотами-окислителями: HNO_3 и $H_2SO_{4(конц.)}$) и кислотами, обладающими сильными восстановительными свойствами (кислотами-восстановителями: H_2S, HI, HBr, HCl) – продукты разнообразны:

$$H_2SO_{4\,(конц.)} + H_2S \rightarrow S\downarrow + SO_2\uparrow + 2H_2O,$$
$$H_2SO_{4\,(конц.)} + 2HBr_{(конц.)} \rightarrow Br_2\downarrow + SO_2\uparrow + 2H_2O,$$
$$H_2SO_{4\,(конц.)} + 8HI_{(конц.)} \rightarrow 4I_2\downarrow + H_2S\uparrow + 4H_2O,$$
$$2HNO_{3\,(конц.)} + 6HCl_{\,(конц.)} \xrightarrow{100-150^0C} 2NO\uparrow + 3Cl_2\uparrow + 4H_2O,$$
$$2HNO_{3\,(конц.,\,хол.)} + H_2S_{(насыщ.)} \xrightarrow{\tau} 2NO_2\uparrow + S\downarrow + 2H_2O,$$
$$2HNO_{3\,(конц.,\,гор.)} + SO_2 \rightarrow 2NO_2\uparrow + H_2SO_4,$$
$$6HNO_{3\,(60\%\text{-я})} + HI \rightarrow 6NO_2\uparrow + HIO_3 + 3H_2O.$$

3) Отношение к основаниям и амфолитам (см. Химические свойства оснований и амфолитов).

***

Жжение от укуса муравья возникает из-за попадания в кожу муравьиной кислоты (HCOOH). Поэтому нейтрализовать кислоту и таким образом обезболить укушенное место можно с помощью основания (раствора аммиака или раствора питьевой соды или слюной, которые имеют щелочную среду).

***

4) Отношение к солям

➢ Кислоты взаимодействуют с растворами солей, образованных более слабыми или более летучими кислотами. Образуются новая соль и кислота (более летучая или более слабая; силу кислот см. табл. 46 и нижеприведенное правило; летучесть см. Физические свойства кислот):

Кислота + соль = соль + кислота↑(кислота↓)

$$2HNO_3 + Na_2CO_3 = 2NaNO_3 + CO_2\uparrow + H_2O,$$
$$2HBr + K_2SiO_3 = 2KBr + H_2SiO_3\downarrow.$$

ПРАВИЛО
определения силы оксокислот

Кислородсодержащая кислота $Э(OH)_mO_n$. Если $n = 0$, то кислота очень слабая (H_3BO_3; $HClO$; H_6TeO_6 и др.). Если $n = 1$, то кислота слабая (H_2CO_3 и др.) или средней силы (H_3PO_4 и др.). Если $n \geq 2$, то кислота сильная (H_2SO_4; HNO_3 и др.).

Из сульфидов с растворами *кислот-неокислителей* реагируют растворимые (Na_2S, K_2S и др.) и малорастворимые в воде (FeS, MnS и др.), при этом нерастворимые сульфиды (PbS, CuS, HgS, Ag_2S и др.) с минеральными кислотами в химическую реакцию не вступают (т.к. сила электролита H_2S больше силы электролита нерастворимого сульфида):

$$2HCl + Na_2S = 2NaCl + H_2S\uparrow,$$
$$2HCl + FeS = FeCl_2 + H_2S\uparrow,$$
$$2HCl + CuS \neq .$$

➢ Сильные кислоты взаимодействуют с растворами солей других сильных кислот, если образуется нерастворимая соль:

Кислота + соль = соль↓ + кислота

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3,$$
$$2HI + Pb(NO_3)_2 = PbI_2\downarrow + 2HNO_3,$$
$$CaCl_2 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2HCl,$$
$$HClO_4 + AgNO_3 \neq .$$

➢ Концентрированная H_2SO_4 вытесняет другие сильные и слабые кислоты из сухих солей, образуются кислота и кислая соль:

$$H_2SO_{4\,(конц.)} + KClO_4 \xrightarrow{160^0C,\ вакуум} KHSO_4 + HClO_4,$$
$$2H_2SO_{4\,(конц.)} + Na_2CO_{3(тв)} = 2NaHSO_4 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

➢ При действии кислоты на основную соль этой же кислоты образуется средняя соль и вода:

Кислота 1 + основная соль кислоты 1 = средняя соль + H_2O

$$HCl + Mg(OH)Cl \rightarrow MgCl_2 + H_2O.$$

➢ При действии многоосновной кислоты на среднюю соль этой же кислоты образуется кислая соль, а при действии на кислую соль образуется кислая соль, содержащая большее число атомов водорода:

Кислота 1 + (многоосновная)	средняя/кислая соль кислоты 1	= кислая соль кислоты 1

$$H_3PO_4 + Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow 3CaHPO_4,$$
$$H_3PO_4 + CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2,$$
$$CO_2 + H_2O + CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2,$$
$$H_2SO_4 + Na_2SO_4 \rightarrow 2NaHSO_4.$$

➢ Слабая и летучая сероводородная кислота H_2S вытесняет даже сильные кислоты из растворов солей серебра, меди, кадмия, свинца и ртути, образуя с ними осадки сульфидов, нерастворимые не только в воде, но и в образующейся кислоте:

H_2S + соль Ag, Cu, Cd, Pb, Hg = кислота + $\downarrow Ag_2S, CuS, PbS, CdS, HgS$

$$H_2S + CuSO_4 \rightarrow CuS\downarrow + H_2SO_4.$$

➢ При действии кислоты на среднюю или комплексную соль с амфотерным металлом в анионе, соль разрушается и образуются:

а) в случае недостатка кислоты – средняя соль и амфотерный гидроксид

$$2HCl_{(недост.)} + Na_2ZnO_2 = 2NaCl + Zn(OH)_2\downarrow,$$
$$2HCl_{(недост.)} + Na_2[Zn(OH)_4] = 2NaCl + Zn(OH)_2\downarrow + 2H_2O;$$

б) в случае избытка кислоты – две средние соли и вода

$$4HCl_{(изб.)} + Na_2ZnO_2 = 2NaCl + ZnCl_2 + 2H_2O,$$
$$4HCl_{(изб.)} + Na_2[Zn(OH)_4] = 2NaCl + ZnCl_2 + 4H_2O.$$

Следует иметь в виду, что в ряде случаев между кислотами и солями протекают ОВР или реакции комплексообразования.

5) Отношение к оксидам (см. Химические свойства оксидов).

6) Отношение к металлам (см. Ряд активности металлов).

➢ ***Кислоты-неокислители*** реагируют с металлами, стоящими в ряду до водорода – образуются соль и водород (металлы со слабыми летучими кислотами H_2S, $CO_2 \cdot H_2O$, $SO_2 \cdot H_2O$ практически не реагируют, поэтому сульфиды, карбонаты и сульфиты нельзя получить этим способом):

Кислота-неокислитель + Me = соль + $H_2\uparrow$

$$H_2SO_{4\,(разб.)} + Fe = FeSO_4 + H_2\uparrow,$$
$$6HI + 2Al = 2AlI_3 + H_2\uparrow.$$

➢ ***Кислоты-окислители*** (HNO_3, $H_2SO_{4\,(конц.)}$) взаимодействуют со многими металлами. Образуются соль и какой-нибудь продукт восстановления кислоты, но не $H_2\uparrow$ (*искл.* $\neq Au, Pt, Ir, Rh, Ta$ и некоторые

др.). Продукты восстановления кислот-окислителей при взаимодействии с металлами приведены в табл. 47.

Например:

$HNO_3 + Me = Me(NO_3)_n + H_2O + (NO_2, NO, N_2O, N_2, NH_4NO_3$ – см. табл.47$)$
$H_2SO_{4\,(конц.)} + Me = Me_2(SO_4)_n + H_2O + (SO_2, S$ *или* H_2S - см. табл.47$)$

$$4HNO_{3\,(конц.)} + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O,$$
$$5H_2SO_4 + 8Na = 4Na_2SO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O.$$

Таблица 47

Продукты восстановления кислот-окислителей[59] при взаимодействии их с металлами (см. также ряд активности металлов)

Кислоты-окислители	Металлы			
	от *Li* до *Na*	от *Mg* до *Fe*	от *Ni* до Pb^{II} *(H)* от *Cu* до *Ag*	от Pb^{IV} до *Au*
$H_2SO_{4\,(конц.)}$	H_2S	S	SO_2	не реагируют
$HNO_{3\,(разб.)}$	N_2, N_2O, NH_4NO_3 *(сильно разб.)*		NO	
$HNO_{3\,(конц.)}$	N_2O	NO_2		

Некоторые достаточно активные металлы (*Al, Fe, Cr, Co, Ni*) в концентрированных растворах азотной и серной кислот ($\omega_{(к\text{-}ты)} > 80\%$) при стандартных условиях покрываются защитной пленкой, препятствующей взаимодействию металлов (***пассивируются***; аналогично человек изолирует себя одеждой от внешний воздействий). Однако горячие концентрированные растворы этих кислот реагируют с указанными металлами:

$$H_2SO_{4\,(конц.)} + Al \neq ,$$
$$4H_2SO_{4\,(конц.)} + 2Al \xrightarrow{t^0C} Al_2(SO_4)_3 + S\downarrow + 4H_2O.$$

Очень пассивные металлы (*Au, Pt*) могут быть растворены «царской водкой» – смесью одного объема концентрированной азотной кислоты и тремя объемами концентрированной соляной кислоты.

7) Отношение к неметаллам

С неметаллами взаимодействуют только кислоты, обладающие сильными окислительными или восстановительными свойствами.

➢ ***Кислоты-окислители*** (HNO_3, $H_2SO_{4\,(конц.)}$) окисляют неметаллы до соответствующей кислоты, а кислота, взятая для реакции, восстанавливается до какого-либо газообразного оксида:

Кислота-окислитель + неМе = новая кислота + оксид↑

$HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow NO_2\uparrow$ (или $NO\uparrow$), $HNO_{3\,(разб.)} \rightarrow NO\uparrow$, $H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow SO_2\uparrow$.

Например:

$$6HNO_{3\,(конц.)} + S \xrightarrow{кип.} H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O,$$
$$2H_2SO_{4\,(конц.)} + S \xrightarrow{кип.} 3SO_2\uparrow + 2H_2O,$$
$$2HNO_{3\,(разб.)} + S \rightarrow H_2SO_4 + 2NO\uparrow,$$
$$2H_2SO_{4\,(конц.,\,гор.)} + C \rightarrow 2SO_2\uparrow + CO_2\uparrow + 2H_2O,$$

[59] Обычно при взаимодействии кислоты-окислителя с металлом выделяется смесь продуктов, в табл. 47 указан лишь основной (образующийся в большем количестве).

$$4HNO_{3\,(конц.,\,гор.)} + C \rightarrow CO_2\uparrow + 4NO_2\uparrow + 2H_2O,$$
$$5HNO_{3\,(разб.)} + P_{(красн.)} + 2H_2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO\uparrow,$$
$$5HNO_{3\,(конц.)} + P_{(красн.)} \xrightarrow{кип.} H_3PO_4 + 5NO_2\uparrow + H_2O.$$

➢ ***Кислоты-восстановители*** восстанавливают неметаллы до соответствующей кислоты, а кислота, взятая для реакции, окисляется до неметалла (*искл.* F_2):

Кислота-восстановитель + неМе = новая кислота + новый неМе

$$H_2S + I_2 = 2HI + S\downarrow,$$
$$H_2S + Br_2 = 2HBr + S\downarrow,$$
$$H_2S + 4Cl_2 + 4H_2O = H_2SO_4 + 8HCl.$$

8) Отношение к нагреванию

Устойчивы: H_2SO_4 и H_3PO_4. Другие разлагаются:

➢ оксокислоты на оксид и воду (или кислота с меньшим содержанием воды)

$$CO_2{\cdot}H_2O \xrightarrow{кип.} H_2O + CO_2\uparrow,$$
$$H_2SiO_3 \xrightarrow{900-1000^0C} H_2O\uparrow + SiO_2,$$
$$2H_3PO_4 \xrightarrow{150^0C} H_4P_2O_7 + H_2O,$$
$$H_4P_2O_7 \xrightarrow{300^0C,\,вак.} 2HPO_3 + H_2O,$$

➢ галогеноводородные на *HHal* и воду.

Если разложение – ОВР, продукты разнообразны:

$$3HNO_{2(р)} \xrightarrow{\geq 100^0C} 2NO\uparrow + HNO_3 + H_2O,$$
$$4HNO_3 \xrightarrow{hv} 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow + 2H_2O\uparrow,$$
$$2HNO_{2(г)} \leftrightarrow NO + NO_2 + H_2O,$$
$$3HClO \xrightarrow{60-80^0C} 2HCl + HClO_3.$$

ПРИМЕНЕНИЕ КИСЛОТ

В медицине при недостаточной кислотности желудочного сока используют разбавленные растворы хлороводородной (соляной) кислоты. Находит применение и гидроксид бора $B(OH)_3$ в качестве противомикробного средства. Серная кислота используется в аккумуляторах; азотную и фосфорную кислоту используют для получения удобрений, взрывчатых веществ и др. Кислоты широко используют в промышленности, в быту и в сельском хозяйстве. Так, например, слабый раствор ортофосфорной кислоты используется в пищевой промышленности (при изготовлении газированных напитков «Fanta», «Coca-cola», «Pepsi»).

«Обнаружение щелочных и кислотных свойств растворов, применяемых в быту». Для проведения эксперимента понадобится индикаторная бумага (ее можно легко приготовить при наличии фильтровальной бумаги и раствора универсального индикатора (имеется в кабинете химии) или используя, например, красную капусту. Техника выполнения работы простая: готовятся растворы мыла, аммиака, древесной золы, стирального порошка, поваренной соли, сахара и т.п.; далее с помощью индикаторной бумаги (или раствора капустного сока) определяется кислотность среды. Результаты исследования представьте в виде таблицы. Учителю сдайте описание эксперимента и раствор индикатора (если вы готовили его самостоятельно). Для приготовления раствора нашинкуйте капусту и в течение нескольких минут прокипятите. Получившийся отвар используйте для анализа различных веществ. В присутствии кислоты он становится розовым (pH<7), а в присутствии основания – зеленым (pH>7).

***

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

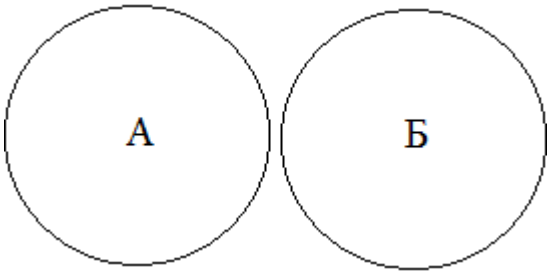
423. Из приведенных формул веществ укажите формулы кислот, их основность: HNO_2, $Mn(OH)_2$, $B(OH)_3$, $H_2Cr_2O_7$, H_2Te.

424. По описанию оксидов и соответствующих им гидроксидов определите формулы веществ, о которых идет речь в табл. 48:

Таблица 48

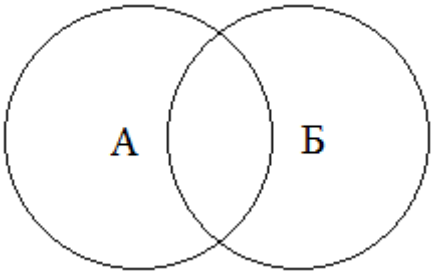
Некоторые оксиды и гидроксиды

Формула оксида	Оксид	Гидроксид	Формула гидроксида
	твердый, черного цвета	твердый, голубого цвета	
	жидкий, бесцветный	тяжелая маслянистая жидкость	
	твердый, коричневый	бурый, нерастворимый в воде	
	твердый, белого цвета	белого цвета, растворимый в воде, окрашивает пламя в фиолетовый цвет	
	твердый, нерастворимый в воде, основной компонент песка	белого цвета, нерастворимый в воде	
	белый, растворимый в воде, тривиальное название – негашеная известь	белый, малорастворимый в воде, тривиальное название – гашеная известь	

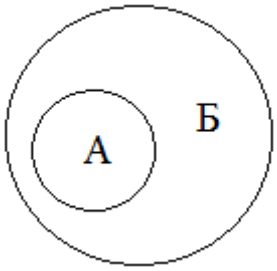


Несовместимые множества

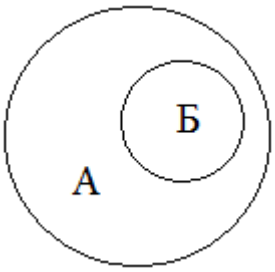
425. Какой из рисунков (см. рис. 61) показывает правильное соотношение между множествами **А** и **Б**, если:
а) **А** включает в себя все щелочи, а **Б** – все растворимые основания; б) **А** включает в себя все гидроксиды, а **Б** – все основания и амфотерные



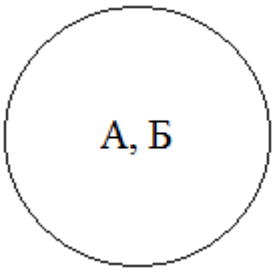
Пересекающиеся множества



Множество подчиняющее (Б) и подчиненное (А)



Множество подчиняющее (А) и подчиненное (Б)



Равнозначные (тождественные) множества

Рис. 61. Множества

гидроксиды; в) **А** включает в себя все кислоты, а **Б** – все гидроксиды; г) **А** включает в себя все бескислородные кислоты, а **Б** – кислородсодержащие кислоты; д) **А** – растворимые и малорастворимые основания, а **Б** – все щелочи; е) **А** – все гидроксиды металлов IA и IIA-группы периодической системы, а **Б** – все щелочи; ж) **А** включает в себя гидроксид аммония, **Б** – все растворимые гидроксиды.

426. Назовите отдельно формулы бескислородных и кислородсодержащих кислот: H_2SeO_3, H_2Se, HBr, $HBrO_3$, $HClO_4$, HCl, H_6TeO_6.

427. Составьте графические формулы следующих кислот, укажите валентность и степень окисления хлора в каждой из них: $HClO_2$, $HClO$, $HClO_4$, $HClO_3$, HCl.

428. Определите степень окисления центрального атома в кислотах: $B(OH)_3$, H_2SeO_4, H_2CrO_4, $HReO_4$, H_5IO_6. Составьте формулы оксидов, соответствующих этим кислотам.

429. В какой кислоте массовая доля серы больше (устно): в H_2SO_4, H_2SO_3 или в H_2S?

430. «Третий лишний». Укажите кислоту, которая не соответствует признаку, объединяющему две другие. Назовите кислоты.

а) HNO_3, H_3PO_4, H_2SiO_3

б) H_2SO_4, H_3PO_4, H_2CO_3

в) HNO_3, HCl, H_2SiO_3

431. Составьте УХР, если они протекают (для ОВР составьте уравнения электронного баланса):

1) $SO_3 + H_2O \rightarrow ...$;
2) $Na_2SiO_3 + HCl \rightarrow ...$;
3) $K_2S + HCl \rightarrow ...$;
4) $SO_2 + H_2O \rightarrow ...$;
5) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow ...$;
6) $SiO_2 + H_2O \rightarrow ...$;
7) $H_2 + Br_2 \rightarrow ...$;
8) $HCl + KNO_3 \rightarrow ...$;
9) $H_2S + KCl \rightarrow ...$;
10) $H_2S + CuSO_4 \rightarrow ...$;
11) $HCl + CaCO_3 \rightarrow ...$;
12) $Cu + HCl_{(разб.)} \rightarrow ...$;
13) $KNO_{3\,(разб.)} + H_2SO_{4\,(разб.)} \rightarrow ...$;
14) $KNO_{3\,(тв)} + H_2SO_{4\,(конц.)} \xrightarrow{t^0C} ...$;
15) $CuSO_4 + HCl \rightarrow ...$;
16) $H_3PO_4 + K_2O \rightarrow ...$;
17) $H_3PO_4 + KOH \rightarrow ...$;
18) $HCl + BaO \rightarrow ...$;
19) $KCl_{(разб.)} + H_2SO_{4\,(разб.)} \rightarrow ...$;
20) $K_2SO_3 + HCl \rightarrow ...$;
21) $Na_2SiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow ...$;
22) $CuSO_4 + HNO_3 \rightarrow ...$;
23) $H_3PO_4 + Cu \rightarrow ...$;
24) $H_3PO_4 + NH_3 \rightarrow ...$;
25) $H_2SO_{4\,(разб.)} + Fe \rightarrow ...$;
26) $KCl_{(тв)} + H_2SO_{4\,(конц.)} \xrightarrow{t^0C} ...$;
27) $K_2SiO_3 + HNO_3 \rightarrow ...$;
28) $Fe + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow ...$;
29) $Zn + H_2SO_{4\,(разб.)} \rightarrow ...$;
30) $Cr(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow ...$;
31) $ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ...$;
32) $Hg + HCl \rightarrow ...$;
33) $Hg + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow ...$;
34) $Ba(NO_3)_2 + HCl \rightarrow ...$;
35) $Al_2O_3 + HNO_3 \rightarrow ...$;
36) $H_2SO_{4\,(конц.)} + Al \rightarrow ....$

432. Как осуществить следующие превращения: 1) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_2 \cdot nH_2O$; 2) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$; 3) $NaNO_3 \rightarrow HNO_3$? Приведите УХР.

433. Какими из указанных способов можно получить кислоту?

а) $KCl_{(р)} + H_2SO_{4(р)} \rightarrow ...$;
б) $KCl_{(тв)} + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow ...$;
в) $BaCl_{2(р)} + H_2SO_{4(р)} \rightarrow ...$;
г) $K_2SO_{3(тв)} + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow ...$;
д) $KCl_{(тв)} + HNO_{3(р)} \rightarrow ...$;
е) $K_2S_{(р)} + HCl_{(р)} \rightarrow ...$;
ж) $H_2S_{(р)} + KCl_{(р)} \rightarrow ....$

434. Приведите формулы известных вам растворимых в воде кислот (устно). Какие кислоты являются водными растворами газообразных веществ? Приведите их формулы (устно). Приведите формулы кислот, существующих только в водных растворах (устно).

435. * Сравните химические свойства следующих кислот: 1) $H_2SO_{4\,(конц.)}$ и $H_2SO_{4\,(разб.)}$; 2) $HNO_{3\,(конц.)}$ и $HNO_{3\,(разб.)}$.

436. С какими из веществ, формулы которых указаны ниже, реагирует разбавленная серная кислота H_2SO_4: Fe_2O_3, Mg, $Ca(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, Cu, P_2O_5, Hg? Приведите УХР.

437. Составьте УХР и укажите ее тип, если известно, что 1 моль неизвестной кислоты реагирует с 1 моль неизвестного оксида. В результате реакции образуются 1 моль воды и 1 моль соли, раствор которой имеет голубую окраску.

438. Соотнесите и восстановите записи УХР:

Свойства кислот

1) взаимодействие с основанием
2) реакция с оксидом металла
3) взаимодействие с металлом
4) реакция с солью

Продукты реакции

а) … = $CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$
б) … = $ZnSO_4 + H_2\uparrow$
в) … = $KNO_3 + H_2O$
г) … = $MgSO_4 + H_2O$
д) … = $Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$
е) … = $AgCl\downarrow + HNO_3$.

439. * Составьте УХР по заданным схемам, определив вещества **A, B, C, D, E**:

а) $Cu + \mathbf{A} \rightarrow \mathbf{B}$;
б) $\mathbf{B} + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + \mathbf{C}$;
в) $2\mathbf{C} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\mathbf{D} + O_2$;
г) $\mathbf{D} + ZnO \rightarrow H_2O + \mathbf{E}$;
д) $\mathbf{E} + 2HCl \rightarrow \mathbf{D} + ZnCl_2$.

440. *Эту кислоту называют «фундаментом» или «хлебом» химической промышленности. Основным потребителем этого вещества является производство минеральных удобрений. Она необходима для получения красителей, взрывчатых веществ, медикаментов, моющих средств, многих других кислот, очистки керосина, нефтяных масел. Кислота служит электролитом в свинцовых аккумуляторах, обугливает многие органические вещества – кожу, древесину, ткани, крахмал, сахара и др. Кислота представляет собой бесцветную жидкость, вязкую, как масло, не имеющую запаха, почти в два раза тяжелее воды. Определите неизвестную кислоту, если известно, что в ее состав входит 32,65% серы и 65,31% кислорода (по массе).

441. Выживут ли караси в озере объемом 500000 м^3, в воду которого попало 100 м^3 сточных вод сернокислотного завода, содержащих 1600 кг оксида серы(VI)? Токсическая концентрация серной кислоты для карасей равна 138 мг/л.

442. В результате вулканической деятельности образовалась смесь газов объемом 2000 м^3 (н.у.), в которой объемная доля сероводорода составила 0,15. Сероводород полностью растворился в соседнем водоеме, объем воды в котором $5\cdot10^6$ м^3. Можно ли использовать воду из данного источника в хозяйственно-питьевых целях, если ПДК(H_2S)=0,05 мг/л?

443. *Когда во время Второй мировой войны фашистские войска оккупировали датскую столицу Копенгаген (апрель 1940 года), венгерский химик Хевеши растворил в царской водке нобелевские медали немецких физиков Макса фон Лауэ и Джеймса Франка, чтобы спрятать их от оккупантов. После войны де Хевеши выделил спрятанное золото и передал его Шведской королевской академии наук, которая изготовила новые медали и передала их фон Лауэ и Франку. Как реагирует царская водка с золотом и каков её химический состав? Как выделить металлическое золото из «отработанного» раствора царской водки?

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №27

1. Соотнесите формулы и названия кислот:

ФОРМУЛА КИСЛОТЫ	НАЗВАНИЕ КИСЛОТЫ
А) $HClO_3$	1) азотистая кислота
Б) HNO_3	2) марганцовая кислота
В) $HMnO_4$	3) хлорная кислота
Г) $HClO_2$	4) триоксонитрат(V) водорода
	5) хлористая
	6) хлорноватая

2. Кислотные свойства усиливаются в ряду:
1) $HBr – HCl – HF$; 2) $H_3PO_4 – H_2SO_4 – HClO_4$;
3) $HNO_3 – H_2CO_3 – H_3BO_3$; 4) $HNO_3 – H_3PO_4 – H_3AsO_4$.

3. Едким веществом <u>не является</u>:
1) $CaCO_3$; 2) $NaOH$; 3) HNO_3; 4) KOH.

4. Оксокислотой <u>не является</u>:
1) $HClO_3$; 2) $HClO_2$; 3) $HClO$; 4) HCl.

5. Соотнесите кислоту и способ ее получения:

ФОРМУЛА КИСЛОТЫ	СПОСОБ ПОЛУЧЕНИЯ
А) HCl	1) вытеснением слабых, летучих или малорастворимых кислот
Б) H_2SiO_3	2) при действии концентрированной серной кислоты на раствор хлорида металла
В) HNO_3	3) действием на неметаллы сильных окислителей
Г) HIO_3	4) взаимодействием неметаллов с водородом на свету
	5) действием на твердую соль концентрированной серной кислоты
	6) взаимодействием неметалла с водородом при нагревании

6. Кислотные свойства наиболее ярко выражены у вещества, формула которого:
1) NH_3; 2) H_2S; 3) HCl; 4) SiH_4.

7. С раствором серной кислоты взаимодействует каждое из двух веществ:
1) хлорид бария и оксид углерода(IV); 2) магний и хлорид бария; 3) хлорид натрия и фосфорная кислота; 4) медь и гидроксид калия.

8. Соляная кислота <u>не взаимодействует</u> ни с одним из двух веществ:
1) цинком и гидроксидом натрия; 2) медью и оксидом меди(II); 3) ртутью и оксидом углерода(IV); 4) магнием и аммиаком.

9. Концентрированная азотная кислота реагирует с каждым из перечисленных веществ:
1) Au и Cu; 2) Cu и Na_2CO_3; 3) Na_2CO_3 и Fe; 4) SiO_2 и Zn.

10. И гидроксид калия, и бромоводородная кислота реагируют с:
1) карбонатом кальция $CaCO_3$; 2) оксидом хрома(III) Cr_2O_3; 3) алюминием Al; 4) оксидом кремния SiO_2; 5) нитратом свинца(II) $Pb(NO_3)_2$; 6) сульфатом меди(II) $CuSO_4$.

****

§ 30 ХИМИЯ АМФОЛИТОВ

Амфолиты – это электролиты, при диссоциации которых в водном растворе одновременно образуются катионы водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^-.

Амфолиты проявляют амфотерные свойства[60], то есть в одних случаях ведут себя как основания (в кислотной среде), а в других, как кислоты (в щелочной среде).

Все амфотерные гидроксиды (например $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Be(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Sb(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Mn(OH)_4$ и др.) плохо растворяются в воде, хорошо – в кислотах и щелочах.

НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Амфотерные гидроксиды достаточно широко распространены в природе: гиббсит $Al(OH)_3$, бёмит $AlO(OH)$, гётит $FeO(OH)$ и др.

НОМЕНКЛАТУРА АМФОЛИТОВ

Названия некоторых амфолитов приведены ниже: $AlO(OH)$ – метагидроксид алюминия; $Al(OH)_3$ – гидроксид алюминия; тригидроксид алюминия; $Zn(OH)_2$ – гидроксид цинка(II); дигидроксид цинка.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМФОЛИТОВ

Общие свойства амфолитов в водных растворах обусловлены способностью последних к электролитической диссоциации с образованием как ионов водорода H^+, так и гидроксид-ионов OH^-. Причем: ***амфолиты*** – *очень слабые электролиты,* поэтому диссоциируют обратимо и ступенчато:

- ✓ как основание $Zn(OH)_2 \leftrightarrow Zn(OH)^+ + OH^-$, $Zn(OH)^+ \leftrightarrow Zn^{2+} + OH^-$;
- ✓ как кислота $H_2ZnO_2 \leftrightarrow H^+ + HZnO_2^-$, $HZnO_2^- \leftrightarrow H^+ + ZnO_2^{2-}$

(хотя гидроксид цинка диссоциирует как кислота и основание, основные свойства для этого вещества более характерны).

1) Отношение к кислотам

Амфолиты реагируют с кислотами, проявляя себя как основания, образуется соль и вода:

Амфолит + кислота = соль + H_2O

$$Zn(OH)_{2\,(тв)} + 2HBr_{(р)} = ZnBr_{2\,(р)} + 2H_2O.$$

2) Отношение к основаниям

Амфолиты взаимодействуют со щелочами в растворах (с образованием комплексных соединений):

Амфолит + щелочь = комплексная соль

$$Zn(OH)_{2\,(тв)} + 2NaOH_{(р)} = Na_2[Zn(OH)_4]_{(р)}.$$

тетрагидроксоцинкат(II) натрия

3) Отношение к нагреванию

Все амфотерные гидроксиды термически неустойчивы и разлагаются на соответствующий оксид и воду при нагревании:

Амфолит $\xrightarrow{t^0C}$ амфотерный оксид + H_2O

[60] ***Амфотерность*** (т.е. двойственность) – это способность некоторых веществ в зависимости от условий проявлять как кислотные, так и основные свойства.

$$Be(OH)_2 \xrightarrow{200-800^0C} BeO + H_2O,$$
$$2Cr(OH)_3 \xrightarrow{430-1000^0C} Cr_2O_3 + 3H_2O.$$

В связи с этим нужно учитывать, что фактически ***в процессе сплавления амфотерных гидроксидов с оксидами и щелочами участвует не сам амфотерный гидроксид, а соответствующий ему оксид***.

ПОЛУЧЕНИЕ АМФОЛИТОВ

Как правило, амфолиты получают взаимодействием растворов солей и водного раствора аммиака (или недостатка щелочи):

$$AlCl_3 + 3NH_3 \cdot H_2O = Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4Cl,$$
$$AlCl_3 + 3NaOH_{(недост.)} = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl.$$

***

Легкий легкоплавкий металл X используется для восстановления некоторых металлов из их оксидов. Он образует амфотерный гидроксид $X(OH)_3$, который находит применение в медицине в качестве адсорбирующего и обволакивающего средства. Где в быту можно встретить изделия из X? В состав каких минералов он входит? Найдите информацию об использовании соединений X в медицине (представить можно в виде таблицы).

***

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

444. *Приведите примеры слов, в которых встречается корень «**амф**». Какое смысловое значение вносит данный корень?

445. Какие из соединений, формулы которых приведены ниже, относятся к гидроксидам: HNO_3, HCl, $Cu(OH)_2$, $CO_2 \cdot H_2O$, $Cr(OH)_3$, H_2S, $Ba(OH)_2$, $H_4P_2O_7$, HPO_3, $HClO_4$, $HClO$?

446. Для гидроксидов, формулы которых приведены ниже, составьте графические формулы, укажите их характер: $Cr(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, H_2CrO_4. Составьте формулы оксидов, соответствующих гидроксидам.

447. Составьте УХР, укажите условия их осуществления:

а) $NaOH + AlCl_3 \rightarrow \ldots$;

б) $Zn(NO_3)_2 + KOH \rightarrow \ldots$;

в) $BeO + H_2O \rightarrow \ldots$.

448. Какими способами можно получить: а) $Zn(OH)_2$; б) $Al(OH)_3$. Составьте УХР. Приведите УХР, с помощью которых можно доказать амфотерный характер гидроксида.

449. Осуществите превращения. Назовите все вещества, укажите типы реакций:

а) $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$;

$\updownarrow$

$Na_3[Al(OH)_6]$

б) $Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO$.

450. С какими из веществ, формулы которых приведены ниже, взаимодействует гидроксид цинка $Zn(OH)_2$: HNO_3, $Cu(OH)_2$, H_2O, CO_2, KNO_3, KOH? Составьте УХР.

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №28

1. К амфотерным оксидам относится:
1) SO_3; 2) K_2O; 3) Ga_2O_3; 4) N_2O.

2. Амфотерный оксид и гидроксид образует:
1) *Be*; 2) *Mg*; 3) *Ca*; 4) *Ba*.

3. Гидроксид алюминия(III):
1) проявляет только основные свойства; 2) проявляет только кислотные свойства; 3) проявляет амфотерные свойства; 4) не проявляет кислотно-основных свойств.

4. Сокращенное ионное уравнение реакции $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3$ соответствует взаимодействию:
1) $AlCl_3$ с H_2O; 2) Al_2O_3 с H_2O; 3) $AlCl_3$ со щелочью; 4) алюминия со щелочью.

5. Гидроксид цинка можно получить:
1) действием раствора аммиака на хлорид цинка; 2) действием избытка раствора гидроксида натрия на хлорид цинка; 3) взаимодействием оксида цинка с водой; 4) взаимодействием цинка со свежеосажденным гидроксидом меди.

6. Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении взаимодействия 1 моль гидроксида цинка с 2 моль соляной кислоты равна:
1) 7; 2) 5; 3) 6; 4) 4.

7. И с раствором гидроксида калия, и с азотной кислотой реагирует:
1) *ZnO*; 2) *FeO*; 3) SiO_2; 4) *MgO*.

8. С гидроксидом бериллия реагируют оба вещества:
1) HNO_3 и $CaCl_2$; 2) $CuCl_2$ и O_2; 3) O_2 и *KOH*; 4) *NaOH* и H_2SO_4.

9. Оксид хрома(III) реагирует с каждым из двух веществ:
1) *HCl* и H_2O; 2) H_2O и *NaCl*; 3) *NaCl* и *NaOH*; 4) *NaOH* и *HCl*.

10. При действии избытка раствора гидроксида калия на раствор сульфата алюминия образуется:
1) Al_2O_3; 2) $Al(OH)_3$; 3) $KAlO_2$; 4) $K[Al(OH)_4]$.

****

§ 31 ХИМИЯ СОЛЕЙ

Соли – это электролиты, при диссоциации которых в водном растворе образуются катионы металла (или катионы аммония NH_4^+) и анионы кислотного остатка.

НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Многие соли находятся в земной коре в виде минералов, имеющих промышленное значение, например, магнезит $MgCO_3$, кальцит (мрамор) $CaCO_3$, витлокит $Ca_3(PO_4)_2$, гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, мирабилит $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, малахит $Cu_2CO_3(OH)_2$, гидроксиапатит $Ca_5(PO_4)_3OH$, доломит $CaMg(CO_3)_2$, чилийская селитра (нитронатрит) $Na_2IO_3(NO_3)$, алюмокалиевые квасцы $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, изумруд $Be_3Al_2(SiO_3)_6$, фторапатит $Ca_5(PO_4)_2F$ и др.

КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ

соли

средние	***кислые*** (***гидросоли***)	***основные*** (***гидроксосоли***)	***двойные***	***смешанные***	***комплексные***[61]
$NaCl$ NH_4Cl	$NaHCO_3$	$Al(OH)_2NO_3$	$KAl(SO_4)_2$	$CaClOCl$	$[Ag(NH_3)_2]Cl$

При взаимодействии кислоты и основания возможны:

1) полное замещение в кислоте атомных частиц водорода на атомы металла – образуется *нормальная (средняя) соль*

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O,$$
$$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2H_2O;$$

2) неполное замещение атомов водорода в многоосновной кислоте на атомы металла (кислота в избытке) – образуется *кислая соль (гидросоль)*

Кислые соли получают в избытке кислоты

$$KOH + H_2S_{(изб.)} = KHS + H_2O,$$
$$NaOH + CO_{2\,(изб.)} = NaHCO_3;$$

3) неполное замещение групп *–OH* в многокислотном основании на кислотные остатки (основание в избытке) – образуется *основная соль (гидроксосоль)*

Основные соли получают в избытке основания

$$Fe(OH)_{2\,(изб.)} + HCl = Fe(OH)Cl + H_2O,$$
$$Al(OH)_{3\,(изб.)} + HNO_3 = Al(OH)_2NO_3 + H_2O;$$

4) полное замещение атомных частиц водорода в многоосновной кислоте на атомы двух различных металлов (кислота + 2 основания) – образуется *двойная соль* $KOH + Al(OH)_3 + 2H_2SO_4 = KAl(SO_4)_2 + 4H_2O$,

$$2KOH + NaOH + H_3PO_4 = K_2NaPO_4 + 3H_2O;$$

5) полное замещение групп *–OH* в многокислотном основании на остатки двух различных кислот (основание + 2 кислоты) – образуется *смешанная соль* $Ca(OH)_2 + HClO + HCl \rightarrow CaCl(OCl) + 2H_2O$.

НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ

Традиционное название соли состоит из латинского названия аниона и названия металла (в скобках римской цифрой указывается степень окисления металла). В названиях кислых солей используется приставка *гидро-*; в названиях основных солей – приставка *гидроксо-* (с указанием числа атомных частиц водорода или гидроксогрупп в молекуле соли). Исторически сложившиеся названия некоторых солей приведены в табл. 49.

[61] Подробнее о комплексных соединениях (в т.ч. о комплексных солях) речь пойдет в 11 классе.

Таблица 49

Номенклатура некоторых солей

Формула	Исторически сложившееся название	Название по ИЮПАК
$NaCl$	соль морская (пищевая, поваренная)	хлорид натрия
$2CaSO_4 \cdot H_2O$	алебастр	сульфат кальция – вода (2/1)
$BaSO_4$	белила баритовые	сульфат бария
$CaCl(OCl)$	хлорная известь	хлорид-гипохлорит кальция
$KAl(SO_4)_2$	-	сульфат калия – алюминия
$Fe(OH)Cl$	основной хлорид железа(II)	гидроксохлорид железа(II)
$NaHCO_3$	питьевая сода	гидрокарбонат натрия
KNO_3	селитра индийская	нитрат калия
$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$	купорос белый (цинковый)	гептагидрат сульфата цинка(II)
$FeSO_4 \cdot 7H_2O$	купорос зеленый (железный)	гептагидрат сульфата железа(II)
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	купорос синий (медный)	пентагидрат сульфата меди(II)
Na_2CO_3	сода кальцированная	карбонат натрия
K_2CO_3	поташ	карбонат калия
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	соль английская (горькая)	гептагидрат сульфата магния
$KClO_3$	бертолетова соль	хлорат калия
$K_3[Fe(CN)_6]$	красная кровяная соль	гексацианоферрат(III) калия
$K_4[Fe(CN)_6]$	желтая кровяная соль	гексацианоферрат(II) калия
$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	глауберова соль	декагидрат сульфата натрия
$Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$	соль Мора	гексагидрат сульфата аммония-железа(II)
$Na[AuCl_4] \cdot 2H_2O$	золотая соль	дигидрат тетрахлороаурата(III) натрия

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

Соли – твердые вещества с ионной кристаллической решеткой. Обладают высокими температурами плавления, однако, не достигнув температуры плавления, многие соли разлагаются. Растворы солей проводят электрический ток (сухие соли ток не проводят).

Соли имеют различную окраску. Большинство солей белого цвета: $NaCl$, KCl, KNO_3, $BaSO_4$ и др. Окраска водных растворов солей обусловлена присутствием гидратированных катионов или анионов. Так, растворы солей меди(II) обычно голубого цвета, никеля(II) – зеленого, кобальта(II) – розового, перманганат-ион MnO_4^- придает растворам фиолетовую окраску, хромат-ион CrO_4^{2-} – желтую, а дихромат-ион $Cr_2O_7^{2-}$ – оранжевую.

Хорошо растворимы в воде: все соли азотной кислоты (нитраты); все соли аммония; большинство солей щелочных металлов.

***

Самое широкое распространение на кухне получили поваренная соль и питьевая сода. Первая придает соленый вкус блюдам, а вторая используется при выпечке хлеба и пирогов, для устранения приступов «изжоги» или как чистящее средство.

***

ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ

Существует несколько основных способов получения средних солей. Общие схемы УХР приведены ниже (см. разделы «Химия оксидов» и «Химия гидроксидов»):

1) кислота + основание = **соль** + вода;
2) кислота + основной оксид = **соль** + вода;
3) кислота + амфотерный оксид = **соль** + вода;
4) кислота + соль = **соль**↓ + кислота;
5) кислота + соль = **соль** + кислота↑ (или ↓);
6) кислота + Ме = **соль** + H_2↑;
7) кислотный оксид + основной оксид = **соль**;
8) кислотный оксид + амфотерный оксид = **соль**;
9) кислотный оксид + основание = **соль** + вода;
10) Ме + неМе = бинарное соединение (**соль**);
11) Ме + соль = Ме↓ + **соль**;
12) соль + щелочь (основание) = основание↓ + **соль**;
13) соль + щелочь (основание) = основание + **соль**↓;
14) соль + соль = **соль**↓ + соль;
15) щелочь + амфотерный Ме = **соль** + H_2↑;
16) щелочь + амфотерный оксид = **соль** + вода↑

О получении кислых, основных, двойных и смешанных солей см. раздел «Классификация солей».

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

Общие химические свойства солей обусловлены их способностью к диссоциации в водном растворе. Причем:

1) средние соли диссоциируют необратимо и полностью (в одну ступень):

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-,$$
$$Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-};$$

2) кислые соли диссоциируют ступенчато (по первой ступени необратимо, по остальным – обратимо)

$$KH_2PO_4 \rightarrow K^+ + H_2PO_4^-,$$
$$H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-},$$
$$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-};$$

3) основные соли диссоциируют ступенчато (по первой ступени необратимо, по остальным – обратимо)

$$Mg(OH)Cl \rightarrow Mg(OH)^{+} + Cl^{-},$$
$$Mg(OH)^{+} \leftrightarrow Mg^{2+} + OH^{-};$$

4) двойные соли диссоциируют полностью и необратимо (в одну ступень)

$$KAl(SO_4)_2 \rightarrow K^{+} + Al^{3+} + 2SO_4^{2-},$$
$$KNaSO_4 \rightarrow K^{+} + Na^{+} + SO_4^{2-};$$

5) смешанные соли диссоциируют необратимо в одну ступень

$$Ca(OCl)Cl \rightarrow Ca^{2+} + OCl^{-} + Cl^{-}$$

или ступенчато (при «кислом» кислотном остатке)

$$Ba(HS)Cl \rightarrow Ba^{2+} + HS^{-} + Cl^{-},$$
$$HS^{-} \leftrightarrow H^{+} + S^{2-};$$

6) комплексные соли диссоциируют ступенчато: по внешней сфере диссоциация необратима, по внутренней – ступенчатая и обратимая

$$K_2[Zn(OH)_4] \rightarrow 2K^{+} + [Zn(OH)_4]^{2-},$$
$$[Zn(OH)_4]^{2-} \leftrightarrow [Zn(OH)_3]^{-} + OH^{-},$$
$$[Zn(OH)_3]^{-} \leftrightarrow Zn(OH)_2 + OH^{-} \text{ и т.д.}$$

1) Отношение к воде

При растворении многих солей в воде происходит их частичное или полное разложение – ***гидролиз*** – в результате обмена между молекулами воды и ионами соли (см. тему «Гидролиз солей» 9 класса).

При растворении в воде средних солей, содержащих амфотерный металл в анионе, образуются комплексные соли:

$$Na_2ZnO_2 + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4].$$

2) Отношение к оксидам (см. Химические свойства оксидов)

3) Отношение к кислотам (см. Химические свойства кислот)

4) Отношение к основаниям (см. Химические свойства оснований)

5) Отношение друг к другу

Соли реагируют друг с другом, если они взяты в виде растворов и в результате реакции обмена образуется малорастворимая или нерастворимая соль:

Соль 1 + соль 2= соль 3↓ + соль 4

$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3,$$
$$Ba(NO_3)_2 + K_2CO_3 = BaCO_3\downarrow + 2KNO_3.$$

Если в реакции обмена образуется соль, полностью разлагающаяся в результате гидролиза (в таблице растворимости на месте таких солей стоит знак **Г** (необратимо гидролизуется) или знак «–» (не существует)), то продуктами реакции становятся продукты гидролиза этой соли:

$$Al_2(SO_4)_3 + K_2S \neq$$
$$Al_2(SO_4)_3 + 3K_2S + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 3K_2SO_4.$$

Средние соли иногда взаимодействуют друг с другом с образованием комплексных солей:

$$FeCl_3 + 6KCN = K_3[Fe(CN)_6] + 3\,KCl,$$

$$AgI + 2KCN = K[Ag(CN)_2] + KI.$$

Между солями возможны и ОВР:

$$Fe_2(SO_4)_3 + 2KI = 2FeSO_4 + I_2\downarrow + K_2SO_4.$$

6) Взаимопревращения солей

Средние, кислые и основные соли взаимосвязаны и могут быть превращены друг в друга:

$+H^+$
средняя соль ↔ кислая соль
$+OH^-$

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2,$$
$$Ca(HCO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow CaCO_3\downarrow + Na_2CO_3 + 2H_2O,$$

$+OH^-$
средняя соль ↔ основная соль
$+H^+$

$$CaCl_2 + NaOH \rightarrow Ca(OH)Cl\downarrow + NaCl,$$
$$Ca(OH)Cl_{(тв)} + HCl_{(р)} \rightarrow CaCl_{2\,(р)} + H_2O.$$

7) Отношение к металлам

Более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей (см. ряд активности металлов) – образуется новая соль и новый металл (*искл.* металлы 1-2 группы (IA-IIA подгруппы), которые в растворе реагируют прежде всего, с водой, а не с солью[62])

Более активный Ме + соль = новая соль + новый Ме↓

$$CuSO_4 + Fe = Cu\downarrow + FeSO_4,$$
$$FeCl_2 + Zn = Fe\downarrow + ZnCl_2.$$

Соли, обладающие окислительными свойствами, в растворе вступают с металлами и в другие ОВР:

$$2FeCl_3 + Fe = 3FeCl_2,$$
$$HgCl_2 + Hg = Hg_2Cl_2,$$
$$2CrCl_3 + Zn = 2CrCl_2 + ZnCl_2.$$

Расплавы солей могут вступать в реакции с металлами (реакция осуществляется без доступа воздуха!). При этом следует помнить, что: а) при плавлении многие соли разлагаются; б) ряд напряжений металлов определяет относительную активность металлов только в водных растворах. Так,

---

[62] Например, если поместить металлический натрий в водный раствор сульфата меди(II), то протекают следующие процессы:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow,$$
$$2NaOH + CuSO_4 = Na_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow.$$

Так как взаимодействие натрия с водой – это экзотермическая реакция, то полученный гидроксид меди частично подвергается термическому разложению:

$$Cu(OH)_{2\,(суспензия)} \xrightarrow{40-80^0C} CuO\downarrow + H_2O.$$

Или в суммарном виде: $2Na + H_2O + CuSO_4 = Na_2SO_4 + CuO\downarrow + H_2\uparrow$.

например, алюминий в водных растворах менее активен, чем щелочноземельные металлы, а в расплавах – более активен:

$$Mg + BeF_{2\,(распл.)} \xrightarrow{700-750^0C} MgF_2 + Be,$$

$$2Al + 3CaCl_{2\,(распл.)} \xrightarrow{600-700^0C} 2AlCl_3 + 3Ca.$$

8) Отношение к неметаллам

Реакции редки. Это ОВР:

$$5KClO_3 + 6P_{(красн.)} \xrightarrow{\geq 250^0C} 5KCl + 3P_2O_5,$$

$$2KClO_3 + 3S \xrightarrow{\geq 130^0C} 2KCl + 3SO_2.$$

Более активные галогены (Cl_2, Br_2, I_2) вытесняют менее активные из их растворов солей (*искл.* F_2)

$$2KI + Br_2 = 2KBr + I_2\downarrow,$$

$$2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2\downarrow.$$

9) Отношение к нагреванию

А. При прокаливании разлагаются:

1. Все соли аммония

а) с выделением аммиака ($NH_3\uparrow$)

$$NH_4Cl \xrightarrow{338^0C} NH_3\uparrow + HCl\uparrow,$$

$$(NH_4)_2CO_3 \xrightarrow{58^0C} 2NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O\uparrow$$

$$(NH_4)_2SO_4 \xrightarrow{235-357^0C} NH_3\uparrow + NH_4HSO_4,$$

$$(NH_4)_3PO_4 \xrightarrow{70-140^0C} 3NH_3\uparrow + H_3PO_4;$$

б) без выделения аммиака:

$$NH_4NO_2 \xrightarrow{60-70^0C} N_2\uparrow + 2H_2O\uparrow,$$

$$NH_4NO_3 \xrightarrow{190-245^0C} N_2O\uparrow + 2H_2O\uparrow,$$

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{168-185^0C} Cr_2O_3 + N_2\uparrow + 4H_2O\uparrow.$$

2. Все соли азотной кислоты (нитраты) с выделением кислорода, причем:

➢ нитраты металлов, стоящих до магния, разлагаются до нитритов (*искл.* $4LiNO_3 \xrightarrow{475-650^0C} 2Li_2O + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$):

$$\boxed{Me(NO_3)_n \xrightarrow{t^0C} Me(NO_2)_n + O_2\uparrow}$$

$$Ca(NO_3)_2 \xrightarrow{450-500^0C} Ca(NO_2)_2 + O_2\uparrow;$$

➢ нитраты металлов, стоящих от магния до меди (включительно), разлагаются до оксида металла, оксида азота(IV) и кислорода:

$$\boxed{Me(NO_3)_n \xrightarrow{t^0C} MeO + NO_2\uparrow + O_2\uparrow}$$

$$4Al(NO_3)_3 \xrightarrow{150-200^0C} 2Al_2O_3 + 12NO_2\uparrow + 3O_2\uparrow;$$

При термическом разложении нитрата железа(II)/хрома(II) образуется оксид железа(III)/хрома(III)

➢ нитраты металлов, стоящих после меди, разлагаются до металла, оксида азота(IV) и кислорода:

$$\boxed{Me(NO_3)_n \xrightarrow{t^0C} Me + NO_2\uparrow + O_2\uparrow}$$

$$2AgNO_3 \xrightarrow{300-500^0C} 2Ag + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

3. Все соли сернистой кислоты (сульфиты) с образованием сульфида и сульфата:

$$\boxed{Me_2(SO_3)_n \xrightarrow{t^0C} Me_2(SO_4)_n + Me_2S_n}$$

$$4Na_2SO_3 \xrightarrow{600-700^0C} Na_2S + 3Na_2SO_4.$$

4. Практически все соли угольной кислоты (карбонаты) с образованием углекислого газа и оксида металла (*искл.* карбонаты металлов 1 группы (IA подгруппы) – кроме Li_2CO_3).

$$\boxed{Me_2(CO_3)_n \xrightarrow{t^0C} Me_2O_n + CO_2\uparrow}$$

$$SrCO_3 \xrightarrow{1100-1200^0C} SrO + CO_2\uparrow,$$

$$Li_2CO_3 \xrightarrow{730-1270^0C} Li_2O + CO_2\uparrow.$$

Гидрокарбонаты разлагаются сначала на карбонат, воду и углекислый газ:

$$\boxed{Me(HCO_3)_n \xrightarrow{t^0C} Me_2(CO_3)_n + H_2O\uparrow + CO_2\uparrow}$$

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{250-300^0C} Na_2CO_3 + H_2O\uparrow + CO_2\uparrow.$$

5. Многие соли серной кислоты (сульфаты) при нагревании больше 700^0C с образованием оксида металла, оксида серы(IV) и кислорода (*искл.* сульфаты металлов 1-2 групп (IA-IIA подгрупп):

$$\boxed{Me_2(SO_4)_n \xrightarrow{t^0C} Me_2O_n + SO_2\uparrow + O_2\uparrow}$$

$$2CuSO_4 \xrightarrow{653-720^0C} 2CuO + 2SO_2\uparrow + O_2\uparrow,$$

$$2NiSO_4 \xrightarrow{\geq 700^0C} 2NiO + 2SO_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

Сульфаты серебра и ртути разлагаются до свободного металла:

$$Ag_2SO_4 \xrightarrow{t^0C} 2Ag + SO_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

Гидросульфаты разлагаются сначала до дисульфатов, а затем до сульфатов:

$$\boxed{\begin{array}{c} MeHSO_4 \xrightarrow{t^0C} MeS_2O_7 + H_2O\uparrow, \\ MeS_2O_7 \xrightarrow{t^0C} MeSO_4 + SO_3\uparrow \end{array}}$$

$$2KHSO_4 \xrightarrow{320-340^0C} K_2S_2O_7 + H_2O,$$

$$K_2S_2O_7 \xrightarrow{\geq 400^0C} K_2SO_4 + SO_3.$$

6. Соли других кислот:

$$2KMnO_4 \xrightarrow{200-240^0C} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow,$$

$$4K_2Cr_2O_7 \xrightarrow{500-600^0C} 4K_2CrO_4 + 2Cr_2O_3 + 3O_2\uparrow,$$

$$2KClO_3 \xrightarrow{150-300^0C,\ MnO_2} 2KCl + 3O_2\uparrow,$$

$$KClO_4 \xrightarrow{550-620^0C} 2KCl + 2O_2\uparrow,$$

$$4KClO_3 \xrightarrow{400^0C} 3KClO_4 + KCl,$$

$$2NaHS \xrightarrow{450-500^0C} Na_2S + H_2S\uparrow,$$

$$2CaHPO_4 \xrightarrow{\geq 900^0C} Ca_2P_2O_7 + H_2O,$$

$$Ca(H_2PO_4)_2 \xrightarrow{150-200^0C} Ca(PO_3)_2 + 2H_2O,$$

$$2AgBr \xrightarrow{h\nu} 2Ag + Br_2.$$

7. Кристаллогидраты (гидроксокомплексы) отщепляют воду при нагревании до 150-300ºС[63]:

$$\text{Соль} \cdot nH_2O \xrightarrow{t^0C} \text{соль} + nH_2O\uparrow$$

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \xrightarrow{\leq 300^0C} CuSO_4 + 5H_2O\uparrow,$$

$$CaCl_2 \cdot 6H_2O \xrightarrow{\leq 300^0C} CaCl_2 + 6H_2O\uparrow,$$

$$\text{Комплексная соль (гидроксокомплекс)} \xrightarrow{t^0C} \text{средняя соль} + H_2O\uparrow$$

$$K[Al(OH)_4] \xrightarrow{800^0C} KAlO_2 + 2H_2O\uparrow.$$

8. Основные соли при нагревании разлагаются:

а) основные соли бескислородных кислот на воду и оксосоли:

$$Al(OH)_2Br \xrightarrow{t^0C} AlOBr + H_2O\uparrow,$$

$$2Al(OH)Cl_2 \xrightarrow{t^0C} Al_2OCl_4 + H_2O\uparrow,$$

$$2Mg(OH)Cl \xrightarrow{t^0C} Mg_2OCl_2 + H_2O\uparrow.$$

б) основные соли кислородсодержащих кислот на оксид металла и продукты термического разложения соответствующей кислоты:

$$2Al(OH)(NO_3)_2 \xrightarrow{t^0C} Al_2O_3 + 2NO_2\uparrow + 3O_2\uparrow + H_2O\uparrow,$$

$$(CuOH)_2CO_3 \xrightarrow{180-200^0C} 2CuO + CO_2\uparrow + H_2O\uparrow.$$

Б. Термостойки (плавятся без разложения) фосфаты, сульфиды, ацетаты, силикаты, нитриты (*искл.* $2Ca(NO_2)_2 \xrightarrow{t^0C} 2CaO + 4NO\uparrow + O_2\uparrow$), фториды, хлориды (*искл.* $PbCl_4 \xrightarrow{30-100^0C} PbCl_2 + Cl_2\uparrow$), бромиды, иодиды, большинство солей металлов 1 группы (IA подгруппы).

ПРИМЕНЕНИЕ СОЛЕЙ

***

*Минерал **Q** добывают на Урале. Из него делают украшения и сувениры, а его пластинами облицовывают вазы, камины, колонны. В музее «Эрмитаж» есть зал, названный в честь минерала. Герой сказки П. Бажова мастер Данила хотел сделать из него каменный цветок. Запишите формулу, цвет и название минерала **Q**. Как называется упомянутая сказка? Подготовьте презентацию об использовании минерала **Q**.*

***

***

Соль образует мощные отложения в земной коре: в г. Соль-Илецк толщина пласта соли превышает полтора километра; соли, содержащейся в озере Баскунчак в Астраханской области, хватит нашей стране на 400 лет.

Солью, извлеченной из Мирового океана, можно было бы засыпать всю сушу земного шара слоем в 130 метров. *******

---

[63] **Практическая работа №11** знакомит с понятием «кристаллогидрат» и с методами количественного определения содержания воды в таких соединениях. Итогом работы является установление формул некоторых распространенных кристаллогидратов.

Таблица 50

Применение солей

Формула соли	Применение
1	2
NaF, SnF_2	входят в состав зубных паст
$NaCl$	создает необходимые условия для существования красных кровяных телец в крови; определяет ритм сердца; в желудке образует соляную кислоту, без которой было бы невозможным переваривание и усвоение пищи; используют в пищу, один из основных компонентов плазмы крови; раствор $NaCl$ (0,9%) – физиологический раствор, используют для инъекций; сырье для получения соды, хлора, щёлочи
$NaBr$ и KBr	используют для приема внутрь с целью восстановления сбалансированного соотношения процессов возбуждения и торможения в головном мозге
NaI и KI	применяют для профилактики и лечения эндемического зоба, для профилактики атеросклероза
$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (глауберова соль) и $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (горькая соль)	используются в медицине как слабительное; горькую соль используют для утяжеления хлопка и шёлка
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (гипс)	гипсовые повязки
$Ca_3(PO_4)_2$	фосфорные удобрения
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (медный купорос)	рвотное, вяжущее и антисептическое средство
NH_4Cl	мочегонное и отхаркивающее средство
$AgNO_3$ (ляпис)	наряду с противомикробными свойствами в малых концентрациях (до 2%) обладает вяжущим, а в больших (5% и более) – прижигающим действием; его применяют при лечении кожных язв, а также при поражении слизистых оболочек глаз (конъюнктивит) и гортани (ларингит), используют для прижигания бородавок
$CaCO_3$	используют в строительстве, производстве зубных порошков и паст, для изготовления школьных мелков
$NaHCO_3$ (питьевая сода)	в хлебопечении; для изготовления шипучих напитков; 1-2% растворы применяют для промывания глаз, полости рта и носа при поражении их отравляющими веществами; раствор питьевой соды используют для устранения изжоги, вызванной повышением кислотности желудочного сока
Na_2CO_3 (кальцинированная сода)	в стекольной, мыловаренной, целлюлозно-бумажной, текстильной, нефтяной и др. отраслях промышленности
Na_2SO_4	применяют при отравлении солями бария и свинца
Na_2SiO_3	изготовление силикатного клея
KCl	применяют в виде 10% раствора в качестве противоаритмического средства, для регуляции сердечной деятельности
Li_2CO_3	соли лития применяют при лечении психических заболеваний, а также заболеваний, связанных с отложением солей, например подагры

Окончание табл. 50

1	2
$CaCl_2$	применяют при лечении неврозов, а также как противоаллергический, противоотечный, противовоспалительный препарат
$MgSO_4$	уменьшает спазмы сосудов, применяется как слабительное и желчегонное средство
$BaSO_4$	применяют в качестве рентгеноконтрастного средства при рентгенологическом исследовании желудочно-кишечного тракта
$Al(CH_3COO)_3$, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	применяют для лечения кожных заболеваний
$MnSO_4$	спасает от укуса паука-каракурта
$KMnO_4$	используют в качестве дезинфицирующего, антисептического и кровоостанавливающего средства
$ZnSO_4$	как антисептическое средство входит в состав глазных капель

***

Массовая доля солей в организме человека 5,5%. Соли в процессе обмена веществ непрерывно восстанавливаются. В жаркое время (или в горячих цехах) с потом теряются и соли. Поэтому жажду утоляют с помощью немного подсоленной воды (раствор с массовой долей 0,3-0,5%).

***

На торжественных пирах в Древней Руси поваренная соль подавалась в особых сосудах – солонках – лишь на столы знатных гостей. Прочие же гости расходились с пиршества «несолоно хлебавши». ***

Соли находят широкое применение не только в медицине, но и в сельском хозяйстве (удобрения), в промышленности, военном деле и т.п.

Соли широко распространены в природе и играют важную роль в процессах обмена веществ в животных и растительных организмах. Соли содержатся в клеточном соке живых организмов (поэтому последние нуждаются в постоянном поступлении солей извне), входят в состав различных тканей: костной, нервной, мышечной и др. В живых организмах комплексные соединения выполняют специфические функции в обмене веществ. Огромна роль природных комплексных соединений в процессах фотосинтеза, биологического окисления, дыхания и в ферментативном катализе (хлорофилл – ответственный за фотосинтез в растениях; гемоглобин – снабжает кислородом клетки живых организмов и т.п.).

***

«Обнаружение карбонатов». Составьте план обнаружения карбонатов в составе золы, яичной скорлупы, мела, зубной пасты, питьевой соды или др. веществ. Проведите эксперимент в домашних условиях. Докажите наличие карбонатов по выделяющемуся углекислому газу (по затуханию горящей лучины). Составьте описание эксперимента. ***

***

Пищевые добавки Е249 (KNO_2), Е250 ($NaNO_2$) и Е251 ($NaNO_3$) используют при обработке мяса и мясных продуктов для сохранения красного цвета. Однако в настоящее время их применение вызывает опасения медиков и требует особого внимания с позиций гигиенической регламентации. Подготовьте сообщение об использовании солей в качестве пищевых добавок. Не забудьте указать возможные последствия для организма человека при систематическом употреблении продуктов, содержащих эти вещества.

***

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

451. Укажите какие из перечисленных соединений относят к солям: H_2SiO_3, $Ba(HCO_3)_2$, KI, $(NH_4)_3PO_4$, Al_2O_3, NaH_2PO_4, Al_2S_3, $[FeOH]Cl$, $Bi(OH)_3$, CuS, $Fe(NO_3)_3$, $[Cu(OH)]_2CO_3$, $CaCO_3$, $NaHSO_4$, $CuCl_2$, $[BiOH](NO_3)_2$, $(NH_4)_2HPO_4$, K_2HPO_4, $[Al(OH)_2]_2SO_4$, KHS. Какие из них являются средними, кислыми, основным? Назовите все вещества.

452. *На основании информации из сети Интернет подготовьте сообщение о применении одной из неорганических солей (исключая соли, указанные в параграфе в разделе «Применение солей»).

453. Представьте, что ваша бабушка всегда дополнительно солит готовые блюда перед едой. Считаете ли вы, что это вредно? Подтвердите свое мнение аргументами.

454. *Представьте ситуацию. Мама попросила приготовить винегрет. Как необходимо обработать овощи, чтобы избежать попадания большого количества нитратов в готовое блюдо? Ответ представить в виде таблицы.

Овощ	Способ обработки

455. *Во время практического занятия по химии пытливый ученик Василий прилил к раствору хлорида кальция раствор карбоната калия. Затем последовательно добавлял всё, что оказалось у него на столе: растворы соляной кислоты, нитрата серебра, сульфата железа(III), гидроксида натрия. Какие вещества в конце эксперимента оказались у него в пробирке? Что наблюдал ученик после добавления очередного раствора? Ответ представьте в виде таблицы.

456. *Расскажите об устройстве и работе углекислотного огнетушителя. Какие огнетушители используются в современных условиях и на чем основан их принцип действия?

457. *Для составления ряда активности металлов Н.Н. Бекетов проводил опыты по вытеснению одних металлов другими из растворов солей. Представьте, что этот эксперимент проводите самостоятельно. Составьте краткий план своих действий.

458. *В результате нарушения правил хранения 150 кг ценного удобрения – нитрата аммония – растворилось в дождевой воде и было смыто ливнем в

близлежащий пруд. Суммарный объем дождевой и прудовой воды считайте равным 70000 м^3. Выживет ли рыба в этом водоеме, если токсическое содержание (массовая доля) нитрата аммония в воде равно 0,08 %?

459. Для очистки газовых выбросов от диоксида азота применяется карбонат натрия Na_2CO_3. При взаимодействии этих веществ образуются нитрат натрия $NaNO_3$, нитрит натрия $NaNO_2$ и углекислый газ CO_2. Рассчитайте массу карбоната натрия, который обезвреживает выбросы, содержащие 5 л диоксида азота (при н.у.). Ответ приведите с точностью до целых.

460. Дефолиантами называют вещества, вызывающие искусственный листопад. Их применение облегчает машинную уборку урожая. В состав из одного из дефолиантов входит 21,6 % натрия, 33,3 % хлора и 45,1% кислорода (по массе). Определите простейшую химическую формулу этого вещества.

461. *«Химическое судоку». Заполните клетки квадрата формулами веществ (в каждой клетке по одной формуле, вещества не повторяются) так, чтобы всегда одним из продуктов взаимодействия двух веществ в соседних клетках являлась вода (соседними считаются клетки, имеющие общую сторону).

462. Дайте химические названия следующим солям: питьевая сода $NaHCO_3$, стиральная сода $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, ляпис $AgNO_3$, кальцинированная сода Na_2CO_3, горькая соль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, аммиачная селитра NH_4NO_3, поваренная соль $NaCl$, медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, поташ K_2CO_3, растворимое стекло Na_2SiO_3, хромпик $K_2Cr_2O_7$, железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, бертолетова соль $KClO_3$.

463. В честь самого распространенного соединения этих двух элементов названы многие населенные пункты: Зальцбург, Зальцунген, Зальцкамерун, Галь, Галльштадт, Марсель, Солт-Лейк-Сити, Солтвиль, Соликамск, Соль-Илецк, Сольвычегодск, Сольгалич, Усолье, Усолье-Сибирское и др. Как называются элементы и образуемое ими соединение? Какое применение находит это соединение в жизни человека и народном хозяйстве?

464. Составьте химические формулы следующих солей: а) сульфита натрия; б) сульфата калия; в) нитрата бария; г) гидрокарбоната натрия; д) ортофосфата кальция; е) гидроксосульфата цинка; ж) сульфида железа(II); з) хлорида меди(II); и) силиката калия; к) бромида алюминия; л) дигидроксохлорида хрома(III); м) дигидрофосфата калия; н) сульфата калия-алюминия.

465. Составьте те УХР получения солей, которые протекают:

1) $KOH + CO_2 \rightarrow$ средняя соль + ...;
2) $KOH + SO_2 \rightarrow$ кислая соль;
3) $KOH + H_2S \rightarrow$ кислая соль + …;
4) $KOH + SO_3 \rightarrow$ средняя соль + …;
5) $KOH + SO_3 \rightarrow$ кислая соль;
6) $KOH+P_2O_5 \rightarrow$средняя соль + …;
7) $KOH + P_2O_5 + H_2O \rightarrow$ дигидрофосфат;
8) $KOH+P_2O_5 \rightarrow$ гидрофосфат+…;
9) $Ba(OH)_2+P_2O_5 \rightarrow$ средняя соль + ... ;
10) $Ba(OH)_2 + P_2O_5 + H_2O \rightarrow$ дигидрофосфат;
11) $Ba(OH)_2+P_2O_5 \rightarrow$гидрофосфат+…;
12) $KOH+H_3PO_4 \rightarrow$средняя соль+…;
13) $KOH +H_3PO_4 \rightarrow$дигидрофосфат+…;
14) $KOH + H_3PO_4 \rightarrow$ гидрофосфат;
15) $Ba(OH)_2+CO_2 \rightarrow$средняя соль+…;
16) $Ba(OH)_2 + K_2SO_4 \rightarrow$ …;
17) $CaCl_2 + KCl \rightarrow$ …;
18) $Fe + ZnSO_{4\,(р\text{-}р)} \rightarrow$ …;
19) $Fe + AgNO_{3\,(р\text{-}р)} \rightarrow$ …;
20) $K_2SO_4 + NaOH \rightarrow$ …;
21) $K_2SO_4 + MgCl_2 \rightarrow$ …;
22) $Na_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow$ …;
23) $Na_2SO_4 + CaCl_2 \rightarrow$ …;
24) $Na_2SO_4 + Cu(OH)_2 \rightarrow$ …;
25) $Na_2SO_4 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow$ …;
26) $Zn(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$ …;
27) $Al(OH)_3 \xrightarrow{t^0C}$ …;
28) $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^0C}$ …;
29) $Ca(HCO_3)_2 + KOH \rightarrow$ …;
30) $Ca(HCO_3)_2 + HCl \rightarrow$ …;
31) $Ca(HCO_3)_2 + K_2CO_3 \rightarrow$ …;
32) $KCl_{(тв)} + H_2SO_{4\,(конц.)} \xrightarrow{t^0C}$ …;
33) $KCl_{(разб.)} + H_2SO_{4\,(разб.)} \rightarrow$ …;
34) $Mg(NO_3)_2 \xrightarrow{t^0C}$ …;
35) $Ag + H_2SO_{4\,(разб.)} \rightarrow$ …;
36) $KCl + Fe(NO_3)_2 \rightarrow$ …;
37) $Fe_2O_3 + Al \xrightarrow{t^0C}$ …;
38) $K_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t^0C}$ …;
39) $Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 \xrightarrow{t^0C}$ …;
40) $MgSO_4 + BaCl_2 \rightarrow$ …;
41) $Na_2CO_3 \xrightarrow{t^0C}$ …;
42) $BaCl_2 + AgNO_3 \rightarrow$ ...;
43) $CuS + O_2 \xrightarrow{t^0C}$ …;
44) $Mn_2O_7 + Ba(OH)_2 \rightarrow$ …;
45) $CrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ ….

466. Пользуясь таблицей растворимости, укажите, какие из солей практически нерастворимы в воде: Na_2SO_4, $PbSO_4$, $Ba(NO_3)_2$, $ZnCl_2$, Ag_2S, $CaCO_3$, Na_2S, $BaSO_4$, $AgCl$, $NaNO_3$, CuS.

467. Составьте УХР получения солей (не менее 10-12 способов). Для ОВР приведите электронный баланс. Все вещества назовите, укажите типы реакций.

468. Какие из перечисленных металлов могут вытеснить свинец из раствора его соли: *Cu, Zn, Mg, K, Hg, F*e? Приведите УХР.

469. Возможно ли получение солей указанными способами:

а) $Hg + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow$ ...;
б) $Cu + HCl_{(разб.)} \rightarrow$ ...;
в) $Cu + H_2SO_{4\,(разб.)} \rightarrow$ ...;
г) $Cu + HNO_{3\,(разб.)} \rightarrow$ ...;
д) $Cu + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$ ...;
е) $Fe + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$ ...;
ж) $Ag + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$ ...;
з) $Ca + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow$ ...;
и) $Cu(NO_3)_2 + BaSO_4 \rightarrow$ ...;
к) $HNO_3 + K_2SO_4 \rightarrow$ ...;
л) $KCl + H_2SO_{4(р\text{-}р)} \rightarrow$ ...;
м) $Cu(OH)_2 + ZnCl_2 \rightarrow$ ...;
н) $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ …;
о) $Na_2CO_3 + CaCl_2 \rightarrow$ ...;
п) $SO_3 + KOH \rightarrow$ ...;
р) $KOH + Na_2SO_4 \rightarrow$ ….

Допишите УХР.

470. Как, исходя из металлического цинка *Zn*, получить его нитрат $Zn(NO_3)_2$ двумя способами?

471. Можно ли получить указанные соли взаимодействием соответствующих основных оксидов с кислотами: $ZnCl_2$, CuS, Na_2SO_4, K_2CO_3? Приведите УХР.

472. Какие из указанных солей нельзя получить реакцией нейтрализации: $Cu(NO_3)_2$, $FeCl_3$, Cr_2S_3, Al_2O_3, $Cr_2(CO_3)_3$, $ZnSO_4$? Напишите УХР их получения.

473. Даны следующие оксиды: P_2O_5, Na_2O, CaO, Al_2O_3, SiO_2, MgO. Какие из них могут попарно взаимодействовать? Сколько новых веществ может быть при этом получено? Напишите УХР.

474. Даны вещества: медь *Cu*, соляная кислота *HCl*, хлор Cl_2, кислород O_2. Как, используя их, получить хлорид меди(II) $CuCl_2$ двумя способами?

475. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:

1) $Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow Mg(HCO_3)_2$;
2) $ZnCl_2 \rightarrow [ZnOH]Cl \rightarrow ZnCl_2$;
3) $H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
4) $Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgCl_2$?

Составьте УХР.

476. *Имея в распоряжении натрий *Na*, серу *S*, воздух, воду H_2O и необходимые катализаторы, получите возможно большее число солей. Напишите УХР. Считайте, что воздух состоит только из азота N_2 и кислорода O_2.

477. Составьте молекулярные уравнения реакций нейтрализации (отдельно для получения каждой соли):

а) $Fe(OH)_2 + HCl \rightarrow$ (средняя соль, основная соль);
б) $Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$ (средняя, основная и кислая соли);
в) $NaOH + H_2S \rightarrow$ (средняя соль, кислая соль);
г) $Ni(OH)_2 + SO_2 \rightarrow$ (кислая соль, основная соль).

478. Установите, получится ли (да, нет) одна соль:

а) $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ ...;
б) $KOH + H_3PO_4 \rightarrow$ ...;
в) $CsOH + HClO_3 \rightarrow$ ....

Ответы подтвердите УХР образования всех солей.

479. Какие из предложенных процессов возможны в растворе и протекают до конца? Приведите УХР. Составьте полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения:

а) $K_2CO_3 + NaOH \rightarrow$ ...;
б) $Al(OH)_3 + NaCl \rightarrow$ ...;
в) $CuSO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow$ ...;
г) $PbS + Ca(OH)_2 \rightarrow$ ...;
д) $KCl + Sr(OH)_2 \rightarrow$ ...;
е) $Ca(NO_3)_2 + KOH \rightarrow$ ...;
ж) $Fe(OH)_3 + ZnCl_2 \rightarrow$ ...;
з) $KOH + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow$ ...;
и) $ZnSO_4 + HCl \rightarrow$ ...;
к) $FeS + H_2SO_4 \rightarrow$ ...;

л) $BaCO_3 + HNO_3 \rightarrow$ ...;
м) $NaNO_3 + H_2S \rightarrow$ …;
н) $K_2SiO_3 + HCl \rightarrow$ ...;
о) $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow$ ...;
п) $Na_2S + KCl \rightarrow$ ...;
р) $BaS + CuSO_4 \rightarrow$ ...;
с) $Cr_2(SO_4)_3 + FeCl_3 \rightarrow$ ...;
т) $CaCO_3 + KNO_3 \rightarrow$ ...;
у) $NH_4NO_3 + ZnCl_2 \rightarrow$ ...;
ф) $PbCl_2 + K_2S \rightarrow$ ...;
х) $AgNO_3 + CuCl_2 \rightarrow$ ...;
ц) $Na_2CO_3 + Ca(NO_3)_2 \rightarrow$….

480. Какие из приведенных соединений реагируют с содой Na_2CO_3 в растворе: K_2CO_3, HCl, $CaCl_2$, H_2SO_4, CuO, Na_2SiO_3, KCl, $Ca(OH)_2$, $Ba(NO_3)_2$? Составьте УХР.

481. Составьте УХР с участием солей при нагревании (в ответе – сумма коэффициентов): а) дифосфат цинка(II) → ортофосфат цинка(II) + пентаоксид дифосфора; б) гидроортофосфат натрия → дифосфат натрия + вода; в) дигидроортофосфат бария → метафосфат бария + вода; г) гидроксид-сульфат алюминия → сульфат алюминия + оксид алюминия + вода; д) дигидроксид-карбонат меди(II) → оксид меди(II) + диоксид углерода + вода; е) гидрокарбонат кальция + гидроксид кальция → карбонат кальция + вода; ж) сульфат цинка(II) + гидрокарбонат калия → карбонат цинка(II) + сульфат калия + диоксид углерода + вода.

482. Соединение **АБВ$_3$** в природе встречается в виде ряда минералов. Входя в состав яичной скорлупы, оно определяет ее твердость (в случае нехватки в организме кур элемента **А** яйца могут получиться с непрочной скорлупой или вообще без скорлупы – «голыши»). Хорошие абразивные свойства **АБВ$_3$** позволяют использовать его как основу зубных порошков. Термическое разложение соединения приводит к образованию газообразного вещества, в котором горящая лучина гаснет. К какому классу соединений относится вещество **АБВ$_3$**? Установите формулу вещества и приведите примеры нескольких минералов с составом **АБВ$_3$** и их применение в народном хозяйстве.

483. Составьте уравнения реакций термического разложения веществ:

1)	$(NH_4)_3PO_4$	$Al(OH)_3$	HNO_3	$Na[Al(OH)_4]$	Na_2CO_3
2)	$Ca(OH)_2$	$Fe(NO_3)_2$	$Cd(HCO_3)_2$	$Mg(OH)_2$	$AlOHCl_2$
3)	$Zn(HCO_3)_2$	Na_2SO_3	$LiNO_3$	$CaCO_3$	$AgNO_3$
4)	H_2CO_3	$CsOH$	$(NH_4)_2Cr_2O_7$	KNO_3	$KClO_4$
5)	NH_4NO_2	$NaNO_3$	$NaHS$	NH_4Br	$LiOH$
6)	$NaHCO_3$	$KMnO_4$	Li_2CO_3	$Pb(NO_3)_2$	$FeSO_4$
7)	$(NH_4)_2CO_3$	$CuSO_4$	$Sr(HCO_3)_2$	NH_4NO_3	$CaHPO_4$
8)	H_2SO_3	$Fe_2(SO_4)_3$	HNO_2	H_3PO_4	$KClO_3$
9)	$NaMnO_4$	Rb_2CO_3	$Pt(NO_3)_2$	$K_2Cr_2O_7$	$(CuOH)_2CO_3$
10)	$CaSO_3$	$Mg(NO_3)_2$	$Cr(NO_3)_2$	Ag_2O	H_2O_2

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №29

1. Установите соответствие между формулой и типом соли:

ФОРМУЛА СОЛИ	ТИП СОЛИ
А) $LiHSO_3$	1) средняя
Б) $CaSO_4$	2) кислая
В) $Al(OH)(NO_3)_2$	3) основная
Г) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$	4) двойная
	5) смешанная
	6) комплексная

2. Нерастворимая соль образуется при взаимодействии:
1) $KOH_{(р\text{-}р)}$ и $H_3PO_{4\,(р\text{-}р)}$; 2) $HNO_{3\,(р\text{-}р)}$ и CuO;
3) $HCl_{(р\text{-}р)}$ и $Mg(NO_3)_{2\,(р\text{-}р)}$; 4) $Ca(OH)_{2\,(р\text{-}р)}$ и CO_2.

3. Соль нельзя получить взаимодействием:
1) кислоты и металла; 2) щелочи и амфотерного металла; 3) кислотного оксида и основания; 4) нерастворимого основания и соли.

4. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия:

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $Al_2O_3 + NaOH \xrightarrow{t_{спл.}}$	1) $NaAlO_2$
Б) $Al_2O_3 + NaOH + H_2O \rightarrow$	2) $NaAlO_2 + H_2O$
В) $Al_2O_3 + Na_2CO_3 \xrightarrow{t_{спл.}}$	3) $NaAlO_2 + CO_2$
Г) $Al_2O_3 + HCl \rightarrow$	4) $Na[Al(OH)_4]$
	5) $AlCl_3 + H_2O$
	6) $AlCl_3 + H_2$

5. Раствор сульфата меди(II) реагирует с каждым из двух веществ:
1) HCl и H_2SiO_3; 2) $Zn(OH)_2$ и $Cu(OH)_2$; 3) O_2 и HNO_3; 4) $NaOH$ и $BaCl_2$.

6. Карбонат калия в воде не взаимодействует с:
1) азотной кислотой; 2) углекислым газом; 3) сульфатом натрия; 4) хлоридом меди(II).

7. В результате кипячения водного раствора гидрокарбоната кальция в осадок выпадает:
1) оксид кальция; 2) карбид кальция; 3) гидроксид кальция; 4) карбонат кальция.

8. Продуктами разложения нитрата меди являются:
1) Cu; 2) CuO; 3) O_2; 4) N_2O; 5) NO_2; 6) NO.

9. С каждым из перечисленных веществ (H_2S, KOH, Zn) взаимодействует:
1) $Pb(NO_3)_2$; 2) $ZnSO_4$; 3) Na_2CO_3; 4) HCl.

10. При диссоциации 1 моль Na_2SO_4 образуется:
1) 1 моль ионов натрия и 1 моль сульфат-ионов; 2) 2 моль ионов натрия и 4 моль сульфат-ионов; 3) 2 моль ионов натрия и 1 моль сульфат-ионов; 4) 2 моль ионов натрия, 1 моль ионов серы и 4 моль ионов кислорода.

****

§ 32 ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Генетической называется связь между веществами разных классов, основанная на их взаимопревращениях и отражающая единство их происхождения.

***

Теперь, когда вы познакомились со свойствами основных классов неорганических соединений, вам будет совсем нетрудно обнаружить их в своем быту (на кухне, ванной комнате, гараже и т.п.). Изучите подробно этикетки (на содержание неорганических веществ) от продуктов питания, средств бытовой химии и т.п. Исходя из свойств веществ, попробуйте объяснить, зачем их включают в состав тех или иных продуктов. Подборку этикеток (или их копий) в количестве 3-5 шт. с краткими пояснениями сдайте учителю.

***

Существуют генетические ряды элементов. Например, генетический ряд металла содержит сам металл, его оксид, носящий основной характер, основание и соль. Генетический ряд неметалла включает неметалл, его оксид, носящий кислотный характер, кислоту и соль (см. рис. 62).

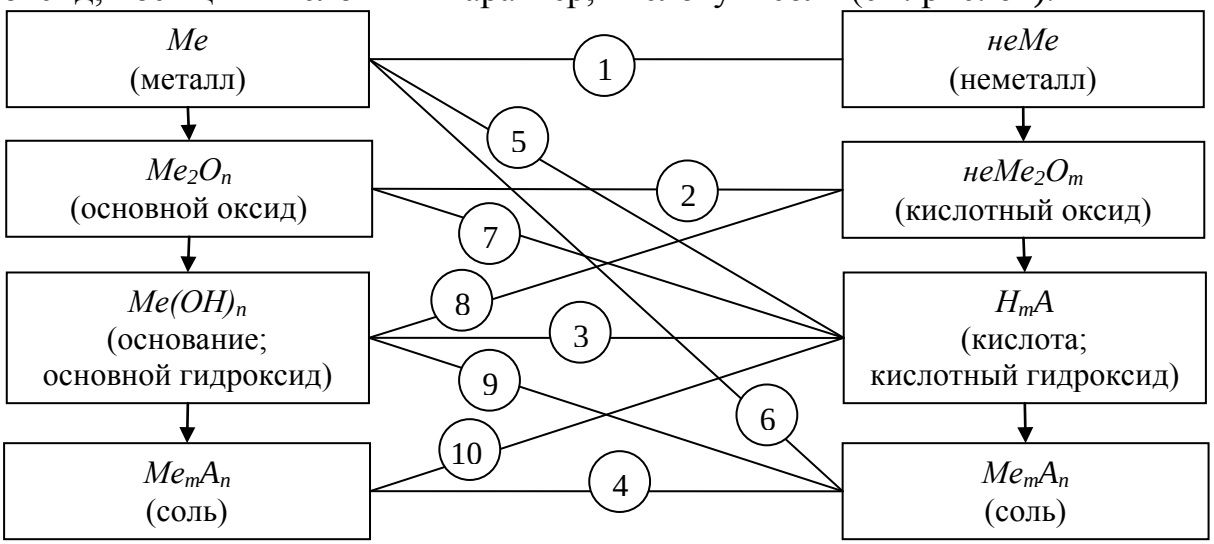


Рис. 62. Генетическая связь основных классов неорганических веществ

Цифрами обозначены 10 наиболее часто применяемых способов получения солей, и в соответствии с ними даны примеры реакций.

1. $Fe + S \xrightarrow{600-950^0 C} FeS,$

$2Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3;$

2. $CaO + SO_3 \rightarrow CaSO_4,$

$CaO + SiO_2 \xrightarrow{1100-1200^0 C} CaSiO_3;$

3. $KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O,$

$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O;$

4. $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl;$

5. $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow,$

$3Cu + 8HNO_{3\,(разб.)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO\uparrow;$

6. $Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu\downarrow + FeSO_4,$

$Zn + Hg(NO_3)_2 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + Hg\downarrow;$

7. $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O,$

$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O;$

8. $Ba(OH)_2 + N_2O_5 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + H_2O$,

$2NaOH + SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$;

9. $2KOH + CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl$,

$Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + NaOH$;

10. $NaCl_{(тв)} + H_2SO_4 \xrightarrow{до\ 50^0C} NaHSO_4 + HCl\uparrow$,

$FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$.

Безусловно, эти схемы не отражают всей глубины и многообразия взаимоотношений неорганических веществ. Нельзя понимать их таким образом, что каждое последующее вещество может быть получено непосредственно из предыдущего. Так, в большинстве случаев невозможно в одну стадию получить основание из основного оксида. Следует иметь в виду, что возможно образование не только более сложных веществ из менее сложных, но и наоборот.

Разберем подробно несколько типичных примеров перехода от одного класса неорганического соединения к другому.

1. Переход: **металл → основание**:

а) для щелочных и щелочноземельных металлов этот переход достигается непосредственным взаимодействием металла с водой[64]:

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Подобным же образом с водой реагирует *Al*, если его поверхность очистить от оксидной пленки или если использовать его амальгаму:

$$2Al_{(амальгама)} + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2\uparrow.$$

Магний плохо растворяется в воде, поэтому его гидроксид лучше получать, используя стадию образования соли:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow,$$

$$MgCl_2 + 2KOH \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow + 2KCl;$$

б) для металлов средней активности и малоактивных металлов этот переход осуществляют, используя стадию получения соли. Соль может образоваться в реакции с хлором:

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3,$$

$$FeCl_3 + 3KOH \rightarrow 3KCl + Fe(OH)_3\downarrow;$$

подходящими кислотами:

$$Cu + 2H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O,$$

$$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$$

или другой солью:

$$Zn + 2AgNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow,$$

$$Zn(NO_3)_2 + 2KOH \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + 2KNO_3.$$

2. Переход: **металл → оксид металла → основание**.

---

[64] Магний частично реагирует с горячей водой: $Mg + 2H_2O_{(гор.)} = Mg(OH)_2\downarrow + H_2\uparrow$.

Большинство металлов образует оксиды, непосредственно реагируя с кислородом. В случае оксидов щелочных и щелочноземельных металлов получить основание можно по реакции оксида с водой:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2.$$

Оксиды остальных металлов с водой не реагируют, поэтому для них переход оксид → гидроксид осуществляется с использованием стадии получения соли. Например для перехода $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al(OH)_3$ имеем:

$$\text{а) } 4Al + 3O_2 \xrightarrow{t^0C} 2Al_2O_3,$$

$$\text{б) } Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O,$$

$$\text{в) } Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH_{(недост.)} \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4.$$

3. Переход: **неметалл → оксид неметалла → кислота**.

Некоторые оксиды неметаллов можно получить непосредственным взаимодействием неметаллов с кислородом. Нельзя, однако, получить таким способом SO_3, оксиды галогенов, NO_2, N_2O.

Большинство оксидов неметаллов растворяется в воде с образованием кислоты (нерастворим в воде SiO_2). Для оксида кремния(IV) переход к кислоте достигается через стадию получения соли:

$$SiO_2 + K_2O \xrightarrow{t^0C} K_2SiO_3,$$

$$K_2SiO_3 + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2SiO_3\downarrow.$$

4. Переход: **кислота → ангидрид кислоты**.

Этот переход достигается:

а) действием на кислоту P_2O_5, который является сильным водоотнимающим средством:

$$2HClO_{4\ (безводн.)} + P_2O_5 \xrightarrow{-25^0C} Cl_2O_7 + 2HPO_3,$$

$$2HNO_3 + P_2O_5 \xrightarrow{O_3} N_2O_5 + 2HPO_3;$$

б) нагреванием кислоты, если она термически неустойчива (H_2SiO_3, $CO_2 \cdot H_2O$, $SO_2 \cdot H_2O$):

$$H_2SiO_3 \xrightarrow{900-1000^0C} H_2O\uparrow + SiO_2.$$

5. Переход: **хлорид металла → нитрат металла**.

Обычный прием, характерный для этого перехода: действие нитрата серебра. Эта соль в воде растворима, а получаемый хлорид серебра – наоборот, поэтому реакция обмена осуществима:

$$KCl + AgNO_3 \rightarrow KNO_3 + AgCl\downarrow.$$

6. Переход: **сульфат металла → хлорид (нитрат, бромид, иодид** и т.д.) **металла.**

Чтобы осуществить такой переход, надо на сульфат металла воздействовать соответствующей солью бария или кальция. Реакция возможна из-за нерастворимости получаемых сульфатов бария и кальция:

$$K_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow 2KCl + BaSO_4\downarrow,$$

$$Na_2SO_4 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow 2NaNO_3 + BaSO_4\downarrow.$$

7. Переход: **соль → кислота.**

Этот переход можно осуществить следующим образом:

а) на кристаллическую соль действуют концентрированной серной кислотой, которая, будучи сильной, нелетучей и термически устойчивой, вытесняет из солей практически все кислоты. Таким образом обычно из нитратов, хлоридов и фосфатов получают HNO_3, HCl, H_3PO_4:

$$Ca_3(PO_4)_{2(т)} + 3H_2SO_{4(конц)} \xrightarrow{t^0C} 2H_3PO_4 + 3CaSO_4\downarrow,$$
$$KCl_{(т)} + H_2SO_{4(конц)} \xrightarrow{до\ 50^0C} KHSO_4 + HCl\uparrow,$$
$$KNO_{3(т)} + H_2SO_{4(конц)} \xrightarrow{20-80^0C} KHSO_4 + HNO_3\uparrow.$$

Выделяющиеся газообразные HCl, HNO_3 растворяют в воде и получают необходимый раствор кислоты.

Обратите внимание: в двух последних реакциях кислая соль образуется именно при слабом нагревании или комнатной температуре. Средняя соль (K_2SO_4, Na_2SO_4) получается при кипячении растворов нитратов и хлоридов в концентрированной серной кислоте ($t \approx 300^0C$), однако при такой температуре HNO_3 разлагается:

$$4HNO_3 \xrightarrow{300^0C} 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow + 2H_2O;$$

б) если получаемая кислота нерастворима в воде, то на соль действуют сильной кислотой:

$$K_2SiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2SiO_3\downarrow;$$

в) некоторые кислоты можно получить, используя разложение солей аммония:

$$NH_4Cl \xrightarrow{\geq 338^0C} NH_3\uparrow + HCl\uparrow,$$
$$NH_4Br \xrightarrow{\geq 394^0C} NH_3\uparrow + HBr\uparrow,$$
$$NH_4I \xrightarrow{\geq 405^0C} NH_3\uparrow + HI\uparrow.$$

Нельзя получить таким способом из соли аммония серную и азотную кислоты, анион которых является окислителем;

г) возможно вытеснение слабой кислоты из соли более сильной кислотой:

$$K_2S + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2S\uparrow;$$
$$KNO_2 + HCl \rightarrow KCl + HNO_2.$$

8. Переход: **неметалл → кислота**.

Этот переход можно осуществить:

а) окислением неметалла кислотой-окислителем:

$$P + 5HNO_{3\ (конц.)} \xrightarrow{кип.} H_3PO_4 + 5NO_2\uparrow + H_2O,$$
$$S + 6HNO_{3\ (конц.)} \xrightarrow{кип.} H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + H_2O.$$

б) получение соответствующего оксида, который растворяют в воде:

$$S + O_2 \xrightarrow{280-360^0C} SO_2,$$
$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{400-500^0C,\ V_2O_5} 2SO_3,$$
$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

9. Переход: **оксид металла → металл**.

Этот переход возможен в следующих случаях:

а) если металл не взаимодействует с водородом и углеродом (это все металлы, кроме щелочных и щелочноземельных, магния и алюминия), то

можно воспользоваться реакцией восстановления оксида металла оксидом углерода(II), углеродом или водородом:

$$CuO + CO \xrightarrow{250-450^0C} Cu + CO_2\uparrow,$$

$$ZnO + C \xrightarrow{1100-1200^0C} Zn + CO\uparrow;$$

$$NiO + H_2 \xrightarrow{200-400^0C} Ni + H_2O\uparrow;$$

б) известно, что реакция взаимодействия *Al* и *Mg* с кислородом сопровождается выделением большого количества теплоты, поэтому для получения металлов из их оксидов можно воспользоваться методом алюминотермии и магнийтермии:

$$Cr_2O_3 + 2Al \xrightarrow{800^0C} Al_2O_3 + 2Cr,$$

$$Fe_2O_3 + 3Mg \xrightarrow{500^0C} 2Fe + 3MgO.$$

В то же время сам *Al* из оксида получают в основном электролизом расплава Al_2O_3 в криолите:

$$2Al_2O_{3\,(расплав)} \xrightarrow{электролиз} 4Al\downarrow + 3O_2\uparrow.$$

Магний, щелочные и щелочноземельные металлы из оксидов получают по схеме:

$$MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow,$$

$$MgCl_2 \xrightarrow{электролиз\ \ расплава} Mg\downarrow + Cl_2\uparrow.$$

10. Переход: **сульфид металла → металл.**

При этом переходе вначале сульфид подвергают обжигу, затем полученный оксид металла восстанавливают:

$$2CuS + 3O_2 \xrightarrow{300-500^0C} 2CuO + 2SO_2\uparrow,$$

$$CuO + H_2 \xrightarrow{150-200^0C} Cu + H_2O\uparrow.$$

11. Переход: **соль → металл.**

Этот переход достигается:

а) электролизом расплава или раствора (см. 9 класс):

$$2KCl_{(расплав)} \xrightarrow{электролиз} 2K\downarrow + Cl_2\uparrow;$$

б) вытеснением металла из водного раствора соли более активным (но не щелочным или щелочноземельным) металлом:

$$CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow.$$

12. Переход: **гидроксид металла → металл.**

Этот переход достигается:

а) электролизом расплава или раствора:

$$4KOH_{(расплав)} \xrightarrow{электролиз} 4K\downarrow + 2H_2O\uparrow + O_2\uparrow.$$

Такой метод используется для получения металлов из щелочей;

б) предварительным разложением гидроксидов остальных металлов при нагревании; полученный оксид металла затем восстанавливают или переводят в хлорид, расплав которого подвергают гидролизу:

$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{500-700^0C} Fe_2O_3 + 3H_2O\uparrow,$$

$$Fe_2O_3 + 3H_2 \xrightarrow{1050-1100^0C} 2Fe + 3H_2O\uparrow;$$

$$Mg(OH)_2 \xrightarrow{350-480^0C} MgO + H_2O\uparrow,$$

$$MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O,$$

$$MgCl_{2\,(расплав)} \xrightarrow{электролиз} Mg\downarrow + Cl_2\uparrow.$$

13. Переход: **соль аммония → аммиак.**

Универсальный способ осуществления данного перехода – действие щелочи на соль аммония; таким образом можно получить аммиак из любой соли аммония:

$$(NH_4)_2SO_4 + 2KOH \xrightarrow{кип.} 2NH_3\uparrow + K_2SO_4 + 2H_2O;$$

$$NH_4NO_3 + NaOH_{(конц.)} \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O + NaNO_3.$$

14. Переходы: **средняя соль → кислая соль; кислая соль → средняя соль.**

Сущность этих переходов удобно отразить схемами:

$$\boxed{\text{Средняя соль} \xrightarrow{+Кислота} \text{кислая соль}}$$

$$Na_2SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow 2NaHSO_4,$$

$$\boxed{\text{Кислая соль} \xrightarrow{+Щелочь} \text{средняя соль} + H_2O}$$

$$NaHSO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O.$$

Отметим, что гидрокарбонаты можно перевести в карбонаты прокаливанием кристаллических солей или кипячением водных растворов гидрокарбонатов.

15. Переходы: **средняя соль → основная соль; основная соль → средняя соль.**

Сущность этих переходов отражают схемы:

$$\boxed{\text{Средняя соль} \xrightarrow{+Щёлочь_{(недост.)}} \text{основная соль + новая средняя соль}}$$

$$CaCl_2 + NaOH_{(недост.)} \rightarrow Ca(OH)Cl\downarrow + NaCl,$$

$$\boxed{\text{Основная соль} \xrightarrow{+Кислота} \text{средняя соль} + H_2O}$$

$$Ca(OH)Cl + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O.$$

16. Переходы: **основание → основная соль; основная соль → основание.**

Сущность этих переходов отражена на схемах:

$$\boxed{\text{Основание} \xrightarrow{+Кислота_{(недост.)}} \text{основная соль} + H_2O}$$

$$Ba(OH)_2 + HCl_{(недост.)} \rightarrow Ba(OH)Cl\downarrow + H_2O,$$

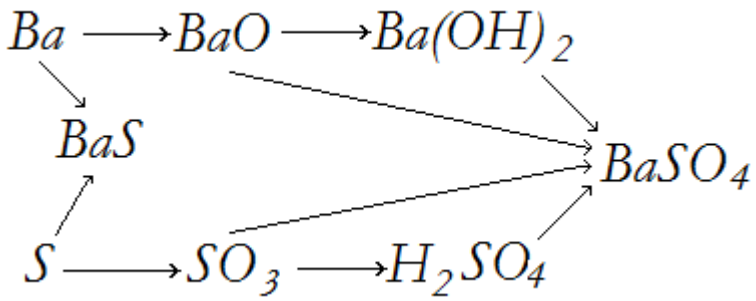
$$\boxed{\text{Основная соль} \xrightarrow{+Щелочь} \text{основание + новая средняя соль}}$$

$$Ba(OH)Cl + KOH \rightarrow Ba(OH)_2 + KCl.$$

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

484. Пластину металла красного цвета нагрели в токе кислорода. Поверхность металла покрылась налётом чёрного цвета, который счистили и поместили в термостойкий стакан с серной кислотой. Нагревание проводили до полного растворения чёрного порошка. Полученный раствор имел голубой цвет. Определите вещества, участвовавшие в цепочке превращений. Составьте уравнения упомянутых реакций.

485. Составьте УХР, все вещества назовите, укажите тип реакций. Для ОВР приведите электронный баланс, для реакций ионного обмена – полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения:



486. Назовите все вещества и распределите по классам неорганических соединений: Na_3PO_4; H_2SiO_3; NO; B_2O_3; MgS; BaI_2; $Ca(OH)_2$; KNO_3; HNO_2; Cl_2O_7; $FeO(OH)$; P_2O_5; HF; MnO_2; $CuCl_2$; HCl; KOH; H_3PO_4; SiO_2; CrO; Li_2O; Al_2O_3; $HClO_4$; $NH_3{\cdot}H_2O$; $CO_2{\cdot}H_2O$; $KHSO_4$; $Cu(OH)Cl$; $Al(NO_3)_3$; FeS; $Al(OH)_2Cl$.

487. Составьте УХР. Назовите все вещества, укажите типы реакций. Для ОВР приведите уравнения электронного баланса, для реакций ионного обмена – полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения.

$$\mathbf{P \xrightarrow{1} P_2O_5 \xrightarrow{2} H_3PO_4 \xrightarrow{3} CaHPO_4 \xrightarrow{4} Ca(H_2PO_4)_2 \xrightarrow{5} H_3PO_4}$$

Решение:

1) $4P + 5O_2 \xrightarrow{t^0C} 2P_2O_5$;

фосфор кислород оксид фосфора(V)

(р. с.; ОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

$$\begin{array}{r|ll} P^0 - 5e^- \rightarrow P^{+5} & \times 4 & \text{Red, окисляется} \\ O_2^0 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2} & \times 5 & \text{Ox , восстанавливается} \end{array}$$

2) $P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$;

вода ортофосфорная кислота

(р. с.; неОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

3) $H_3PO_4 + CaO \rightarrow CaHPO_4\downarrow + H_2O$;

оксид кальция гидрофосфат кальция

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

Вместо CaO можно взять Ca, $Ca(OH)_2$, $Ca_3(PO_4)_2$.

4) $CaHPO_4 + H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$;

дигидрофосфат кальция

(р.с.; неОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

5) $Ca(H_2PO_4)_{2(т)} + H_2SO_{4(конц.)} \xrightarrow{t^0C} CaSO_4\downarrow + 2H_3PO_4$.

серная кислота сульфат кальция

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; гетеро-)

$$Al \xrightarrow{1} Al_2O_3 \xrightarrow{2} Al(OH)_3 \xrightarrow{3} Al_2O_3 \xrightarrow{4} Al(NO_3)_3 \xrightarrow{5} Al_2O_3$$

Решение:

1) $4Al + 3O_2 \xrightarrow{t^0C} 2Al_2O_3$

алюминий кислород оксид алюминия

(р. с.; ОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

$$\begin{array}{r|ll} Al^0 - 3e^- \rightarrow Al^{+3} & \times 4 & Red, \text{ окисляется} \\ O_2^0 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2} & \times 3 & Ox, \text{ восстанавливается} \end{array}$$

2) Переход осуществляется в две стадии:

а) $Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$;

хлороводород хлорид алюминия

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

$$Al_2O_3 + 6H^+ + 6Cl^- \rightarrow 2Al^{3+} + 6Cl^- + 3H_2O$$

Сокращая одноименные ионы, получаем:

$$Al_2O_3 + 6H^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2O$$

б) $AlCl_3 + 3NH_4OH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4Cl$

гидроксид аммония гидроксид алюминия хлорид аммония

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; ; гетеро-)

$$Al^{3+} + 3Cl^- + 3NH_4OH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4^+ + 3Cl^-$$

Сокращая одноименные ионы, получаем:

$$Al^{3+} + 3NH_4OH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4^+;$$

На стадии «б» вместо гидроксида аммония NH_4OH можно использовать любую щелочь (в недостатке). **Характерная ошибка:** использование уравнения

$$Al_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow,$$

однако **оксид алюминия Al_2O_3 с водой не реагирует**.

3) $2Al(OH)_3 \xrightarrow{t^0C} Al_2O_3 + 3H_2O$;

(р.р.; неОВР; необр.; неKat; эндо-; гетеро-)

4) $Al_2O_3 + 6HNO_3 \rightarrow 2Al(NO_3)_3 + 3H_2O$;

азотная кислота нитрат алюминия

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

$$Al_2O_3 + 6H^+ + 6NO_3^- \rightarrow 2Al^{3+} + 6NO_3^- + 3H_2O;$$

Сокращая одноименные ионы, получаем:

$$Al_2O_3 + 6H^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2O;$$

5) Предлагаем два варианта этого перехода.

Вариант 1 (одностадийный переход):

$$4Al(NO_3)_3 \xrightarrow{t^0C} 2Al_2O_3 + 12NO_2\uparrow + 3O_2\uparrow;$$

оксид азота(IV)

(р.р.; ОВР; необр.; неKat; эндо-; гетеро-)

$$\begin{array}{r|ll} 3N^{+5} + 3e^- \rightarrow 3N^{+4} & \times 4 & Ox, \text{ восстанавливается} \\ 2O^{-2} - 4e^- \rightarrow O_2^0 & \times 3 & Red, \text{ окисляется} \end{array}$$

Вариант 2 (осуществляем переход в две стадии):

а) $Al(NO_3)_3 + 3KOH_{(недост.)} \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3KNO_3$;

гидроксид калия *нитрат калия*

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

$Al^{3+} + 3NO_3^- + 3K^+ + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3K^+ + 3NO_3^-$

Сокращая одноименные ионы, получаем:

$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow$

б) $2Al(OH)_3 \xrightarrow{t^0C} Al_2O_3 + 3H_2O$.

(р.р.; неОВР; необр.; неKat; эндо-; гетеро-)

$$\mathbf{CaO \xrightarrow{1} Ca(OH)_2 \xrightarrow{2} CaCl_2 \xrightarrow{3} Ca(OH)_2 \xrightarrow{4} CaCO_3 \xrightarrow{5} CaSO_4}$$

Решение:

1) $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_{2(разб)}$;

гидроксид кальция

(р.с.; неОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

$CaO + H_2O \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$

2) $Ca(OH)_{2(разб)} + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$;

хлорид кальция

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

$Ca^{2+} + 2OH^- + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^- + 2H_2O$

Сокращая одноименные ионы, получаем:

$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$

3) $CaCl_2 + 2NaOH_{(конц.)} \rightarrow Ca(OH)_2\downarrow + 2NaCl$;

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; тепловой эффект не определить; гетеро-)

4) Предлагаем два варианта этого перехода.

Вариант 1 (с использованием углекислого газа):

$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$;

оксид углерода(IV) *карбонат кальция*

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; экзо-; гетеро-)

$Ca^{2+} + 2OH^- + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$

Вариант 2 (с использованием растворимого карбоната):

$Ca(OH)_2 + K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2KOH$;

карбонат калия *гидроксид калия*

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; тепловой эффект не определить; гетеро-)

$Ca^{2+} + 2OH^- + 2K^+ + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2K^+ + 2OH^-$

Сокращая одноименные ионы, получаем:

$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$

5) $CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$.

(р.о.; неОВР; необр.; неKat; тепловой эффект не определить; гетеро-)

$CaCO_3 + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow CaSO_4\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$

Цепочки для самостоятельной работы

CaH_2 $Ca(HCO_3)_2$
↓ ↕
1) $Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \leftrightarrow CaCl_2$;
2) $(CuOH)_2CO_3 \leftrightarrow CuCl_2 \leftrightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \leftrightarrow Cu$;
↕
$CO_2 \leftrightarrow Na_2CO_3 \leftrightarrow NaHCO_3$
3) $Hg(NO_3)_2 \leftrightarrow Hg \leftrightarrow HgO \leftrightarrow HgCl_2$;
↑
HgS
4) $P \rightarrow P_2O_5 \leftrightarrow H_3PO_4 \leftrightarrow K_3PO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2$;
$K_2[Zn(OH)_4]$
↕
5) $ZnCl_2 \leftrightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2$;
↕
$ZnSO_4$
6) $Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgSO_4 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2$;
$Na_2[Be(OH)_4]$
↕
7) $BeCl_2 \leftrightarrow Be(OH)_2 \leftrightarrow Be(NO_3)_2$;
↓
Na_2BeO_2
8) $H_2O \leftrightarrow O_2 \rightarrow SiO_2 \leftrightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow PbSiO_3$;
9) $S \rightarrow SO_2 \leftrightarrow SO_2 \cdot nH_2O \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$;
↓
SO_2
10) $Fe_2O_3 \leftrightarrow Fe \rightarrow FeCl_2 \leftrightarrow Fe(OH)_2$;
$K_3[Al(OH)_6]$
↕
11) $Al(NO_3)_3 \leftrightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3$;
↓
$AlCl_3$
12) $SiO_2 \leftrightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \leftrightarrow Si$;
13) $HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe$;
14) $AgNO_3 \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow O_2 \rightarrow P_2O_5$;
15) $Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaNO_3$;
↓ ↓
$NaNO_3$ $NaCl$
16) $(NH_4)_2HPO_4 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$;
17) $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2 \leftrightarrow H_2S \leftrightarrow ZnS$;
↓
H_2S

18) $CuCl_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3$;
$\downarrow$ $\uparrow$
Cu NO

19) $H_2O \leftarrow CH_4 \rightarrow CO_2 \leftrightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaCl$;
$\downarrow$ $\downarrow$
$NaNO_3$ Na_2SO_4

20) $H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow NaHSO_4$;
$\uparrow$
FeS

21) $Li \rightarrow Li_2O \leftrightarrow LiOH \rightarrow Li_2CO_3 \rightarrow Li_2SO_4$;
$\downarrow$
Li_2CO_3

22) $NaCl \rightarrow HCl \rightarrow CuCl_2 \rightarrow CuO$;
$\uparrow$ $\downarrow$
Cl_2 $CuSO_4$

23) $H_2 \rightarrow HCl \rightarrow KNO_3 \rightarrow O_2 \rightarrow SiO_2 \rightarrow H_2SiO_3$;

24) $Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow (AlOH)Cl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$;

25) $KAlO_2 \rightarrow K[(AlOH)_4] \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al(NO_3)_3$.

488. *Даны вещества Na_2O, H_2O, Fe_2O_3, SO_3, Zn. Используя только эти вещества и (или) продукты их взаимодействия между собой, предложите способы получения соединений: а) гидроксида натрия; б) серной кислоты; в) сульфата натрия; г) оксида цинка(II); д) сульфата цинка(II); е) гидроксида цинка(II); ж) диоксоцинката(II) натрия; з) тетрагидроксоцинката(II) натрия; и) сульфата железа(III); к) метагидроксида железа; л) оксида железа(III); м) диоксоферрата(III) натрия.

489. Составьте УХР по описанию и охарактеризуйте каждую реакцию в известных вам классификациях: 1) природный газ метан сгорает с образованием воды и углекислого газа; 2) вы разбили термометр; пролитую ртуть необходимо засыпать серой, при этом образуется сульфид ртути(II); 3) сероводород окисляется в морских глубинах до свободной серы и воды; 4) в состав накипи входит карбонат кальция; удалить накипь можно раствором соляной кислоты; при этом образуются хлорид кальция и угольная кислота, которая разлагается на углекислый газ и воду; 5) в состав ржавчины входит метагидроксид железа(III); ржавчину удаляют раствором, содержащим соляную кислоту; при этом образуется раствор хлорида железа(III).

490. Какие из данных веществ: Na, Ba, SO_3, KCl, CuO, BaO, CO_2, $Ba(OH)_2$, Cu, H_2SO_4, S, $Cu(OH)_2$ генетически взаимосвязаны? Составьте УХР, подтверждающие их генетическую связь.

491. *Объединившись со своими товарищами в пары, разработайте проект «Визитная карточка неорганического вещества». Составьте план

содержания визитной карточки, обсудите, как она должна выглядеть, выберите вещество. Подготовьте визитки, представьте их одноклассникам на внеклассном мероприятии «Мир неорганических веществ».

492. Выполняя задание, используйте предложенные в карте формулы веществ.

Код→ ↓	а	б	в	г	д	е
1	HF	H_2SO_4	$[Ba(OH)]Cl$	$Fe(OH)_3$	H_2O	CuO
2	$NaOH$	CO_2	Ba	HCl	$Al(OH)_3$	Mg
3	H_3PO_4	ZnO	SO_3	Na_2O	KOH	$[Ca(OH)]_2SO_4$
4	P_2O_5	$NaHSO_4$	HNO_3	$Cu(OH)_2$	$CuCl_2$	$MgSO_4$
5	H_2CO_3	SiO_2	$CaCO_3$	Na	$Ca(HCO_3)_2$	Al_2O_3
6	H_2	$Zn(OH)_2$	Cu	$LiOH$	Na_2SO_4	BaO

1. Оксиды. Составьте УХР получения этих оксидов. 2. Оксиды металлов. 3. Оксиды неметаллов. 4. Растворимые оксиды. 5. Нерастворимые оксиды. 6. Кислотные оксиды. 7. Основные оксиды. 8. Амфотерные оксиды. 9. Оксиды, реагирующие с водой с образованием кислот. Составьте УХР. 10. Оксиды, реагирующие с водой с образованием оснований. Составьте УХР. 11. Оксиды, реагирующие с кислотами. Составьте УХР. 12. Оксиды, реагирующие со щелочами. Составьте УХР. 13. Оксиды, реагирующие с другими оксидами. Составьте УХР. 14. Кислородсодержащие кислоты. 15. Бескислородные кислоты. 16. Одноосновные кислоты. 17. Двухосновные кислоты. 18. Трехосновные кислоты. 19. Металлы, реагирующие с раствором серной кислоты с выделением водорода. Составьте УХР. 20. Между какими из веществ строки 2 возможны реакции нейтрализации? Составьте УХР. 21. Растворимые основания. 22. Нерастворимые основания. 23. Основания, разлагающиеся при нагревании. Составьте УХР. 24. Основания, растворы которых изменяют цвет индикатора. 25. Соли. 26. Средние соли, образованные двухосновными кислотами. 27. Основные соли, образованные двухкислотными основаниями. 28. Кислые соли, образованные двухосновными кислотами. 29. Вещества столбца «а», между которыми возможны реакции. Составьте УХР. 30. Вещества строки 3, между которыми возможны реакции. Составьте УХР.

493. «Деловая игра «Химические свойства основных классов неорганических веществ»». *Модель игры.* Класс на время проведения игры становится научно-исследовательским институтом, которому поручили экспериментально изучить химические свойства основных классов неорганических соединений и составить табл.51, отражающую свойства этих классов веществ.

Таблица 51

Химические свойства основных классов неорганических веществ

Класс соединения	неМе	Кислотный оксид	Амфотерный оксид	Кислота	Амфотерный гидроксид	Соль
Ме						
Основный оксид						
Амфотерный оксид						
Щелочь						
Амфотерный гидроксид						
Соль						

Задача работников НИИ: экспериментально подтвердить или опровергнуть выдвинутые гипотезы. Работа по исследованию свойств неорганических веществ ведется в соответствующих лабораториях (руководителей лабораторий назначает заранее директор НИИ, остальные работники распределяются в лаборатории по результатам «химической жеребьевки»). *Содержание игры.* Директор НИИ (учитель) вызывает на совещание заведующих лабораторий и раздает задания (задание для всех лабораторий – проведите реакции и составьте УХР, укажите условия их протекания, занесите данные, полученные лабораторией, в общую таблицу).

Задание для лаборатории по изучению
химических свойств основных и кислотных оксидов:

Опыт №1. Проведите реакцию оксида металла с водой.
Опыт №2. Проведите реакцию оксида металла с кислотой.
Опыт №3. Проведите реакцию оксида неметалла с водой.
Опыт №4. Проведите реакцию оксида неметалла со щелочью.

Задание для лаборатории по изучению химических свойств оснований:

Опыт №1. Пронаблюдайте действие щелочей на индикаторы.
Опыт №2. Проведите реакцию нейтрализации с растворимым и нерастворимым основанием.
Опыт №3. Проведите реакции растворов солей и оснований, чтобы в одном случае выпал осадок основания, а в другом случае – осадок соли.
Опыт №4. Проведите реакцию разложения основания.

Задание для лаборатории по изучению химических свойств кислот:

Опыт №1. Пронаблюдайте действие кислот на индикаторы.
Опыт №2. Проведите реакцию нейтрализации с растворимым и нерастворимым основанием.
Опыт №3. Проведите реакцию кислот с металлом.
Опыт №4. Проведите реакцию кислот с солями, чтобы в одном случае выделялся газ, а в другом случае – выпадал осадок.

Задание для лаборатории по изучению химических свойств солей:

Опыт №1. Проведите реакцию раствора соли с металлом.

Опыт №2. Проведите реакции растворов солей и оснований, чтобы в одном случае выпал осадок основания, а в другом – осадок соли.
Опыт №3. Проведите реакции солей с кислотами, чтобы в одном случае образовалось газообразное вещество, а в другом случае выпал осадок.
Опыт №4. Проведите реакцию растворов солей между собой.

Задание для лаборатории по изучению
химических свойств амфотерных оксидов и гидроксидов:

Опыт №1. Проведите реакцию амфотерного оксида с кислотой.
Опыт №2. Проведите реакцию амфотерного оксида со щелочью.
Опыт №3. Получите амфотерный гидроксид.
Опыт №4. Проведите реакцию амфотерного гидроксида с кислотой.
Опыт №5. Проведите реакцию амфотерного гидроксида со щелочью.

****

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №30

1. В схеме превращений: $CaCO_3 \xrightarrow{+HCl} X_1 \xrightarrow{+Na_2CO_3} X_2 + NaCl$ веществом «X_2» является:
1) $CaCO_3$; 2) $CaCl_2$; 3) CaO; 4) $Ca(OH)_2$.

2. В схеме превращений: $FeCl_2 \xrightarrow{+NaOH} X_1 \xrightarrow{+O_2+H_2O} X_2$ веществом «X_2» является:
1) FeO; 2) $Fe(OH)_3$; 3) $FeCl_2$; 4) $FeCl_3$.

3. Схема превращений $Э \rightarrow Э_2O_3 \rightarrow Э(OH)_3$ соответствует генетическому ряду:
1) натрий → оксид натрия → гидроксид натрия;
2) алюминий → оксид алюминия → гидроксид алюминия;
3) кальций → оксид кальция → гидроксид кальция;
4) азот → оксид азота(V) → азотная кислота.

4. В схеме превращений $ZnO \rightarrow$ «X_1» → «X_2» → $Zn(OH)_2$ веществами «X_1» и «X_2» соответственно являются:
1) $Zn(OH)_2$ и $ZnCl_2$; 2) $Zn(OH)_2$ и $ZnSO_4$; 3) $ZnCl_2$ и $Zn(NO_3)_2$; 4) $ZnCl_2$ и ZnO.

5. В цепи превращений $Cu \rightarrow$ «X» → $Cu(OH)_2$ веществом «X» является:
1) CuO; 2) $CuOH$; 3) $Cu_3(PO_4)_2$; 4) $CuCl_2$.

6. В цепи превращений $SO_3 \xrightarrow{+KOH} X_1 \xrightarrow{+BaCl_2} X_2$ веществом «X_2» является:
1) $Ba(OH)_2$; 2) $BaSO_3$; 3) $BaSO_4$; 4) BaO.

7. В схеме превращений $NO \rightarrow$ «X_1» → «X_2» → $NaNO_3$ веществами «X_1» и «X_2» могут быть соответственно:
1) N_2O_5 и $Ca(NO_3)_2$; 2) N_2 и $Ba(NO_3)_2$; 3) KNO_2 и KNO_3; 4) NO_2 и HNO_3.

8. В схеме превращений $Ba \xrightarrow{+X} Ba(OH)_2 \xrightarrow{+Y} BaCl_2$ веществами «X» и «Y» являются соответственно:
1) KOH и HCl; 2) $NaOH$ и Cl_2; 3) H_2O и KCl; 4) H_2O и HCl.

9. В цепочке превращений $FeS \xrightarrow{+HCl} X_1 \xrightarrow{+O_2} X_2$ веществами «X_1» и «X_2» соответственно являются:
1) $FeCl_2$ и FeO; 2) H_2S и SO_3; 3) $FeCl_3$ и Fe_2O_3; 4) H_2S и SO_2.

10. В цепочке превращений $C \rightarrow$ «X_1» → «X_2» → $CaCO_3$ веществами «X_1» и «X_2» являются соответственно:
1) CO и CO_2; 2) CO и H_2CO_3; 3) H_2CO_3 и Na_2CO_3; 4) Na_2CO_3 и CO_2.

****

ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОГО ХАРАКТЕРА (ВТОРОЙ ПРАКТИКУМ)

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 6

КОЛИЧЕСТВЕННОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОМПОНЕНТОВ ВОЗДУХА

1. ***Введение.*** Воздух имеет сложный состав. Его составные части можно подразделить на три группы: постоянные, переменные и случайные. К первым относятся кислород (около 21% по объему), азот (около 78%) и так называемые инертные газы (около 1%). Содержание этих составных частей практически не зависит от того, в каком месте поверхности земного шара взята проба сухого воздуха. Ко второй группе относятся углекислый газ (0,02-0,03%) и водяной пар (до 3%). Содержание случайных составных частей зависит от местных условий. Помимо различных газов, воздух всегда содержит большее или меньшее количество пыли. Содержание компонентов воздуха определяют на основании их физических и химических свойств. В данной работе описывается количественное определение кислорода и углекислого газа в воздухе.

2. ***Реактивы и оборудование***: пробирка с резиновой пробкой, кристаллизатор, бюретки (2 шт.), штатив, спиртовка, спички, медь, восстановленная водородом, ведро, мерный цилиндр, насыщенный раствор гидроксида кальция $Ca(OH)_2$, стеклянная банка объемом 1 л, раствор фенолфталеина, справочник по химии, термометр, барометр, пипетка, резиновая груша, компрессор для прокачки воздуха (аквариумный), секундомер.

3. ***Порядок и техника проведения работы***

Вариант 1 (определение содержания кислорода)

1. Подготовьте табл. 52 для записи данных.

Таблица 52

Результаты количественного определения кислорода в воздухе

Уровень воды в бюретке, мл			V, мл				$\varphi(O_2)$,%
h_1	h_2	h_3	$V(O_2)$	$V(O_2)_{ср}$	V(воздуха)	$V(воздуха)_{ср}$	

2. Возьмите пробирку, внесите в нее около 0,5 г мелкозернистой или порошкообразной меди и плотно закройте резиновой пробкой. Распределите медь легким постукиванием по пробирке от дна до середины.

3. Нагревайте пробирку в горизонтальном положении до полного почернения меди или до тех пор, пока медь не перестанет изменять свою окраску. Пробирку осторожно охладите.
4. Закрепите две бюретки в штативе и наполнить первую водой на 1/2 объема, а вторую до «0» деления. Отметьте уровень воды в 1-й бюретке (h_1).
5. Пробирку с окисленной медью опустите закрытым концом в кристаллизатор с водой. Под водой ослабьте пробку и осторожно приоткройте отверстие пробирки. Установите пробирку так, чтобы уровень вошедшей в нее воды совпал с уровнем воды в кристаллизаторе. В этом положении снова закройте пробирку пробкой.
6. Воду из пробирки перелейте в 1-ю бюретку и отметьте новый уровень (h_2).
7. Вычислите объем кислорода: $V(O_2) = h_1 - h_2$ (среднее арифметическое значение найдите, используя данные других групп).
8. Пробирку, в которой производился опыт, наполните водой из другой бюретки до черты, отмечающей основание пробки, и в третий раз отметьте уровень воды во второй бюретке (h_3).
9. Вычислите объем воздуха: V(воздуха) = h_3 (среднее арифметическое значение найдите, используя экспериментальные данные других групп).
10. Вычислите объемную долю кислорода ($\varphi(O_2)$) в воздухе (по средним значениям).
11. Вычислите относительную погрешность определения объема кислорода в воздухе ($\delta_{\varphi(O_2)}$; см. формулу (3) на С.46).
12. Составьте УХР кислорода с медью. Укажите тип реакции.
13. Сделайте вывод.

Вариант 2 (определение содержания углекислого газа)*

1. Определите производительность воздуха компрессором (наберите воздух в 1 л банку, отмечая затраченное время). Проверку произведите 3-5 раз. По среднему значению рассчитайте производительность прибора (П) в л/мин.
2. Два мл насыщенного раствора $Ca(OH)_2$ разбавьте небольшим количеством дистиллированной воды и добавьте 3-5 капель индикатора фенолфталеина.
3. Конец трубки, из которой выходит прокачиваемый компрессором с определённой производительностью воздух, опустите в приготовленный раствор.
4. Включите компрессор и отметьте время обесцвечивания раствора.
5. По времени обесцвечивания раствора рассчитайте содержание оксида углерода(IV) в воздухе.

Пример вычислений содержания углекислого газа в воздухе

Эксперимент проводился в закрытом помещении объёмом: V=90 м^3. Условия проведения эксперимента: $t_{возд.}$ = 13^{0}С; р = = 755 мм рт. ст. Рассчитаем $V_м$ при данных условиях:

$$V_М = \frac{RT}{p}, \qquad (15)$$

$$p = \frac{755 \text{ мм рт. ст.} \cdot 101{,}325 \text{ кПа}}{760 \text{ мм рт. ст.}} = 100{,}658 \text{ кПа} = 100658 \text{ Па}$$

$$V_М^* = \frac{8{,}314 \text{ Дж/(моль·К)} \cdot 286 \text{ К}}{100658 \text{ Па}} = 0{,}0236 \text{ м}^3\text{/моль} = 23{,}6 \text{ л/моль};$$

Производительность компрессора: П = 0,917 л/мин; t(р-ра $Ca(OH)_2$) = 4,5^{0}С; S($Ca(OH)_2$) = 0,172 г/100г H_2O (из справочника химика); V(р-ра $Ca(OH)_2$) = 2 мл; ρ(р-ра $Ca(OH)_2$) = 1 г/см^3;

$$\rho(\text{р-ра } Ca(OH)_2) = \frac{m(\text{р-ра } Ca(OH)_2)}{V(\text{р-ра } Ca(OH)_2)}, \qquad (40)$$

m(р-ра $Ca(OH)_2$) = ρ(р-ра $Ca(OH)_2$) · V(р-ра $Ca(OH)_2$) = 2 мл · 1 г/см^3 = 2 г;

$$m(Ca(OH)_2) = \frac{2 \text{ г} \cdot 0{,}172 \text{ г}}{100{,}172 \text{ г}} = 3{,}43 \cdot 10^{-3}\text{г};$$

$$\boxed{Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O}$$

$$\frac{n(Ca(OH)_2)}{n(CO_2)} = \frac{1}{1}; \qquad n(CO_2) = n(Ca(OH)_2);$$

$$n(Ca(OH)_2) = \frac{m(Ca(OH)_2)}{M(Ca(OH)_2)},$$

$$n(Ca(OH)_2) = \frac{3{,}43 \cdot 10^{-3} \text{ г}}{74 \text{ г/моль}} = 4{,}64 \cdot 10^{-5} \text{ моль};$$

$n(CO_2) = n(Ca(OH)_2)$=4,64 · 10^{-5} моль;
$V(CO_2)$= $n(CO_2) \cdot V_М$ = 4,64 · 10^{-5} моль · 23,6 л/моль = 109,5 · 10^{-5} л;

$$\varphi(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V(\text{прокач. воздуха})} \cdot 100\%, \qquad (18)$$

V(прокаченного воздуха) = П · τ, где τ – время обесцвечивания раствора $Ca(OH)_2$

$$\varphi(CO_2) = \frac{109{,}5 \cdot 10^{-5}\text{л}}{0{,}917 \text{ л/мин} \cdot \tau} \cdot 100\%$$

Так, если время обесцвечивания раствора гидроксида кальция составило 4 минуты, то объемная доля оксида углерода(IV) в исследуемом воздухе составляет 0,03%.

*Вариант 3**

Предложите свой способ количественного определения одного из компонентов воздуха. Разработайте методику и подтвердите предположения экспериментально. Если результат будет положительным, то сравните точность определения с вышеуказанными методами по относительной погрешности определения (δ).

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 7

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВЫХОДА КИСЛОРОДА В РЕАКЦИЯХ РАЗЛОЖЕНИЯ

1. ***Введение.*** Выход продукта – величина, показывающая, какую часть (в долях единицы или %) составляет масса, количество или объем практически полученного продукта от массы, количества или объема этого же продукта, рассчитанных по УХР (т.е. теоретически возможных):

$$\eta = \frac{n(практ.)}{n(теор.)} = \frac{m(практ.)}{m(теор.)} = \frac{V(практ.)}{V(теор.)} \qquad (44)$$

Иногда вместо выхода продукта указывают его потери – $\omega_{(потерь)}$, тогда $\eta = 1 - \omega_{(потерь)}$ или $\eta = 100\% - \omega_{(потерь)\%}$. Знание выхода кислорода позволит экономить реактивы при его получении.

2. ***Реактивы и оборудование***: $KMnO_4$, H_2O_2 (3 или 6%), насыщенный раствор $K_2Cr_2O_7$, электронные весы, сухие пробирки, кристаллизатор с водой, стеклянная трубка, мерный цилиндр на 200 мл, спиртовка, спички, 2 штатива, лучинка.

3. ***Порядок и техника выполнения работы***

1. Подготовьте табл. 53 для записи данных опыта.
2. Уточните условия проведения эксперимента (температура помещения, атмосферное давление).

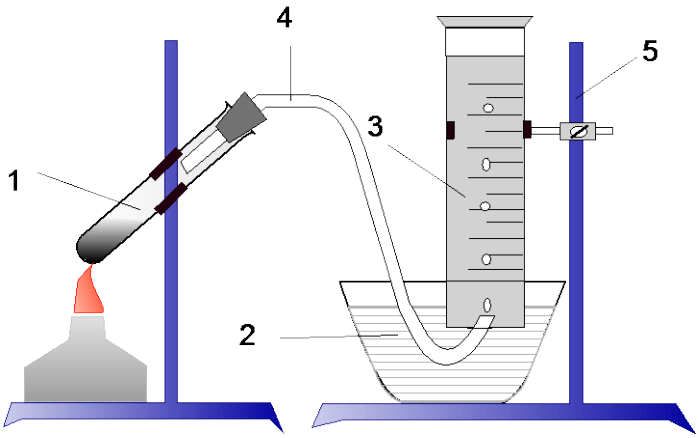
Таблица 53

Результаты определения объема выделившегося кислорода

m(пробирки до опыта), г		m(вещества), г	m(пробирки после опыта), г	$V(O_2)$, мл
без вещества	с веществом			

3. Определите массу пробирки без вещества и с веществом (для проведения эксперимента используйте вещества, указанные учителем; см. п.2).
4. Соберите прибор по рис. 63.
5. Заполните кристаллизатор и мерный цилиндр водой.

6. Проведите разложение вещества до тех пор, пока полностью прекратится выделение кислорода.
7. Не переставая нагревать пробирку (в случае получения кислорода из перманганата калия), выньте газоотводную трубку из воды, подняв зажим на штативе.
8. Определите объем выделившегося кислорода.
9. Определите выход кислорода по массе, количеству и объему в % (см. формулу (44)) по сравнению с теоретически возможным (по УХР). Для расчета молярного объема газа (V_M) при условиях эксперимента (теоретический объем) используйте уравнение Менделеева-Клапейрона (см. формулы (15, 30-33)).



10. Испытайте кислород тлеющим угольком лучины.
11. Сделайте вывод.

Рис.63. Схема прибора для определения выхода кислорода:

1 – пробирка с веществом;
2 – кристаллизатор с водой;
3 – мерный цилиндр;
4 – пробка с газоотводной трубкой;
5 – штатив

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

494. При прокаливании 10 г карбоната кальция получили 4 г оксида кальция. Определите выход оксида кальция (в %).

495. Боевое отравляющее вещество дихлорид оксоуглерода(II) $COCl_2$ (фосген) получают по реакции $CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$. При взаимодействии оксида углерода (II) CO с 224 мл хлора получили 200 мл фосгена. Каков его выход?

496. Для окисления оксида серы(IV) SO_2 взяли 112 л кислорода и получили 760 г оксида серы(VI) SO_3 . Чему равен выход продукта (в %) от теоретически возможного?

497. При взаимодействии азота и водорода получили 5,95 г аммиака NH_3 с выходом 36%. Какие объемы азота и водорода были взяты для реакции?

498. Найдите объемы азота и водорода, необходимые для получения 1 $м^3$ аммиака NH_3, если его выход 25%.

499. Металлический барий получают восстановлением его оксида BaO металлическим алюминием с образованием оксида алюминия Al_2O_3 и металлического бария. Вычислите долю выхода бария, если из 4,59 кг оксида бария было получено 3,8 кг бария.

500. Сколько граммов кислорода можно получить при нагревании 20 г перманганата калия $KMnO_4$, если реакция разложения протекает с выходом 86%?

501. Какой объем оксида углерода(II) был взят для восстановления оксида железа(III) Fe_2O_3, если получено 11,2 г железа с выходом 80% от теоретически возможного?

****

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 8
ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА И ИССЛЕДОВАНИЕ ЕГО СВОЙСТВ

1. ***Введение***. В настоящей работе предстоит познакомиться с методом получения водорода из цинка и соляной кислоты. Необходимо также исследовать химические свойства атомарного и молекулярного водорода (восстановительные свойства).

В первые секунды получения водорода из указанных веществ образуются атомы водорода, которые потом соединяются в молекулы H_2. Атомарный водород, также как и молекулярный водород, обладает восстановительными свойствами.

2. ***Реактивы и оборудование***: пробирки (10 шт.), спиртовка, приборы для получения водорода и кислорода, 2 штатива, раствор H_2SO_4, 0,05% растворы $KMnO_4$ и $K_2Cr_2O_7$, гранулированный цинк, коническая колба на 250 мл, оксид меди(II), раствор соляной кислоты, химический стакан на 200 мл с водой, $KMnO_4$ (кристаллический), H_2O_2 (3 или 6%), насыщенный раствор $K_2Cr_2O_7$.

3. ***Порядок и техника проведения работы***

3.1. Горение водорода

Получите кислород из H_2O_2 в присутствии катализатора (насыщенный раствор $K_2Cr_2O_7$) или разложением перманганата калия при нагревании.

Соберите кислород в коническую колбу. Получите водород и подожгите его на воздухе. Внесите горящий водород в колбу с кислородом. В чем различие и сходство горения водорода на воздухе и в кислороде? Методом электронного баланса составьте уравнение реакции.

3.2. Взрыв водорода с кислородом

3.2.1. Исследуйте опытным путем оптимальные условия образования взрывчатой смеси водорода с воздухом. Для этого три пробирки заполните водой на 2/3, 1/2 и 1/3 объема. Далее методом вытеснения воды заполните водородом. Содержимое пробирок подожгите. Подтвердите полученный результат теоретическими расчетами.

3.2.2. Аналогично опыту 3.2.1 исследуйте оптимальные условия образования взрывчатой смеси водорода с кислородом. Отношение $V(O_2)$: $V(H_2)$ взять следующие: 1:2 ; 2:2 ; 2:1.

3.3. Исследование восстановительных свойств водорода

3.3.1. Восстановление оксида меди(II) молекулярным водородом (перед проведением работы проверить водород на чистоту).

Газоотводную трубку с выделяющимся водородом направьте (см. рис. 64) на оксид меди; пробирку с оксидом нагрейте. Наблюдайте за ходом реакции. После окончания реакции спиртовку уберите и охладите полученный продукт в токе водорода. Объясните, почему охлаждение необходимо проводить в токе водорода.

Методом электронного баланса составьте УХР восстановления оксида меди(II) водородом.

3.3.2. Восстановление перманганата калия ($KMnO_4$) водородом. Для проведения опыта возьмите 0,05% раствор $KMnO_4$. Подкислите его серной кислотой и разлейте в 2 пробирки. В одну из них поместите гранулу цинка. В другую пробирку пропускайте газообразный (молекулярный) водород. Наблюдайте за ходом обесцвечивания раствора. В каком случае этот процесс происходит быстрее? Почему? Составьте уравнения реакций взаимодействия атомарного и молекулярного водорода с раствором перманганата калия:

$$KMnO_4 + H_2SO_4 + H \rightarrow MnSO_4 + ...$$
$$KMnO_4 + H_2SO_4 + H_2 \rightarrow MnSO_4 + ...$$

Используйте метод электронного баланса.

3.3.3. Восстановление дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) водородом.

Опыт проводите аналогично предыдущему. Окончание реакции можно оценить по изменению цвета раствора от оранжевого до зеленого. Этот цвет обусловлен присутствием в растворе ионов Cr^{3+}.

Составьте уравнения реакций взаимодействия атомарного и молекулярного водорода с раствором дихромата калия:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H = Cr_2(SO_4)_3 + ...$$
$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2 = Cr_2(SO_4)_3 + ...$$

Используйте метод электронного баланса. Укажите, в каком случае реакция идет быстрее и почему.

3.4. Сделайте вывод.

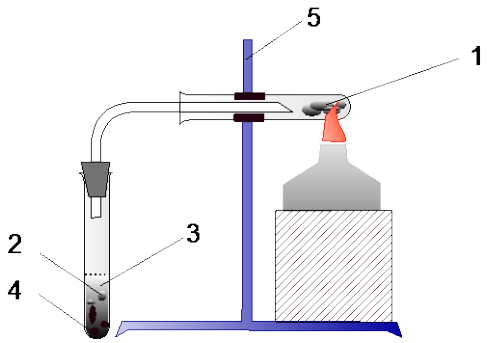


Рис.64. Схема установки для восстановления оксида меди(II) водородом:

1 - оксид меди (II);
2 - молекулярный водород;
3 - соляная кислота;
4 - гранулы цинка;
5 - штатив

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

502. Когда-то была предложена конструкция зажигалки, основанная на реакции получения водорода из цинка и соляной кислоты. Но идея не нашла должного применения. Объясните, по какой причине реакцию получения водорода нельзя использовать в зажигалках.

503. Почему перед работой с газообразным водородом его нужно проверять на чистоту?

504. А.Л. Лавуазье провел следующий эксперимент. В ствол ружья он поместил железную окалину $FeO{\cdot}Fe_2O_3$, сильно нагрел. Затем стал пропускать над раскаленной окалиной водород. Какие вещества получил Лавуазье в результате этого опыта? Составьте УХР. Уравняйте методом электронного баланса.

505. На рис.65. показан прибор, которым воспользовался ученик для получения водорода. Объясните, почему ему не удалось собрать полученный газ. Как поступили бы вы на месте этого ученика?

506. Методом электронного баланса составьте уравнения реакций водорода с а) Cl_2, Na, ZnO; б) F_2, K, Fe_2O_3; в) Br_2, Ca, Al_2O_3.

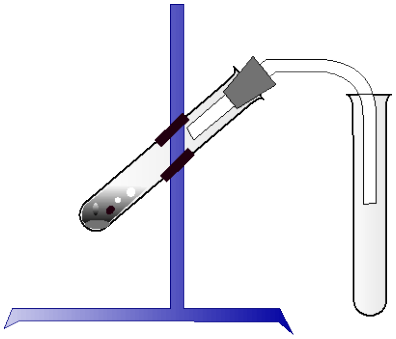


Рис.65. Схема прибора для получения водорода

****

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 9

ПРИМЕНЕНИЕ ИНДИКАТОРОВ В РЕАКЦИЯХ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

1. ***Введение.*** Раствор, концентрация которого точно известна, называется титрованным. Для определения концентрации кислоты пользуются титрованным раствором щелочи, и наоборот, для определения концентрации щелочи – титрованным раствором кислоты. Процесс определения концентрации растворенных веществ при помощи титрованных растворов называется ***титрованием***. При титровании к раствору неизвестной концентрации (допустим, кислоты) прибавляют постепенно при помешивании по каплям титрованный раствор щелочи, до тех пор, пока не окончится реакция нейтрализации. Окончание реакции определяется ***индикаторами*** – веществами, меняющими свою окраску при изменении концентрации того или иного компонента в растворе (например, концентрации кислоты или щелочи). При изменении pH раствора каждый индикатор изменяет свой цвет в определенной области значений pH, которая называется областью перехода данного индикатора.

Расчеты в титриметрическом анализе

При протекании реакции

$$aA + вB = cC + dD$$

до конца между количествами веществ A и B достигается соотношение:

$$\frac{n(A)}{n(B)} = \frac{a}{b} \quad (25)$$

Зная количество одного из реагентов, можно вычислить количество другого, а затем и его молярную концентрацию.

2. ***Реактивы и оборудование***: штатив с зажимом, бюретка на 25 мл, груша, пипетка на 10-15 мл, три конические колбочки для титрования, фенолфталеин, титрованный раствор соляной кислоты, раствор гидроксида натрия или калия, дистиллированная вода, спиртовка, держатель, предметное стекло, соки фруктов или овощей, раствор универсального индикатора, средства бытовой химии.

3. ***Порядок и техника проведения работы***

3.1. Точное установление концентрации раствора щелочи при помощи титрования раствором соляной кислоты.

Небольшим количеством щелочи сполосните бюретку и укрепите ее в штативе. Заполните бюретку раствором щелочи до нулевой отметки (по нижнему мениску). Пипеткой на 10-15 мл налейте в три конические колбочки раствор соляной кислоты, точная концентрацию которой сообщит учитель. В каждую из конических колбочек добавьте 2-3 капли индикатора – фенолфталеина, который остается бесцветным в кислотной среде и окрашивается в малиновый в щелочной среде.

Титрование кислоты щелочью ***проводят следующим образом****: под бюреткой на белый лист бумаги поставьте коническую колбочку так, чтобы носик бюретки находился внутри колбочки над жидкостью; жидкость из бюретки подавайте медленно правой рукой, а левой размешивайте раствор. Капля за каплей щелочь нейтрализует кислоту:*

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

После добавления «лишней» капли раствора щелочи индикатор изменит окраску. Титрование считают законченным. Титрование проводят 2-3 раза, каждый раз начиная от нулевой метки. Из полученных данных берут среднее значение, далее рассчитывают количество щелочи по формуле (25) и ее точную концентрацию.

3.2. Доказательство образования соли в реакции нейтрализации.

Как доказать, что в реакции нейтрализации образуется соль? Подтвердите предположение опытным путем.

3.3. Определение pH среды некоторых растворов и соков при помощи универсального индикатора.

Проведите опыты по определению pH различных объектов. Результаты оформите в виде табл. 54

3.4. Определите возможности использования растительных материалов в качестве индикаторов. Получите отвар растительного материала и изучите изменение его окраски в зависимости от pH раствора.

Сделайте вывод о возможности применения данного растительного материала в качестве кислотно-основного индикатора.

Таблица 54

Результаты определения pH некоторых объектов

Источник сока	pH	Раствор	pH
Томат		Молоко	
Лимон		Чай	
Огурец		Кофе	
Картофель		Жидкое мыло	
Капуста		Столовый уксус	
Яблоко		Раствор питьевой соды	
…		…	

Таблица 55

Результаты изучения кислотно-основных свойств растительных индикаторов

Растительный материал	Цвет индикатора		
	в нейтральной среде	в кислотной среде	в щелочной среде
столовая свёкла			
фиолетовый лук			
вишня			
ежевика			
чёрная смородина			
черника			
…			

3.5. Сделайте вывод.

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

507. Кислые растворы имеют кислый вкус, щелочные вкус мыла. Сливаются равные объемы растворов соляной кислоты и гидроксида натрия одинаковой молярной концентрации. Каков вкус полученного раствора? Почему?

508. При проведении реакции нейтрализации был получен странный результат: при добавлении к раствору щелочи с индикатором метиловым оранжевым первой порции кислоты изменилась окраска индикатора; если же продолжать добавлять кислоту, происходит удивительное явление. Какое именно и почему?

509. В редакцию научно-популярного журнала пришло письмо от юного химика. В нем утверждалось, что протекание реакции нейтрализации в некоторых случаях зависит от последовательности сливания растворов кислоты и щелочи. В качестве доказательства своей точки зрения автор привел следующие наблюдения:

а) если к раствору щелочи с фенолфталеином приливать раствор борной кислоты, изменение окраски индикатора не происходит;

б) если поменять порядок приливания растворов, то есть к раствору борной кислоты с фенолфталеином добавлять раствор щелочи, то индикатор изменяет свой цвет. Объясните эти явления.

****

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 10

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ОПРЕДЕЛЕННОГО СОСТАВА. ВЫЯВЛЕНИЕ ЗАВИСИМОСТИ МЕЖДУ СОСТАВОМ РАСТВОРА И ЕГО ПЛОТНОСТЬЮ

1. ***Введение***. В данной работе необходимо приготовить водный раствор хлорида натрия с заданным содержанием вещества и измерить его плотность, а также выявить закономерность изменения плотности растворов при увеличении их концентрации. Для нахождения плотности применяют ***ареометры***. Ареометр представляет собой стеклянный поплавок со шкалой плотности. Изучаемую жидкость наливают в стеклянный цилиндр примерно на 3/4 его объема и осторожно погружают ареометр в жидкость, следя за тем, чтобы он в этой жидкости плавал. Если шкала ареометра находится выше или ниже уровня жидкости в цилиндре, то следует взять ареометр с другими пределами измерения плотности. То значение на шкале ареометра, до которого он погружается в жидкость, и будет отвечать его плотности. После определения плотности жидкости ареометр промывают водой и убирают в коробку с набором ареометров.

2. ***Реактивы и оборудование***: *NaCl* (кристаллический), вода, весы с разновесами, мерные цилиндры на 100 мл, стаканчики, 2 мерные колбы на 100 мл, набор ареометров, коническая колба на 250 мл, насыщенный раствор поваренной соли, сухие химические стаканчики.

3. ***Порядок и техника проведения работы***

3.1. Приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей растворенного вещества.

Вычислите, какая масса поваренной соли *NaCl* требуется для приготовления указанного учителем объема раствора заданной концентрации (табл.56).

Таблица 56

Параметры приготовления раствора поваренной соли с определенной массовой долей растворенного вещества

№ варианта	V(раствора), мл	ω, %	ρ (раствора), г/мл
1	200	4,0	1,027
2	185	5,0	1,034
3	245	6,0	1,041
4	230	8,0	1,056
5	180	3,0	1,020
6	210	16,5	1,120
7	205	17,0	1,124
8	190	18,0	1,132
9	195	19,0	1,140
10	225	19,5	1,144

Рассчитайте, какой объем воды необходим для растворения взятой навески. Отвесьте рассчитанную массу вещества в предварительно взвешенном стаканчике на весах с предельной точностью. Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный объём воды. Перенесите соль в коническую колбу, промывая стаканчик отмеренным количеством воды из цилиндра. Правильность приготовления раствора учитель проверяет измерением плотности раствора. После определения плотности полученного раствора рассчитайте относительную погрешность его приготовления (δ_ρ).

3.2. Приготовление раствора хлорида натрия заданной молярности (молярной концентрации).

Так как молярная концентрация выражена количеством растворенного вещества в определенном объёме раствора, то для выполнения работы необходимо воспользоваться мерной колбой на 100 мл. Рассчитайте количество вещества и массу *NaCl*, необходимую для приготовления указанного учителем объёма раствора заданной молярной концентрации (табл.57).

Таблица 57

Параметры приготовления раствора поваренной соли определенной $C_м$ растворенного вещества

№ варианта	$C_м$, моль/л	ρ (раствора), г/мл
1	0,346	1,012
2	0,702	1,027
3	1,069	1,041
4	1,445	1,056
5	3,485	1,132
6	3,927	1,148
7	4,380	1,164

Поваренную соль рассчитанной массы перенесите в мерную колбу. Растворите навеску вещества, доводя объём раствора до метки на мерной колбе. Правильность приготовления раствора учитель проверяет измерением плотности раствора. После определения плотности полученного раствора рассчитайте погрешность его приготовления (δ_ρ).

3.3. Определение зависимости между концентрацией раствора и его плотностью.

Для работы воспользуйтесь насыщенным раствором хлорида натрия при 20°С. Разбавьте насыщенный раствор и определите плотность полученных после разбавления растворов, установите зависимость между концентрацией раствора и его плотностью. Для этого постройте кривую зависимости плотности от концентрации растворов на миллиметровой бумаге или в среде MS Excel (см. табл. 56). Сделайте вывод о изученной зависимости. Если она линейная, то рассчитайте константы *а* и *в* для уравнения линейной зависимости (см. §3, формулы (4-6)).

3.4. Сделайте вывод.

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

510. Растворили 33,6 л хлороводорода *HCl* в 100 мл воды. Вычислите $C_м$ хлороводорода в полученном растворе (изменением объема раствора пренебречь).

511. К 50 мл 96% H_2SO_4 (ρ = 1,836 г/мл) добавили 250 мл воды. Вычислите массовую долю серной кислоты в полученном растворе. Какая ошибка допущена в условии задачи?

512. Вычислите молярную концентрацию раствора, в 300 мл которого содержится 10,5 г гидроксида калия *KOH*.

513. Сколько граммов хлороводорода *HCl* содержится в 250 мл 1 М соляной кислоты?

514. Сколько граммов азотной кислоты HNO_3 содержится в 2 л ее 0,1 М раствора?

515. Сколько граммов H_3PO_4 потребуется для приготовления 100 мл 0,02 М раствора?

516. В каком объёме 1 М раствора серной кислоты содержится 4,9 г H_2SO_4?

517. Найдите массу $AlCl_3$ необходимую для приготовления 2 л 0,5 М раствора.

518. Сколько мл 20% соляной кислоты *HCl*, плотность которой 1,098 г/мл, потребуется для приготовления 1 л 2 М раствора?

519. Смешали 2 л 60% H_2SO_4 плотностью 1,5 г/мл и 3 л 14% раствора плотностью 1,1 г/мл. Найдите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

520. До какого объёма надо разбавить 500 мл 20% раствора *NaCl* (ρ = 1,148 г/мл), чтобы получить 4,5% раствор плотностью 1,030 г/мл?

521. Сколько мл воды надо добавить к 500 г 25% раствора вещества, чтобы получить 10% раствор?

522. Сколько граммов 20% раствора гидроксида натрия *NaOH* надо добавить к 0,5 л воды, чтобы получить 5% раствор?

523. Сколько граммов *KCl* нужно растворить в 450 г 15% раствора хлорида калия, чтобы получить 25% раствор?

524. Сколько граммов 20% и 50% растворов того же вещества потребуется для приготовления 1 кг 30% раствора?

525. При смешивании двух веществ, особенно жидких, можно наблюдать два эффекта: а) изменение температуры (повышается или понижается), б) отличие объёма смеси от арифметической суммы объемов исходных жидкостей (увеличивается или уменьшается). Объясните эти явления.

526. При некоторой температуре приготовлен насыщенный раствор некоторой соли с концентрацией $C_м > 1$ моль/л. Укажите, может ли быть взята любая соль? При ответе используйте справочные данные.

****

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 11

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ КРИСТАЛЛОГИДРАТА

1. ***Введение***. При растворении веществ в воде происходит взаимодействие молекул воды с частицами (молекулами, ионами) растворяемого вещества и образование соединений, называемых гидратами. Образование гидратов во многих случаях объясняет и цвет растворов.

Гидраты, как правило, непрочны и легко разрушаются при нагревании. Однако в некоторых случаях такое разрушение не происходит и при выделении из раствора образуются кристаллы, содержащие связанную воду – кристаллогидраты. Вода, входящая в состав кристаллогидратов, называется кристаллизационной. Состав кристаллогидрата выражают формулой, в которой указывают число молекул воды (n) , приходящихся на одну молекулу вещества. Например, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ($n=7$); $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ ($n=2$); $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ ($n=6$) и т.д.

Кристаллизационную воду можно отделить от кристаллов только при прокаливании:

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \xrightarrow{t^oC} CuSO_4 + 5H_2O\uparrow$$

На воздухе прокаленные кристаллы через некоторое время могут снова превратиться в кристаллогидрат, поглотив влагу из воздуха:

$$CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O$$

Особенно склонны к образованию кристаллогидратов соли. С названиями солей (в т.ч кристаллогидратов) мы познакомились при изучении §31 «Химия солей».

Кристаллогидраты можно рассматривать как физико-химические смеси безводных кристаллов и кристаллизационной воды и выражать их состав в массовых долях, указывающих содержание сухого вещества и кристаллизационной воды в кристаллогидрате

$$\omega(сух.в-ва) = \frac{M(сух.в-ва)}{M(кристаллогидрата)} \cdot 100\%, \qquad (45)$$

$$\omega(H_2O) = \frac{n \cdot M(H_2O)}{M(кристаллогидрата)} \cdot 100\%. \qquad (46)$$

В данной работе необходимо определить формулу кристаллогидрата прокаливанием или растворением точной навески кристаллогидрата в воде с последующим определением плотности полученного раствора.

2. ***Реактивы и оборудование***: кристаллогидраты растворимых солей; вариант 1 (электронные весы, спиртовка, пробирка, держатель, спички); вариант 2 (набор ареометров, мерный цилиндр на 100 мл, весы с

разновесами, таблица, отражающая зависимость плотности раствора от массовой доли растворенного вещества (см. табл. 58)).

Таблица 58

Плотность растворов некоторых веществ

$BaCl_2$ (20 °C)		$CuSO_4$ (20 °C)		$FeSO_4$ (18 °C)		$MgSO_4$ (20 °C)	
ω	ρ, г/мл	ω	ρ, г/мл	ω	ρ, г/мл	ω	ρ, г/мл
2	1,016	1	1,009	1	1,009	2	1,019
4	1,034	2	1,019	2	1,018	4	1,039
6	1,053	4	1,040	4	1,038	6	1,060
8	1,072	6	1,062	6	1,058	8	1,082
10	1,092	8	1,084	8	1,079	10	1,103
12	1,113	10	1,107	10	1,100	12	1,126
14	1,134	12	1,131	12	1,122	14	1,148
16	1,156	14	1,155	14	1,145	16	1,172
18	1,179	16	1,180	16	1,168	18	1,196
20	1,203	18	1,206	18	1,191	20	1,220
22	1,228			20	1,214	22	1,245
24	1,253					24	1,270
26	1,279					26	1,296

Na_2SO_4 (20 °C)		Na_2CO_3 (20 °C)		$CoCl_2$ (18 °C)	
ω	ρ, г/мл	ω	ρ, г/мл	ω	ρ, г/мл
1	1,008	0,2	1,000	1	1,008
2	1,016	2	1,020	2	1,017
3	1,026	4	1,040	4	1,036
4	1,035	6	1,060	6	1,055
5	1,044	7,9	1,080	8	1,075
6	1,054	9,8	1,100	10	1,095
7	1,063	11,6	1,120	12	1,116
8	1,072	13,5	1,140	14	1,137
9	1,082	15,2	1,160	16	1,159
10	1,092	16,9	1,180	18	1,182
11	1,101	17,7	1,190	20	1,205
12	1,111				
13	1,121				

3. ***Задания к работе***

3.1. Составьте методику определения формулы кристаллогидрата с использованием реактивов и оборудования (вариант 1). Проверьте ее на опыте и определите фактическое число *n* для указанного кристаллогидрата.

3.2. Методы определения фактической степени гидратации (т.е. *n*) отличаются сложностью. Они требуют нагрева кристаллогидрата с точной фиксацией массы навески и температуры. Однако определение формулы растворимых в воде кристаллогидратов можно найти существенно проще. Для этого понадобится оборудование, указанное в варианте 2.

Составьте методику проведения эксперимента. Проверьте ее на опыте. Определите фактическую степень гидратации. Для работы используйте

медный купорос, декагидрат карбоната натрия или другой растворимый в воде кристаллогидрат.

3.3. По экспериментальным данным других групп класса ($m_{безводной\ соли}$ *и* $m_{воды}$) определите среднее арифметическое значение и установите формулу кристаллогидрата.

3.4. Сделайте вывод.

********** ***«Изучаем, повторяем, закрепляем…»*** *****

527. В 5 л воды растворили дигидрат хлорида бария $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ массой 250 г. Вычислите массовую долю (%) безводной соли в полученном растворе.

528. В 136,6 г воды растворили глауберову соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ массой 64,4 г. Рассчитайте массовую долю (%) безводной соли в полученном растворе.

529. Необходимо приготовить 2 л 0,1 М водного раствора сульфата меди (II) $CuSO_4$. Какая масса медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ потребуется для этого?

530. Выпарили досуха 0,5 л 15% раствора сульфата натрия (ρ = 1,14 г/мл). Вычислите массу полученных кристаллов, учитывая, что соль выделяется в виде кристаллогидрата - декагидрата сульфата натрия $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

531. В 100 мл воды растворили 20 г пентагидрата сульфата меди (II) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.

532. Кристаллогидрат сульфата меди $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ массой 5 г растворили в воде количеством 5 моль. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.

533. Из 500 г 40% раствора сульфата железа (II) $FeSO_4$ при охлаждении выпало 100 г его кристаллогидрата (n=7). Какова массовая доля вещества в оставшемся растворе?

534. При упаривании раствора сульфата натрия соль выделяется в виде кристаллогидрата $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Какую массу кристаллогидрата можно получить из раствора объемом 200 мл с массовой долей сульфата натрия 15%, плотность которого 1,14 г/мл?

535. Какую массу медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и воды надо взять для приготовления раствора сульфата меди (II) массой 40 кг с массовой долей $CuSO_4$ 2%?

536. В воде массой 40 г растворили железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ массой 3,5 г. Определите массовую долю сульфата железа (II) $FeSO_4$ в полученном растворе.

****

ВОПРОСЫ ПО ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИМ РАБОТАМ ВТОРОГО ПРАКТИКУМА

1. Почему практический выход продукта не совпадает с теоретическим?
2. «Есть очень насыщенные минеральные источники. Стоит положить в такой источник ветку, гвоздь, что угодно, как через короткое время они обрастут множеством белых кристаллов и превратятся в подлинные произведения искусства» (Г.К.Паустовский. Золотая роза). Используя этот отрывок, составьте как можно больше химических заданий.
3. Простейший прибор для получения газов (пробирка с пробкой, через которую пропущена газоотводная трубка) можно усовершенствовать и получать в нем водород только тогда, когда есть необходимость (как в аппарате Киппа). Для этого сделать маленькое отверстие в дне пробирки и запастись химическим стаканом. Что нужно сделать дальше? Как использовать простейший прибор для получения газов, чтобы можно было получать газ и прекращать реакцию, как в аппарате Киппа? Нарисуйте схему прибора, сделав пояснительные надписи, и составьте подробную инструкцию по его использованию.
4. Количественное измерение влажности газов, в том числе и воздуха, находит применение во многих областях промышленности. Для определения влажности используют целый набор различных приборов. Предложите наиболее простой способ определения влажности газа, если в качестве измерительного устройства у вас имеются только электронные весы. Никаких химических реактивов у вас нет.
5. На графиках показаны кривые кислотно-основного титрования (см. рис. 66).

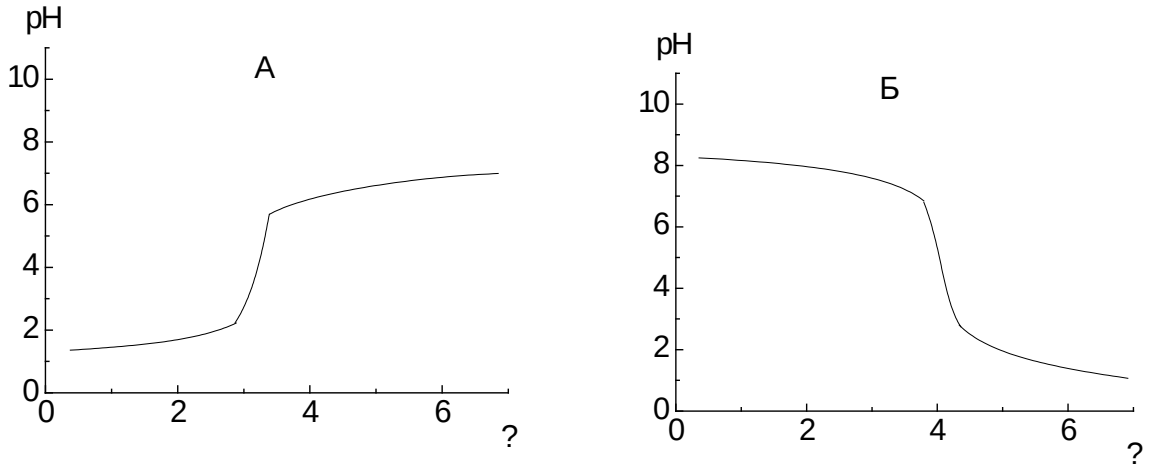


Рис.66. Кривые кислотно-основного титрования

Какую подпись нужно сделать к оси абсцисс? В каком случае титровали щелочь кислотою, а в каком кислоту щелочью?

6. Кристаллическая сода ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) при длительном хранении превращается в белый порошок, и при этом ее масса уменьшается более чем в 2,5 раза. Используя этот факт, напишите небольшой детективный рассказ.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ТВОРЧЕСКИЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

537. Растворение некоторых веществ в воде сопровождается сильным поглощением тепла. Это явление используют для местного охлаждения, в частности для создания индивидуальных пакетов, применяющихся при лечении травм и ушибов на спортивных состязаниях, вместо обычного льда. Подберите вещества, которые можно использовать для наполнения охлаждающего пакета. Каким требованиям они должны удовлетворять? Предложите конструкцию такого гипотермического (охлаждающего) пакета, изготовьте его и проверьте в действии.

538. В нефти и нефтепродуктах часто содержится некоторое количество воды. Предложите химический способ ее количественного определения в этих объектах.

539. Роман Ивана Стаднюка «Москва: 41-й» посвящен труднейшему периоду Великой Отечественной войны. Но «*на войне, как на войне*»: рядом с трагическим было и смешное. Приведем разговор военачальников между собой:

– *Михаил Алексеевич, ты извини нас, недообразованных. Мы иностранными языками не владеем, специальных институтов не заканчивали. Поясни нам, пожалуйста, как можно из смеси керосина и спирта* (топливо, используемое для заправки грузовиков) *получить раствор спирта?*

– *Это у химиков надо спросить,* – озадаченно ответил полковник Шалин, начальник штаба армии. – *Но, полагаю, что нужен какой-либо перегонный аппарат, какие-то центрифуги, отстойники...*

– *Гвоздь нужен!* – весело воскликнул генерал Прохоров, начальник артиллерии армии. – *И четырехклассное образование!.. Впрочем, и оно ни к чему! Его молоток заменяет!*

Вот такой интересный разговор произошел между военачальниками. Так как же с помощью молотка и гвоздя решить эту проблему в полевых условиях? Проведите эксперимент, используя лабораторное оборудование.

540. В кабинет физики для изучения магнитного поля понадобился порошок железа. Предложите химический способ получения железного порошка и проверьте его на опыте.

541. Для получения иода достаточно иметь спиртовую настойку иода и воду. Подумайте, на чем основан этот простой, на первый взгляд, способ получения иода. Апробируйте его экспериментально.

542. Приготовление известковой воды из оксида или гидроксида кальция требует значительного времени. Предложите быстрый способ приготовления известковой воды и проверьте его на практике.

543. Хлорид алюминия часто содержит примесь хлорида железа(III). Предложите химический способ очистки безводного хлорида алюминия.

544. Цех завода строительных материалов производит гашеную известь: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$. Продукт может содержать небольшое количество оксида кальция, что может оказаться нежелательным при его использовании. Предложите как можно более простой способ определения в технической гашеной извести оксида кальция.

545. Экспериментально определите объем углекислого газа, выделяющегося в реакции между мраморной крошкой и разбавленным раствором хлороводорода. Постройте график зависимости объема углекислого газа V(CO_2) от времени τ и на его основе вычислите среднюю скорость (мл/с) реакции в интервале τ_1=20 с и τ_2=55 с.

********** ***«Готовимся к экзамену по химии»*** *****

Тест №30

часть I

1. Чтобы определить содержание оксида углерода(IV) в смеси с азотом, можно использовать следующие химические реакции:

1) $CO_2 + H_2O = H_2O \cdot CO_2$
2) $CO_2 + Ba(OH)_2 = BaCO_3\downarrow + H_2O$
3) $CO_2 + C = 2CO$
4) $CO_2 + 2Mg = 2MgO + C$

2. Какие реактивы можно взять для получения кислорода, используя изображенный прибор (см. рис. 67):

1) $KMnO_4 \rightarrow ...$;
2) $H_2O_2 + K_2CrO_4 \rightarrow ...$;
3) $H_2O + Na \rightarrow ...$;
4) $CaCO_3 + HCl \rightarrow ....$

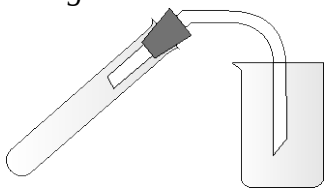


Рис. 67. Схема прибора для получения кислорода

3. Для определения скорости расходования кислорода при горении свечи полученные данные о зависимости времени горения свечи от объема накрываемой банки лучше представить в виде:

1) таблицы; 2) схемы; 3) диаграммы; 4) графика.

4. Изучать зависимость между концентрацией и плотностью раствора удобнее,

1) приготавливая серию растворов различной концентрации;
2) разбавляя насыщенный раствор;
3) добавляя в разбавленный раствор новые порции вещества;
4) упаривая разбавленные растворы до необходимой концентрации.

5. Перед поджиганием любого горючего газа необходимо:

1) собрать его в большой сосуд;
2) приготовить средства пожаротушения;
3) проверить газ на чистоту;
4) выяснить его растворимость в воде.

6. Рис. 68 представляет прибор для лабораторного получения кислорода. На рисунке изображены составные части прибора, но не показана газоотводная трубка. Дополните прибор изображением газоотводной трубки от точки X до соответствующего сосуда:
1) А; 2) Б; 3) В;
4) правильного ответа нет.

7. Для разделения загрязненной поваренной соли от глины используется метод:
1) отстаивания;
2) дистилляции;
3) перекристаллизации;
4) фильтрования.

8. Определенную опасность представляет воздействие электрического тока на организм человека. Самым тяжелым случаем, часто приводящим к смертельному исходу, является электрический удар. Различают три степени электрического удара (см. табл.59).

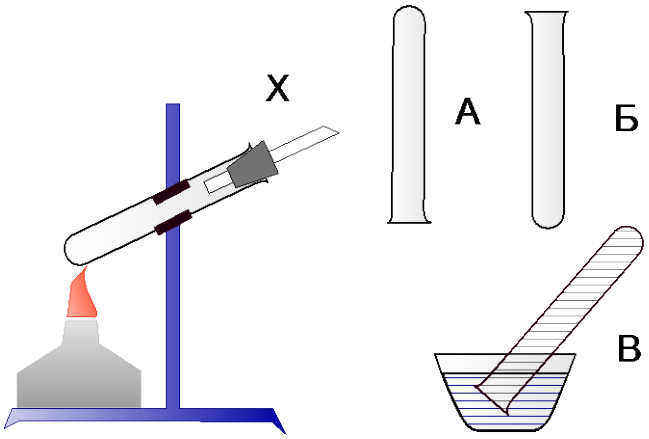


Рис.68. Схема установки для получения кислорода

Таблица 59

Действие электрического тока на организм человека

Степень электрического удара	Характер действия на человека при поражении	Сила переменного тока, А
1	бессознательное отдергивание рук	0,01
2	паралич мышечных групп	0,01-0,015
3	поражение нервных центров	0,08-0,1

Следовательно, предельно допустимым током можно считать ток силой
1) 0,005 А; 2) 0,01 А; 3) 0,015 А; 4) 0,1 А.

9. Для определения израсходованного объема щелочи в реакции нейтрализации используют:
1) мерные колбы; 2) пипетки; 3) бюретки, 4) мерные цилиндры.

10. Как можно определить массу выделившегося газа:
1) взвешивая сосуд с газом на технических весах;
2) по изменению массы навески, из которой получали газ;
3) по объему газа, переводя его в количество, а затем в массу, учитывая условия опыта;
4) правильного ответа нет.

часть II

1. При увеличении плотности раствора его концентрация
1) не изменяется; 2) увеличивается; 3) уменьшается; 4) правильного ответа нет.

2. По результатам работы получены следующие данные: масса воды в кристаллогидрате – 3,15 г; масса безводной соли в навеске кристаллогидрата равна 1,85 г. Формула кристаллогидрата:
1) $Na_2CO_3 \cdot 5H_2O$; 2) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$; 3) $2Na_2CO_3 \cdot 5H_2O$; 4) $Na_2CO_3 \cdot 7H_2O$.

3. Плотность двухкомпонентных сплавов определяют для
1) выяснения массы сплава; 2) определения объема сплава;
3) установления плотности каждого из металлов сплава; 4) определения массовой доли компонентов в сплаве.

4. В процессе кристаллизации наиболее крупные кристаллы образуются при:
1) быстром охлаждении, т.к. растворимость вещества быстро уменьшается;
2) медленном охлаждении насыщенного раствора, т.к. растворимость вещества

медленно уменьшается;
3) интенсивном перемешивании раствора, т.к. кристаллы слипаются в один большой;
4) быстром выпаривании раствора, т.к. вода быстро испаряется.

5. Для получения водорода в лаборатории обычно используют реакции:

1) $Na + H_2O \rightarrow ...$;
2) $C + H_2O_{(пар)} \xrightarrow{t^oC} ...$;
3) $Zn + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow ...$;
4) $Si + NaOH + H_2O \rightarrow ....$

6. При горении свечи происходят следующие химические явления:
1) выделение теплоты; 2) горение фитиля; 3) плавление воска;
4) изменение формы свечи; 5) расходование кислорода воздуха.

7. При кислотно-основном титровании получены следующие данные:
объем израсходованного раствора щелочи равен 10 мл; концентрация соляной кислоты 0,1 М; объем кислоты 5 мл. Эти данные дают возможность:

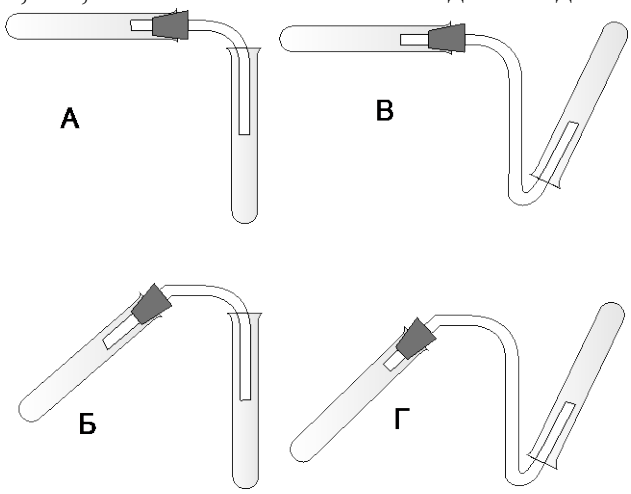


Рис.69. Схема прибора для получения углекислого газа

1) определить количество кислоты в растворе;
2) определить концентрацию щелочи;
3) уточнить концентрацию кислоты;
4) определить массу образовавшегося хлорида натрия.

8. Для изучения свойств оксида углерода(IV) ученикам предложили собрать приборы, используя пробки, универсальные трубки, а в качестве реактивов известняк и разбавленную соляную кислоту. Учащиеся собрали следующие приборы (см. рис. 69). Правильно собранным прибором оказался: 1) А; 2) Б; 3) В; 4) Г.

9. В работе по определению процентного выхода кислорода в реакциях разложения получен странный результат – выход кислорода составил 95% от теоретического. К работе можно сделать следующий вывод:
1) вещество, из которого получали кислород, разложилось не полностью;
2) при разложении веществ выделяется всегда лишь 95% продукта от теоретически возможного;
3) выход кислорода в результате реакции разложения составляет 95%, это обусловлено примесями, которые были в исходном веществе и неполным разложением реагента, т.е. независимо от условий проведения реакции теоретический выход продукта реакции всегда будет больше практического;
4) в результате проделанной работы мы установили, что теоретические расчеты по УХР недостоверны и не совпадают с практически полученными значениями.

10. Изготовление усовершенствованного прибора для получения водорода можно произвести, используя:
1) химический стакан; 2) бюретку; 3) пробирку с отверстием в дне;
4) газоотводную трубку; 5) U - образную трубку.
Предложите схему усовершенствованного прибора.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Изучение курса химии предполагает формирование у обучающихся творческого химического мышления, оценить которое можно количественно по числу использованных в письменной работе научных терминов. Напишите сочинение (вы это уже делали в начале учебного года) на тему «Научное описание воды» (это то же самое, что написать все, что вы знаете о воде, но теперь уже с научной точки зрения) и сдайте работу учителю. А лучше, помогите учителю в оценке развития своего химического мышления. Для этого необходимо подсчитать количество научных терминов использованных в каждой из работ (написанных в начале учебного года и в конце). Тот, кто использовал большее число научных понятий, обладает более развитым научным и химическим мышлением! Сравните свои успехи с успехами друзей и не останавливайтесь на достигнутых результатах! Впереди еще 9 класс!

До новых встреч, юные химики и кулинары!

В завершении автор считает своим долгом выразить слова благодарности всем, кто принимал участие в обсуждении рукописи на разных её этапах: Заслуженному деятелю науки РФ, доктору педагогических наук, кандидату химических наук, профессору МГУ им. М.В. Ломоносова Зайцеву О.С.; Заслуженному деятелю науки РФ, доктору химических наук, профессору ТвГУ Ворончихиной Л.И.; Отличнику народного просвещения, Соросовскому учителю, кандидату педагогических наук, доценту ТвГУ Платоновой Т.И. ; кандидату химических наук, доценту ТвГУ Рыжкову Ю.А.; учителю-методисту РФ, заведующей кабинетом химии ТОИУУ Политовой С.И.; учителю химии высшей категории МОУ СОШ №17 г. Твери, Почетному работнику общего образования РФ Капустиной Т.А. ; Заслуженному учителю РФ Калёновой Р.П. и, конечно, рецензентам (экспертам) данного издания.

ПРЕДМЕТНО–ИМЕННОЙ УКАЗАТЕЛЬ[65]

Абсолютная плотность газов (207)
Авогадро Амедео ди Кваренья, 1776-1856. Итальянский физик и химик, его именем названа универсальная постоянная, научные труды – основы молекулярной теории (140-143)
Агрегатное состояние вещества (см. фазовое состояние)
Агрикола (Георгиус Бауэр), 1494–1555. Немецкий химик, металлург и минералог (15)
Адсорбент (70)
Адсорбция (70)
Аллотропия (63-64)
Алюмотермия (222)
Аморфное вещество (132)
Амфолит (115, 288)
Амфотерность (115, 183)
Амфотерный элемент (115)
Анион (105-106, 243)
Аристотель, 384-322 до н.э. Древнегреческий философ (15-16, 67)
Аррениус Сванте-Аугуст, 1859-1927. Шведский физик и химик. Лауреат Нобелевской премии, автор теории электролитической диссоциации (245)
Ареометр (251)
Атом (15, 57-59, 84)
Атомная орбиталь (92)
Атомные частицы (57, 59)
- ✓ связанные (117)

Атомный номер (104-105)
Атомный радиус (107)
Атомно-молекулярное учение, АМУ (57)
Бекетов Николай Николаевич, 1827–1911. Русский физик и химик (203)
Берцелиус Йёнс Якоб, 1779-1848. Шведский химик и минералог, определил атомные массы 45 элементов, предложил современные знаки химических элементов, классификацию элементов, соединений и минералов (114)
Бертолле Клод Луи, 1748–1822. Французский химик, определил состав нескольких веществ, открыл хлорат калия, названный бертолетовой солью (41, 147)
Бертоллиды (147)
Бинарное соединение (114, 212)
Биннинг Герд Карл, род. 1947. Немецкий физик, в 1986 году совместно с Г. Рорером получил Нобелевскую премию за изобретение сканирующего микроскопа (87)
Бойль Роберт, 1627–1691. Английский физик и химик. Открыл один из газовых законов, впервые применил индикаторы для определения кислот и щелочей, родоначальник экспериментального метода в химии (15-16, 74, 151-152)
Бор Нильс Хендрик Давид, 1885–1962. Датский физик, лауреат Нобелевской премии; автор первой квантовой теории атома, директор института Датской АН, иностранный член АН СССР (86, 94)
Бора Н. формула (94)
Бройль Луи Виктор де, 1892–1987. Французский физик, один из основоположников квантовой механики, лауреат Нобелевской премии (86)

[65] В скобках указаны номера страниц учебной книги.

Буабодран Поль Эмиль Лекок, 1838-1912. Французский химик, первооткрыватель галлия, предсказанного Д.И. Менделеевым. Член-корреспондент Французской академии наук (98)
Бунзен Роберт–Вильгельм, 1811–1899. Немецкий химик и физик, изобрел некоторое химическое оборудование, один из создателей фотохимии, открыл цезий и рубидий (28)
Бюхнер Людвиг, 1824-1899. Немецкий врач и философ (28)
Валентность (137)
Валентные электроны (118)
«Великолепная семерка» (212)
«Веселящий газ» (216)
Вещество (53)
- ✓ исходное (реагент) (71, 152)
- ✓ конечное (продукт) (71, 152)
- ✓ малорастворимое (243)
- ✓ неорганическое (114)
- ✓ органическое (114)
- ✓ практически нерастворимое (243)
- ✓ простое (64)
- ✓ сложное (химическое соединение) (66)
- ✓ хорошо растворимое (243)

Взаимодействие
- ✓ амфолит + кислота (289)
- ✓ амфолит + щелочь (289)
- ✓ амфолит + углекислый газ (221)
- ✓ амфотерный оксид + кислота (221)
- ✓ амфотерный оксид + кислотный оксид (222)
- ✓ амфотерный оксид + основный оксид (222)
- ✓ амфотерный оксид + щелочь (222)
- ✓ вода + металл (235-236)
- ✓ вода + гидрид металла (237)
- ✓ кислота + кислая соль (281)
- ✓ кислота + основная соль (281)
- ✓ кислота-неокислитель + металл (281)
- ✓ кислота-восстановитель + неметалл (283)
- ✓ кислота-окислитель + металл (282)
- ✓ кислота-окислитель + неметалл (282)
- ✓ кислотный оксид + вода (220, 278)
- ✓ кислотный оксид + основание (221)
- ✓ металл + неметалл (185)
- ✓ неметалл + неметалл (213)
- ✓ основание + кислота (270)
- ✓ основание + металл (271)
- ✓ щелочь + амфотерный металл (271)
- ✓ щелочь + соль (271)
- ✓ основный оксид + вода (220)
- ✓ основный оксид + кислота (221)
- ✓ основный оксид + кислотный оксид (222)
- ✓ основный оксид + металл (222)
- ✓ соль + кислотный оксид (224)
- ✓ соль + кислота (278, 280)
- ✓ соль + металл (296)
- ✓ соль + соль (295)

Винклер Клеменс–Александер, 1838–1904. Немецкий химик (98, 101)
Вода (231)
Водород (188)
Водородная связь (127, 232)
Водородный показатель (262-263)
Возбуждение атома (95)
Возгонка (56)
Воздух (202, 208)

Вопросы по практическим работам исследовательского характера (181, 339)
Воспроизводимость (42)
Восстановитель (164)
Восстановление (164)
Временная жесткость (233)
Габер Фриц, 1868-1934. Немецкий химик, лауреат Нобелевской премии по химии (1918), которую получил за вклад в осуществление синтеза аммиака (194)
Газ
- ✓ благородный (инертный) (115)
- ✓ «электронный» (121)

Гейзенберг (Хайзенберг) Вернер-Карл, 1901–1976. Немецкий физик–теоретик. Один из создателей квантовой механики, установил принцип неопределенности, лауреат Нобелевской премии (91)
Гей-Люссак Луи-Жозеф, 1778-1850. Французский физик и химик, открыл закон теплового расширения газов (156)
Гейлс Стивен, 1677-1761. Английский физиолог, химик и изобретатель. Изучал роль воздуха и воды в поддержании жизни растений и животных (190)
Генри Уильям, 1774-1836. Английский физик, изучавший физико–химические свойства газов (249)
Гигроскопичность (25)
Гидратация (220, 243-244)
Гидроксид (220, 266)
- ✓ амфотерный (266)
- ✓ кислотный (266)
- ✓ основный (266)

Гитон де Морво, Луи Бернар, 1737-1816. Французский химик и политический деятель, разработчик химической номенклатуры (41)
Горение (202)
Группа элементов (103)
Дальтон Джон, 1766–1844. Английский химик и физик, работал в области метеорологии, изучал газовые смеси, сформулировал закон кратных отношений (16, 40, 58, 141, 147)
Дальтониды (147)
Дёберейнер Иоганн, 1780–1849. Профессор химии, фармации и технологии. Обнаружил каталитическое действие платины (97)
Дегидратация (220)
Десублимация (56)
Демокрит Абдерский, 460-370 до.н.э. Древнегреческий философ, один из основателей атомистики (15-16)
Диполь (125)
Диссоциация (245-247)
Длина связи (118)
Доля
- ✓ вещества, массовая (69)
- ✓ вещества, мольная (143)
- ✓ вещества, объемная (142)
- ✓ изотопов, мольная (88)
- ✓ растворенного вещества, массовая (251)
- ✓ растворенного вещества, объемная (252)

Домашний эксперимент (24, 58, 69, 71, 127, 166, 250, 253, 264, 284, 301)
Достоверность (42)
Единица массы, атомная (42, 73)
Жесткость воды (233)
- ✓ временная (233)
- ✓ постоянная (233)

Закон
- ✓ Авогадро (142)
- ✓ Генри (249)
- ✓ Дальтона (16, 141)

- ✓ Лавуазье (152)
- ✓ Ломоносова (152)
- ✓ объединенный газовый Бойля-Мариотта и Гей-Люссака (142)
- ✓ объемных отношений (156)
- ✓ периодический Д.И. Менделеева (100-101)
- ✓ постоянства состава вещества (147)
- ✓ Пруста (147)
- ✓ сохранения массы веществ (152-153)
- ✓ сохранения энергии (153)

Заряд
- ✓ иона (137)
- ✓ ядра атома (86-87)

Значащие цифры (43)
Иваненко Дмитрий Дмитриевич, 1904-1994. Российский физик, профессор Московского университета, автор протонно-нейтронной модели ядра атома (85)
Изотопы (87)
Индикатор (261-262)
Интерполяция (49)
Ион (58, 106)
- ✓ гидратированный (245-246)

Испарение (56)
Исходные вещества (152)
ИЮПАК (6)
Каблуков Иван Алексеевич, 1857-1942. Российский ученый, профессор МГУ, член Академии наук СССР. Автор известных в свое время учебных руководств по неорганической и физической химии (245)
Кавендиш Генри, 1731-1810. Британский физик и химик, член Лондонского королевского общества (190, 202)
Канниццаро Станислао, 1826–1910. Итальянский химик (142)
Капица Петр Леонидович, 1894-1984. Советский физик, академик АН СССР, лауреат Нобелевской премии (1978) за фундаментальные изобретения и открытия в области физики низких температур (192)
Катализатор (165)
Катион (105-106, 243)
Качественная реакция (261)
Квантовые числа (86)
Кельвин лорд, Томсон Уильям, 1824-1907. Английский физик, основатель термодинамики и кинетической теории газа, предложил абсолютную шкалу температур (54)
Кипение (56)
Кислород (188)
Кислота (114, 275)
- ✓ бескислородная (275)
- ✓ кислородсодержащая (275)
- ✓ многоосновная (275)
- ✓ неокислитель (281)
- ✓ одноосновная (275)
- ✓ окислитель (281)

Кислотная среда (262-263)
Классификация (115)
- ✓ бинарных соединений (212)
- ✓ кислот (275)
- ✓ неорганических веществ (115)
- ✓ оксидов (216)
- ✓ оснований (268)
- ✓ растворов (242)
- ✓ солей (292)

Клапейрон Бенуа Поль Эмиль, 1799–1864. Французский инженер, член-корреспондент Петербургской АН, автор ряда работ по термодинамике и теории паровых машин Вывел уравнение состояния идеального газа (142)
Количество вещества (140)
Компонент основной (66)
Конденсация (56)

Концентрация растворенного вещества, молярная (251-252)
Косвенные данные (39)
Коэффициенты стехиометрические (147)
Коэффициент растворимости вещества (243)
Кратность связи (122)
Кристаллизация (56, 69)
Кристаллическое вещество (132)
Кристаллическая решетка (121, 132)
Кристаллогидрат (299, 336)
Кристаллография (121)
Кристаллы (121)
Курнаков Николай Семенович, 1860-1941. Русский физик и химик, разработал метод термического анализа, предложил метод определения соединений переменного и постоянного состава, которые назвал бертоллидами и дальтонидами (147)
Лавуазье де-Антуан-Лоран, 1743-1794. Французский химик, основоположник современной химии, преобразовавший ее в науку, основанную на точных измерениях и количественных методах (41, 97, 153, 202)
Ландольт Ганс Генрих, 1831-1910. Швейцарский, немецкий физико-химик, открывший реакцию «иодных часов» (152)
Лебедев Петр Николаевич, 1866-1912. Русский физик, автор планетарной модели атома, оставшейся неизвестной для научного мира (85)
Лекок-де-Буабодран Франсуа (Поль-Эмиль), 1838–1912. Французский химик (98)
Ловиц Товий Егорович, 1757-1804. Российский химик-фармацевт академик Петербургской академии наук (70)
Ломоносов Михаил Васильевич, 1711–1765. Русский ученый-энциклопедист – математик, физик, химик, минералог, геолог, металлург, инженер–технолог, астроном, экономист, филолог, поэт, художник, историк (16, 152, 183)
Льюис Гильберт–Ньютон, 1875–1946. Американский физик и химик (122)
Магические ядра (87)
Магнийтермия (223)
Мариотт Эдм, 1620–1684. Французский физик, настоятель монастыря. Поставил опыты по изучению зависимости упругости воздуха от давления и вторично дал формулировку закона Бойля (142)
Масса (72)
- ✓ а.е.м., абсолютная (73)
- ✓ атома, абсолютная (73)
- ✓ атома, относительная (73)
- ✓ молекулы, абсолютная (73)
- ✓ молекулярная, относительная (73)
- ✓ молярная (141)
- ✓ молярная смеси газов, средняя (142, 208)
- ✓ раствора (251)

Массовая доля
- ✓ вещества (69)
- ✓ растворенного вещества (251)
- ✓ химического элемента (74)

Массовое число (86)
Материалы (12)
Медленное окисление (203)
Международная система единиц (41)
Мейер Лотар, 1830–1895. Немецкий химик, основные работы

которого связаны с неорганической и органической химией (98)
Менделеев Дмитрий Иванович, 1834–1907. Русский ученый–энциклопедист, известный своими трудами во многих областях знаний. Родился в Тобольске, имеет тверские корни (98-100)
Меншуткин Николай Александрович, 1849-1907. Российский химик-органик, профессор химии в Петербурге (100)
Металл (182)
Металличность (103-104)
Металлотермия (222)
Метод (38)
Методы изучения химии
- ✓ качественный анализ (40)
- ✓ количественный анализ (40)
- ✓ моделирование (38-39)
- ✓ наблюдение (39)
- ✓ описание (39)
- ✓ синтез (40-41)
- ✓ химический эксперимент (38-39)

Моделирование (38)
Модель (39)
- ✓ атома (84)
- ✓ кристаллической решетки (134)
- ✓ облака (91, 93)
- ✓ образования химической связи
  – ионной (126)
  – ковалентной неполярной (122-124)
  – ковалентной полярной (126, 128)
  – металлической (121, 124)
- ✓ распаривания электронов (95)

Мозли Генри Джефрис, 1887–1915. Английский физик, убит в Первую мировую войну (98)
Молекула (57-59)
Моль (141)
Мольная доля вещества (143)
Молярная масса (141)
Молярная концентрация вещества (252)
Молярный объем (141)
Муассан Анри, 1852–1907. Французский химик и фармацевт. Лауреат Нобелевской премии (99)
Название
- ✓ вещества (63)
- ✓ растворов (242)
- ✓ элементов (61-62)

Нахождение в природе
- ✓ амфолитов (289)
- ✓ бинарных соединений (212)
- ✓ водорода (189)
- ✓ воды (231)
- ✓ кислорода (189)
- ✓ оксидов (216)
- ✓ солей (291)

Нейтрон (87)
Нейтральная среда (262-263)
Неметалл (182)
Неметалличность (103-104)
Неэлектролит (244)
Нильсон Ларс–Фредрик, 1840–1899. Шведский химик (98)
Номер
- ✓ группы (105)
- ✓ периода (105)

Номенклатура (41, 63)
- ✓ амфолитов (289)
- ✓ бинарных соединений (212)
- ✓ кислот (276-277)
- ✓ оксидов (216)
- ✓ оснований (269)
- ✓ растворов (242)
- ✓ солей (292-293)

Ньюлендс Джон, 1837–1898. Английский химик–аналитик, основные работы которого посвящены изучению

периодических свойств химических элементов (98)
Облако электронное (91)
Оборудование кабинета химии (32)
Объем
- ✓ молярный (141)
- ✓ раствора (251)

Озон (64, 191)
Окисление (164)
- ✓ медленное (203)

Окислитель (164)
Оксид (216)
- ✓ амфотерный (217)
- ✓ двойной (217)
- ✓ кислотный (217)
- ✓ несолеобразующий (217)
- ✓ основный (217)
- ✓ солеобразующий (217)

Оксокислоты (275)
Октет (106)
Основание (114, 268)
- ✓ двухкислотное (269)
- ✓ нерастворимое (296)
- ✓ однокислотное (269)
- ✓ растворимое (щелочь) (268)
- ✓ трехкислотное (269)

Отвердевание (56)
Относительная плотность газов (207)
Относительная погрешность измерения (46)
Отношение к нагреванию
- ✓ амфолитов (289)
- ✓ кислот (283)
- ✓ оксидов (223)
- ✓ оснований (271)
- ✓ солей (297)

Отстаивание (68)
Парацельс (Филипп-Ауреоль-Теофраст Бомбаст-фон-Хоэнхайм), 1493–1541. Швейцарский алхимик и врач (15)
Паскаль Блез, 1623-1662. Французский физик, математик, философ, писатель. Единица давления (Па) названа именем ученого (56)
Пассивация (282)
Паули Вольфганг, 1900–1958. Швейцарский физик–теоретик, сформулировал принцип запрета, ставший важнейшим фундаментальным законом природы. Лауреат Нобелевской премии (92)
Первая помощь при несчастных случаях (33)
Первоматерия (15)
Перегонка (69)
Переход
- ✓ гидроксид металла → металл (312)
- ✓ кислая соль → средняя соль (313)
- ✓ кислота → ангидрид кислоты (310)
- ✓ металл → основание (309)
- ✓ металл → оксид металла (309)
- ✓ неметалл → кислота (311)
- ✓ неметалл → оксид неметалла (309)
- ✓ оксид металла → металл (311)
- ✓ оксид металла → основание (309)
- ✓ оксид неметалла → кислота (310)
- ✓ основная соль → основание (313)
- ✓ основная соль → средняя соль (313)
- ✓ основание → основная соль (313)
- ✓ соль → кислота (310)
- ✓ соль → металл (312)
- ✓ соль аммония → аммиак (313)
- ✓ средняя соль → кислая соль (313)

- ✓ средняя соль → основная соль (313)
- ✓ сульфат металла → хлорид (нитрат, бромид, иодид и т.д.) металла (310)
- ✓ сульфид металла → металл (312)
- ✓ хлорид металла → нитрат металла (310)

Период элементов (103, 105)
Периодическая система (99, 104)
Периодический закон (100-101)
Периодичность (97)
Плавление (56, 69)
План
- ✓ описания группового отчета о проведенной практической работе исследовательского характера (21)
- ✓ описания практической работы (20)
- ✓ характеристики химического элемента (109)
- ✓ описания домашнего эксперимента (24)

Плотность
- ✓ абсолютная, газов (207)
- ✓ относительная, газов (207)
  – по водороду (208)
  – по воздуху (208)
- ✓ раствора (251)
- ✓ электронная (91)

Поверхностное натяжение (234)
Подгруппа элементов (105)
Подуровень (92)
Полинг Лайнус–Карл, 1901–1994. Американский химик, физик, биохимик, генетик, иммунолог, общественный деятель, борец за мир на Земле. Дважды лауреат Нобелевской премии (107)
Получение
- ✓ амфолитов (290)
- ✓ бинарных соединений (213)
- ✓ водорода (192-193)
- ✓ кислорода (192-193)
- ✓ кислот (278)
- ✓ оксидов (218-219)
- ✓ оснований (269)
- ✓ солей (292, 294)

Полярная молекула (125)
Порядок заполнения электронами орбиталей (94)
Постоянная жесткость (233)
Правила
- ✓ мытья и высушивания посуды (33)
- ✓ округления (43)
- ✓ определения степени окисления (138)
- ✓ определения вида химической связи (125)
- ✓ работы в лаборатории (22)
- ✓ составления ионных уравнений (248)
- ✓ фильтрования (28)

Правило
- ✓ «во-во» (164)
- ✓ «октета» (106)
- ✓ определения силы оксокислот (280)

Практические работы исследовательского характера: №1 (170); №2 (172); №3 (174); №4 (177); №5 (180); №6 (322); №7 (325); №8 (327); №9 (329); №10 (332); №11 (336)
Предмет химии (11)
Приемы работы в лаборатории
- ✓ взвешивание (25)
- ✓ высушивание (25)
- ✓ декантация (26)
- ✓ измельчение (25)
- ✓ мытье и сушка посуды (30)
- ✓ нагревание (23)
- ✓ определение герметичности приборов (28)
- ✓ приготовление фильтра (27)
- ✓ проверка газов на чистоту (30)

- ✓ растворение (26)
- ✓ собирание газов (29)
- ✓ фильтрование (27, 68)

Признаки
- ✓ химического соединения (66)
- ✓ химической реакции (72)

Применение
- ✓ водорода (195)
- ✓ воды (237)
- ✓ кислорода (195)
- ✓ кислот (283)
- ✓ оксидов (224)
- ✓ оснований (272)
- ✓ растворов (252)
- ✓ солей (299)

Примесь (66)

Принцип
- ✓ неопределенности (91)
- ✓ Паули (92)

Пристли Джозеф, 1733-1804. Британский священник, естествоиспытатель, философ, общественный деятель. Выдающийся химик, открывший кислород и углекислый газ (190, 202)

Провал (проскок) электрона (95)

Продукт реакции (71, 152)

Продукты (12, 71)

Протон (87)

Пруст Жозеф–Луи, 1754–1826. Французский химик, фармацевт (147-148)

ПСХЭ (104)

Радиоактивность (88)

Радиус атома (107)

Рамзай Уильям, 1852–1916. Английский химик и физик. Лауреат Нобелевской премии (98)

Распаривание электронов (95)

Раствор (70, 241)
- ✓ насыщенный (250)
- ✓ пересыщенный (250)

Растворение (241)

Растворимость (242)

Растворитель (241)

Реагент (71)

Реакция
- ✓ аллотропного превращения (163)
- ✓ гетерогенная (167)
- ✓ гидратации (243-245)
- ✓ гомогенная (167)
- ✓ горения (166)
- ✓ замещения (163)
- ✓ изомеризации (163)
- ✓ ионные, ионного обмена (248)
- ✓ каталитическая (165)
- ✓ качественная (261)
- ✓ некаталитическая (165)
- ✓ нейтрализации (163, 270)
- ✓ необратимая (167)
- ✓ неокислительно–восстановительная (164)
- ✓ обмена (163)
- ✓ обратимая (167)
- ✓ окислительно–восстановительная (164)
- ✓ разложения (163)
- ✓ соединения (163)
- ✓ экзотермическая (166)
- ✓ эндотермическая (166)
- ✓ ферментативные (165)

Резерфорд Эрнест, 1871–1937. Английский физик, радиохимик, заложил основы учения о строении атома и атомного ядра. Лауреат Нобелевской премии (85, 202)

Рипли Джорж, 1415-1490. Английский алхимик (151)

Рорер Генрих, 1933-2013. Швейцарский физик, лауреат Нобелевской премии (1986) за изобретение сканирующего туннельного микроскопа (87)

Рэлей Лорд (Джон–Уилльям Стретт), 1842–1919. Английский физик. Лауреат Нобелевской премии (98)

Руда (184)
Ряд активности металлов (203)
Свободный атом (117)
Свойства веществ (54)
- ✓ физические (54)
- ✓ химические (54)

Связь
- ✓ генетическая (307)
- ✓ водородная (127)
- ✓ двойная (122)
- ✓ ионная (118, 125)
- ✓ ковалентная (118, 122)
  - – кратная (122)
  - – неполярная (118, 122)
  - – одинарная (122)
  - – полярная (118, 125)
- ✓ металлическая (118, 121)
- ✓ тройная (122)
- ✓ химическая (117-118)
  - – длина (118)
  - – ненаправленность (126)
  - – ненасыщаемость (126)
  - – энергия (118)

Семёнов Николай Николаевич, 1896–1986. Русский физик и химик. Академик РАН. Лауреат Нобелевской премии (5)
Сиборг Гленн Теодор, 1912-1999. Американский физик и химик. Принимал непосредственное участие в синтезе почти всех (с атомными номерами 93-102) трансуранов. Лауреат Нобелевской премии (101)
Сильные электролиты (247)
Система
- ✓ гетерогенная (56)
- ✓ гомогенная (56)

Слабые электролиты (247)
Смесь (66)
- ✓ неоднородная (68)
- ✓ однородная (69)
- ✓ разделение (68-69)

Соединение химическое (66)
Соль (115, 291)
- ✓ двойная (292)
- ✓ кислая (292)
- ✓ комплексная (292)
- ✓ основная (292)
- ✓ смешанная (292)
- ✓ средняя (292)

Состав
- ✓ качественный (62)
- ✓ количественный (62)

Спин (93)
Среднее арифметическое значение (45)
Степень
- ✓ диссоциации (246-247)
- ✓ окисления (137)

Стехиометрические
- ✓ коэффициенты (156)
- ✓ отношения (156)

Сублимация (56)
Сырье (12)
Творческие задания (7, 14, 71-72, 88, 105-106, 154, 186, 190, 193, 196, 204, 208, 214, 218, 224-225, 238, 253-254, 290, 299, 302, 308)
Температура в
- ✓ ^{0}C (54)
- ✓ ^{0}F (54)
- ✓ K (54)

Теория
- ✓ ковалентной связи (122)
- ✓ электролитической диссоциации (247)

Терминология (41)
Термохимическое уравнение (203)
Тест №1 (19), №2 (35), №3 (53), №4 (83), №5 (90), №6 (96), №7 (113), №8 (116), №9 (124), №10 (132), №11 (136), №12 (139), №13 (146), №14 (162), №15 (169), №16 (188), №17 (201), №18 (207), №19 (211), №20 (214), №21 (230), №22 (240), №23 (261), №24 (265), №25 (267), №26 (274), №27 (288), №28 (291), №29 (307), №30 (321), №31 (341).
Теплоемкость (235)

Теплота парообразования (235)
Типы химических реакций (162)
Титрование (262, 330)
Тепловой эффект реакции (203)
Томсон Джозеф–Джон, 1856–1940. Английский физик, открыл электрон, предложил модель атома, названного «пудинг с изюмом». Лауреат Нобелевской премии (85)

Точность (42)
- ✓ измерения (46)

Уравнение
- ✓ прямой (50)
- ✓ Менделеева-Клапейрона (142)
- ✓ термохимическое (203)
- ✓ химической реакции (153-154)

Уровень энергетический (92)
Условия
- ✓ нормальные (56)
- ✓ реакции (155)
- ✓ стандартные (56)

Фазовое состояние вещества (54)
Ферменты (165)
Физические свойства (54)
- ✓ водорода (191)
- ✓ воды (233)
- ✓ кислорода (191)
- ✓ кислот (276)
- ✓ оксидов (217)
- ✓ оснований (269)
- ✓ солей (293)

Физическое тело (53)
Франкленд Эдуард, 1825-1899. Английский химик (137-138)
Фуркруа Антуан Франсуа, 1755-1809. Французский химик и политический деятель, член Парижской АН, граф (41)
Химия (5, 10-11)
Химическая
- ✓ номенклатура (63)
- ✓ посуда (31)
- ✓ реакция (71)
- ✓ связь (117-118)
- ✓ символика (41)
- ✓ технология (12)
- ✓ формула (62-63)

Химические свойства (183)
- ✓ амфолитов (289)
- ✓ водорода (194-195)
- ✓ воды (235)
- ✓ кислорода (194-195)
- ✓ кислот (279)
- ✓ оксидов (219-224)
- ✓ оснований (270)
- ✓ солей (294)

Химический
- ✓ эксперимент (38)
- ✓ элемент (59-60, 88)
- ✓ язык (60, 63)

Хроматография (68, 69)
Цельсий Андрес, 1701-1744. Шведский ученый, предложивший в 1742 г. температурную шкалу, в которой интервал между температурами плавления и кипения воды разделил на 100 частей (54)
Число
- ✓ Авогадро (141)
- ✓ магическое (87)

Числовые приставки (65)
Шанкуртуа Бегие де, 1820–1886. Французский геолог, профессор геологии Школы горного дела в Париже (97)
Шкала изменения степени окисления (164)
Щелочная среда (262-263)
Щелочь (268)
Эйнштейн Альберт, 1879–1955. Немецкий физик–теоретик, основатель современной физики, главное научное достижение – теория относительности. Лауреат Нобелевской премии (153)

Экспериментальные творческие задания для любознательных (340)
Экстрагирование (68)
Экстраполяция (49)
Электролиз (192)
Электролит (243-244)
Электролитическая диссоциация (245)

Электрон (87)
- ✓ неспаренный (95)
- ✓ спаренный (92)

Электронная
- ✓ оболочка (86)
- ✓ пара, общая (122)
- ✓ плотность (91)

Электронное облако (91)
Электронный слой (92)
- ✓ внешний (94)
- ✓ внутренний (94)
- ✓ предвнешний (94)

«Электронный газ» (121)
Электроотрицательность (106)
Элемент химический (60)
- ✓ название (60)
- ✓ символ (знак) (61-62)
- ✓ происхождение (61-62)

Энергетический уровень (92)
Энергия (86)
- ✓ химической связи (118)

Эрленмейер Рихард–Аугуст–Карл–Эмиль, 1825–1909. Немецкий химик (31)
Эффект тепловой, реакции
- ✓ экзо– (203)
- ✓ эндо– (203)

Явления
- ✓ физические (71-72)
- ✓ химические (реакции) (12, 71)

Ядро атома (86)
Q-критерий (45)

ОТВЕТЫ К ТЕСТАМ

№ теста	№ задания									
	1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**	**10**
1	5312	3	3	4165	3	1	3	4	1	3
2	3	4	3	4	2	3	3	1	2	2
3	2	1	4	3	3	2	3	1	2	1
4 (часть I)	4	3	4	4	21	3	3	3	3	2
4 (часть II)	4512	2	1	4	1	4216	3	2	2	3
5	6251	2	2	1	3	4	1	4	4	2
6	3	2	4	4	2	1	1	2	3	2
7	1	4	2	4	1	2	4	1	4165	1523
8	2	2	2	4113	6612	6343	1	3	1363	3
9	3	1	4	1	1	4	1	4	4	2
10	3	2	2	2	2	4261	2	2	4	1
11	3	1	2	4	1	2	3313	2	1	3
12	4	3	3	4	4	2	2315	1435	6332	6444
13	1	4	1	4	2	3	2	3	2	2
14	2	1	3	2	1	3	2	1	4	1
15	3	1	3	2	4	4	3	2	3	2
16	4	1	3	2	1	3	3	2	4	3
17	4	3	2	4	156	4	1	1	1	3
18	4	3	3	2	1	4	2	1	3	2
19	2	2	1	3	4	2	2	2	4	3
20	3	3	3	2	1	4314	3	3654	1345	4253
21	2	3	1	1	1	4213	3	4	2	5624
22	3	1	146	1	3	2	3	4	1	2356
23	4352	1	1	2	1	1	3	2	1	3
24	2	1	4	2	2	3	1	4654	3123	1534
25	1	3	4	3	1	2	2531	5436	3541	1426
26	3	3	2	2	1	2	3	3	124	5624
27	6425	2	1	4	4153	3	2	3	2	235
28	3	1	3	3	1	3	1	4	4	4
29	2136	4	4	2435	4	3	4	235	1	3
30	1	2	2	3	4	3	4	4	4	1
31 часть I	2	1	4	2	3	3	4	2	3	3
31 часть II	2	2	4	2	3	25	2	2	3	134

ПРИЛОЖЕНИЕ

ПРАВИЛА ОФОРМЛЕНИЯ И ПОРЯДОК ЗАЩИТЫ РЕФЕРАТА (ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОЙ РАБОТЫ)

Написание реферата (исследовательской работы) позволяет выявить уровень овладения программным материалом и способность анализировать различные источники по проблематике учебной дисциплины в соответствии с темой реферата (исследовательской работы), развитие исследовательского типа мышления учеников. Анализ источников по теме реферата (исследовательской работы) демонстрирует умения обучающегося выделять существенное из информации по заявленной проблеме, четко излагать ее суть и формулировать собственную точку зрения на явления, события и факты, изложенные в тексте.

Допускается, чтобы содержание материала, на основе которого выполняется реферат (исследовательская работа), выходило за рамки содержания программы по учебному курсу, имело интегрированный характер с другими учебными предметами.

Обучающийся имеет право на доработку реферата (исследовательской работы) и исправление замечаний руководителя.

Требования к выбору и формулировке темы реферата (исследовательской работы)

Под руководством учителя обучающийся формулирует тему реферата (исследовательской работы), которая должна быть сформулирована стилистически грамотно. В названии следует определить четкие рамки рассматриваемых вопросов, которые не должны быть слишком широкими или слишком узкими. При формулировании темы желательно воздерживаться от использования спорных с научной точки зрения терминов, излишней наукообразности, а также от чрезмерного упрощения формулировок.

Обучающийся имеет право выбора руководителя (согласие учителя быть руководителем данной работы обязательно!) своей реферативной или исследовательской работы.

Требования к оформлению реферата (исследовательской работы)

В верхней части титульного листа указывается название учебного заведения, на базе которого проводится работа. В центре листа размещаются название учебного предмета и формулировка темы; чуть ниже – фамилия, имя и отчество обучающегося и его принадлежность к классу, фамилия, имя и отчество руководителя (учителя). Внизу по центру указываются название города и год написания работы.

За титульным листом реферата (исследовательской работы) следует оглавление, которое состоит из четырех основных частей: введения, основной части (для исследовательской работы – литературный обзор и практическая часть), заключения и списка использованной литературы. При наличии приложений информация о них должна содержаться в оглавлении.

Введение реферата (исследовательской работы) включает в себя краткое обоснование актуальности его темы, которая может рассматриваться в связи с недостаточной научной разработанностью проблемы, ее объективной

сложностью для изучения и информационной ценностью материала, а также в связи с многочисленными дискуссиями, возникающими вокруг нее. В этой части необходимо также показать, почему заявленная тема представляет научный интерес и практическое значение. Таким образом, тема реферата (исследовательской работы) должна быть актуальна или с научной точки зрения, или из практических соображений. Во введении реферата (исследовательской работы) указываются цель работы, а также задачи, которые требуется решить для ее достижения. Для исследовательской работы можно привести гипотезу, методы исследования, план. Объем введения может составлять одну-три страницы текста.

Примерный план исследовательской работы

№ п/п	Время проведения	Основные мероприятия
1		Определение объектной области, объекта и предмета исследования
2		Поиск первичной информации в сети Интернет
3		Выбор и формулировка темы, проблемы, обоснования актуальности
4		Изучение материалов исследовательской работы …
5		Изучение научной литературы (например, посещение Тверской областной универсальной научной библиотеки имени А.М. Горького или научных библиотек университетов и академий города) и уточнение темы. Реферирование
6		Формулировка гипотезы, цели и задач исследования
7		Выбор методов исследования
8		Разработка программы исследования
9		Оформление реферативной части исследовательской работы
10		Проведение собственного исследования: проведение социологического опроса (при необходимости) …
11		Предварительный анализ полученных результатов
12		Проведение дополнительных исследований
13		Окончательный анализ полученных результатов
14		Формулировка выводов
15		Оформление результатов исследования
16		Предварительная экспертиза работы (рецензирование)
17		Подготовка доклада и создание электронной презентации с учетом замечаний рецензентов
18		Выступление (защита работы) на конференциях и конкурсах
19		Переосмысление полученных результатов. Коррекция выводов
20		Размещение материалов на официальном сайте ИД «Первое сентября» (в рамках участия во Всероссийском фестивале творческих и исследовательских работ «Портфолио ученика»)
21		Критический анализ выполненной исследовательской работы
22		Определение возможностей дальнейшего исследования по данной теме

Основная часть реферата содержит материал, который отобран обучающимся для рассмотрения проблемы. Он может быть разделен на параграфы. Средний объем основной части реферата – 10-15 страниц. В исследовательской работе основная часть представлена литературным обзором (включает теоретические вопросы, суть изучаемого явления и новинки по данному вопросу в литературе) и практической частью (оборудование и материалы, методики, описания проведения эксперимента, техника безопасности при проведении эксперимента, таблицы с результатами эксперимента, графики, анализ результатов эксперимента, результаты социологического опроса (если уместно) и т.п.). Существует негласное правило: объем практической части исследовательской работы должен быть не меньше литературного обзора по теме исследования. Рекомендуемый объем основной части исследовательской работы – 15-20 страниц.

Литературный обзор ≤ Практическая часть

В заключении реферата (исследовательской работы) обучающийся самостоятельно формулирует выводы, опирающиеся на приведенные в основной части факты (для исследовательской работы – результаты эксперимента), обращает внимание на выполнение поставленных во введении цели и задач. Объем заключения – 1-2 страницы.

В списке использованной для написания реферата (исследовательской работы) литературы в алфавитной последовательности указываются все источники, которыми пользовался обучающийся при подготовке работы. В информации о них необходимо указать:

- ✓ место издания;
- ✓ название издательства;
- ✓ год издания источника.

В списке использованной для написания реферата (исследовательской работы) литературы должно быть указано не менее пяти-семи) источников (не считая источников сети Интернет).

Следует напомнить, что реферат может быть выполнен и только по одной книге.

Процедура защиты реферата (исследовательской работы)

Защита работы может проводиться в рамках школьной, городской или областной конференции, конференции другого уровня. Реферат представляется к защите на листах формата А4. Текст на них должен быть отпечатан на компьютере (требования по оформлению приведены ниже). В тексте могут содержаться рисунки, чертежи, графики и прочий иллюстративный материал, необходимый для раскрытия заявленной темы. К работе могут прилагаться фотографии, выполненные самим обучающимся.

Для рецензирования реферата (исследовательской работы) может быть назначен рецензент, или им может выступать и сам руководитель работы.

Процедура защиты чаще всего представляет собой:

✓ выступление автора работы (до 7 минут), в ходе которого обучающийся должен показать свободное владение материалом по заявленной теме;

✓ ответы на вопросы членов жюри.

Оценка реферата (исследовательской работы)

Реферат (исследовательская работа) оценивается по следующим критериям:

✓ соблюдение требований к его оформлению;

✓ необходимость и достаточность для раскрытия темы приведенной в тексте реферата (исследовательской работы) информации;

✓ умение обучающегося свободно излагать основные идеи, отраженные в реферате (исследовательской работе);

✓ способность обучающегося понять суть задаваемых членами жюри вопросов и сформулировать точные ответы на них.

Рекомендации по оформлению реферативных и исследовательских работ

Оформление текста. Текст работы (шрифт Times New Roman, 14 размер) следует оформлять на одной стороне стандартного листа формата А4, выравнивание по ширине, соблюдая установленные размеры полей: все по 2,5 см (ориентация страницы – книжная; абзацный отступ 1,25 см; межстрочное расстояние – одинарное).

Нумерация страниц. Все страницы работы, включая титульный лист, таблицы и приложения должны быть пронумерованы сквозной нумерацией по всей работе. Номер страницы проставляют арабскими цифрами внизу страницы по центру без точки. Титульный лист включают в общую нумерацию страниц работы, но номер страницы на нем не ставят.

Нумерация разделов и подразделов. Разделы должны иметь порядковую нумерацию в пределах основной части работы и обозначаться арабскими цифрами с точкой, например, 1., 2., 3. и т.д. Подразделы следует нумеровать в пределах каждого раздела. При этом номер состоит из номеров раздела и подраздела, разделенных точкой (1.1., 1.2., 1.3. и т.п.). Один подраздел не нумеруется.

Требования к стилю и языку изложения. Излагать материал следует чётко, ясно, последовательно, применяя научную терминологию, избегая общеизвестных положений, имеющихся в учебниках и учебных пособиях.

В тексте не принято делать ссылки на себя, но если это необходимо, то следует употреблять выражения в третьем лице: «автор полагает», «по мнению автора», или во множественном числе: «мы считаем», «по нашему мнению», «на наш взгляд» и т.д. (для исследовательской работы). В реферативной работе позиция автора не допускается.

Использование в работе дословных цитат, цифровых данных, схем, формул, заимствованных из различных источников, обязательно должно сопровождаться ссылкой на источник (автора). *Списывание без ссылки не допускается и является грубым нарушением научной этики.*

Оформление таблиц. Таблицу необходимо располагать в работе непосредственно после текста, в котором она упоминается впервые или на следующей странице. Размещение таблицы должно быть удобным для чтения без поворота работы. Если это невозможно, то таблицу располагают так, чтобы для ее чтения нужно было повернуть работу по часовой стрелке.

На все таблицы, приведенные в работе, должны быть ссылки в тексте. Если таблица заимствована или рассчитана по данным статистических сборников или другого источника, то необходимо сделать ссылку на первоисточник.

Все таблицы снабжаются заголовками и номерами, которые помещаются над таблицей. Нумеруют таблицы арабскими цифрами порядковой нумерацией в пределах всей работы. Номер помещается справа над таблицей и сопровождается полным словом «Таблица» с прописной буквы. Знак «№» не ставится. Заголовок таблицы помещают на следующей строке и начинают с прописной буквы. Подчеркивать или раскрашивать заголовок не следует. Например:

Таблица 5

Результаты определения жесткости воды из разных источников

Рекомендуется составлять таблицы, помещающиеся на одной странице. Если таблица не помещается на одной странице, то оставшуюся часть таблицы переносят на другую страницу, и перед ней помещают слова *«Продолжение табл.»* с указанием номера. Например:

Продолжение табл. 5

Примечания и сноски к таблицам должны находится на той странице, где помещена таблица. Сноски к цифрам в таблице обозначаются звездочкой.

Примечанием может быть:

- ✓ определение терминов или устаревших слов;
- ✓ справочная информация о лицах, событиях, произведениях;
- ✓ перевод иностранных слов и предложений;
- ✓ пояснения основного текста.

Оформление иллюстраций. Все иллюстрации (графики, схемы и пр.) именуются рисунками. Они помещаются сразу после ссылки на них в тексте или на следующей странице. Рисунки следует размещать так, чтобы их можно было рассматривать без поворота работы. Если такое размещение невозможно, то рисунки располагают так, чтобы для их рассмотрения надо было повернуть работу по часовой стрелке.

Рисунки нумеруются арабскими цифрами сквозной нумерацией в пределах всей работы. Каждый рисунок сопровождается названием, которое помещается под рисунком в одну строку с его номером. Слово «рисунок» пишется сокращённо. Например:

Рис.4. Устройство ион-селективного электрода

Оформление приложений. Приложения помещаются в конце работы (нумерация страниц – сквозная). Каждое приложение следует начинать с новой

страницы и сопровождать содержательным заголовком. Над заголовком в правом верхнем углу должно быть слово «ПРИЛОЖЕНИЕ», состоящее из прописных букв. Заголовок приложения располагается на следующей строке по центру. Одно приложение не нумеруется. Несколько приложений следует нумеровать порядковой нумерацией арабскими цифрами. Например:

ПРИЛОЖЕНИЕ 4

ЭТАЛОННЫЙ ГРАФИК ДЛЯ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ СПИРТОВО-МЫЛЬНЫМ МЕТОДОМ

Оформление ссылок на источники. Использование в работе цитат, цифровых данных, а также мыслей и мнений, близких к оригиналу работ других авторов, должно сопровождаться обязательными библиографическими ссылками на источник информации. Цитаты следует заключать в кавычки.

Ссылка предусматривает расположение библиографической информации об источнике в списке литературы. При этом указывается порядковый номер источника в пределах списка литературы. Например, [7, С.46]. Страницу, на которой расположен данный текст, можно указывать здесь же или в списке литературы.

Оформление списка литературы. Список литературы должен включать библиографическое описание документов, использованных автором при работе над темой. Размещается после основного текста работы перед приложениями. Заголовок записывается прописными буквами по центру,

ЛИТЕРАТУРА

Все использованные документы должны быть пронумерованы и описаны в алфавитном порядке. Образцы описания произведений печати в списке литературы приведены в табл. 60

Общая структура публичного выступления (доклада) (общее время 7 мин)

1. Тема исследовательской работы, авторский коллектив, база, где проводились исследования, и осуществлялся сбор материала *(1 мин)*.
2. Актуальность темы исследования (почему тема показалась значимой).
3. Краткий обзор литературных источников по данной проблеме *(1 мин)*.
4. Методика исследования *(1 мин)*.
5. Результаты исследования *(3 мин)*.
6. Выводы *(1 мин)*.
7. Практическое значение исследовательской работы, рекомендации *(1 мин)*.

Ответы на вопросы аудитории, экспертов *(5 мин)*.

Особое внимание необходимо обратить на речь докладчика. Она должна быть ясной, уверенной, выразительной, грамматически точной.

После озвучивания доклада члены жюри и слушатели задают вопросы.

Помните! Если вам задают вопросы, это значит, что тема заинтересовала, привлекла внимание слушателей.

Таблица 60

Образцы описания произведений печати в списке литературы

Вид издания	Образцы описания
1. Книга одного автора	*Зайцев О.С.* Исследовательский практикум по общей химии: Учеб. пособие. – М., 1994. – С. 411-417.
2. Книга двух авторов	*Карякин Ю.В., Ангелов И.И.* Чистые химические вещества. Изд. 4-е, пер. и доп. – М., 1974. – С. 219.
3. Книга трёх авторов	*Давтян М.Л. и др.* Определение химических показателей природных вод в школьном кабинете химии. – Псков, 1997. – С. 30-33.
4. Книга под редакцией	Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для вузов / Под ред. *Ю.А. Ершова.* – М.: Высш. шк., 2000. – С. 240-250.
5. Отдельный том многотомного издания	*Некрасов Б.В.* Основы общей химии. – Т.2. – М., «Химия», 1973. – С. 159-181.
6. Официальные документы	О государственной поддержке малого предпринимательства в РФ/Федеральный закон от 14.06.95 №88 // Тверские ведомости, – 1995. 12 сентября.
7. Статья из энциклопедии	*Бирюков Б.В., Гастев Ю.А., Геллер Е.С.* Моделирование // БСЭ. – М., 1974. – Т.16. – С. 393-395.
8. Статья из словаря	Инновация // Словарь-справочник по научно-техническому творчеству. – Минск, 1995. – С. 50-51.
9. Статья из журнала	*Исаев Д.С.* Система дидактических игр при обучении химии // Химия в школе. – 2003. – №6. – С. 46-49.
10. Статья из газеты	*Баскакова М.* Губернатор попал в школу // Вече Твери. – 2001. 19 октября.
11. Сборник с коллективным автором	Теоретические основы и технологии инновационного менеджмента в образовании: Сб. науч. Статей / Сост. *О.С. Орлов.* – Великий Новгород: РИС, 2000. – 180 с.

При ответах не забудьте о нескольких правилах:

- ✓ если вопрос выходит за рамки исследования, то допустимо сказать, что это не было предметом вашего исследования или что это планируется исследовать на следующем этапе;
- ✓ если вопрос оппонента не понятен, то целесообразно уточнить вопрос и, согласовав понимание вопроса, отвечать на него;
- ✓ по сложившейся этике проведения научной дискуссии перед тем, как отвечать по существу на вопрос, принято благодарить его автора.

Критериями оценки доклада являются следующие характеристики: логичность; точность; ясность; доступность; убедительность; выразительность; уверенность; контакт со слушателями; уместность жестов; выражение лица и т.п.

Защита реферата осуществляется по аналогии.

ИСПОЛЬЗОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. *Аликберова Л.Ю., Хабарова Е.И.* Задачи по химии с экологическим содержанием. – М., 2001.
2. *Альтшуллер Г.С.* Методы активизации перебора вариантов // Дерзкие формулы творчества. Сост. *А.Б. Селюцкий*. – Петрозаводск, 1987.
3. *Ахметов Н.С.* Актуальные вопросы курса неорганической химии: Кн. для учителя. – М., 1991.
4. *Безуевская В.А.* Химические задачи с экологическим содержанием // Химия в школе. – 2000. – №2.
5. *Бердоносов С.С.* Еще раз о периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева // Химия в школе. – 2005. – №6.
6. *Бердоносов С.С.* Химия: учеб. Для 8-х кл. общеобразоват. Учреждений: с прил. CD-ROM «Мультимедийное прил. К учеб. С.С. Бердоносова «Химия. 8 кл.» / *С.С. Бердоносов*; под ред *Н.Е. Кузьменко*. – М., 2006.
7. *Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А.* Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л., 1985.
8. Введение в мир химии: Учебное пособие по химии для учителей, учеников и студентов. – Тверь, 1997.
9. *Врублевский А.И.* Решение заданий химических превращений с тестовым самоконтролем для школьников и абитуриентов. – Мн., 2003.
10. *Врублевский А.И.* Химия элементов. Современный курс / *А.И. Врублевский*, *Е.В. Барковский*. – Мн., 2002.
11. *Габриелян О.С.* Химия. 8 класс: учеб. для общеобразоват. Учреждений / *О.С. Габриелян*. – 2-е изд., стереотип. – М., 2013.
12. *Гач Я.* Химия / *Ян Гач*; пер. с англ. *А.Банкрашкова*. – М.: АСТ: Астрель, 2006.
13. *Глинка Н.Л.* Задачи и упражнения по общей химии. – Л., 1988.
14. *Горбушин Ш.А.* Азбука физики. – Ижевск, 1992.
15. *Грамм-Осипова В.Н., Арефьева О.Д.* Расчетные задачи с экологическим содержанием // Химия в школе. – 2000. – №7.
16. *Дерябина Н.Е.* Неорганическая химия в упражнениях и задачах. – М.: ИПО «У Никитских ворот», 2012.
17. *Дерябина Н.Е.* Химия. Основные классы неорганических веществ. Теория, программа деятельности, вопросы, задания, упражнения, справочный материал. – М., 2011.
18. *Добротин Д.Ю.* Знакомьтесь – Химия! // Химия для школьников. – 2006. – №1.
19. Дозированные домашние задания по педтехнологии В.М. Монахова: Тверская программа курса неорганической химии 8 класса / Авт.-сост. *Лагунова Л.И., Политова С.И.* – Тверь, 2000.
20. Единственные реальные варианты заданий для подготовки к ЕГЭ. ЕГЭ-2007. Химия / *В.Ю. Мишина*, *Е.Н. Стрельникова*. – М., 2007.
21. Единый государственный экзамен 2007. Химия. Учебно-тренировочные материалы для подготовки учащихся / ФИПИ. – М., 2007.

22. *Емельянова Е.О., Иодко А.Г.* Организация познавательной деятельности учащихся на уроках химии в 8-9 классах. Опорные конспекты с практическими заданиями, тестами: В 2-х частях. – М., 2002.
23. *Еремина Е.А.* ЕГЭ 2006. Химия. Типовые тестовые задания / *Е.А. Еремина.* – М., 2006.
24. *Журин А.А., Заграничная Н.А.* Химия: метапредметные результаты обучения. 8-11 классы. – М., 2014.
25. *Журин А.А.* Задания и упражнения по химии: Дидактические материалы для учащихся 8-9 классов. – М., 2004.
26. *Журин А.А., Зазнобина Л.С.* Начала химического эксперимента: Практические занятия по химии. 8-й класс сред. общеобразоват. школы. – М., 1998.
27. *Журин А.А.* Лабораторные опыты и практические работы по химии: Учебное пособие. 8-11 классы. – М., 1997.
28. *Журин А.А.* Сборник упражнений и задач по химии. Решения и анализ. М., 1997.
29. *Журин А.А.* Химические уравнения. – М., 1998.
30. Задачник по аналитической химии / Под ред. *Н.Ф. Клещева.* – М., 1993.
31. *Зайцев О.С.* Исследовательский практикум по общей химии: Учеб. пособие. – М., – 1994.
32. *Зайцев О.С.* Неорганическая химия: Учеб. для общеобразовательных учреждений с углуб. изуч. предмета. – М., 1997.
33. Занимательные задачи по химии / Под ред. *Н.Е. Дерябиной.* – М., 2010.
34. *Злотников Э.Г.* Тесты на практических занятиях // Химия в школе. – 2000. –№1.
35. *Зоммер К.* и др. Химия: Справочник школьника и студента / *К. Зоммер, К. Вюнш, М. Цеттлер*; Пер. с нем. под ред. проф. *Р.А. Лидина.* – М., 1999.
36. *Исаев Д.С.* Деловая игра по теме «Химические свойства неорганических веществ важнейших классов» // Химия в школе. – 2002. – №9.
37. *Исаев Д.С.* Игра-тренажер «Третий лишний» // Химия в школе. – 2002. – №9.
38. *Исаев Д.С.* Использование системы домашних экспериментов при обучении химии в 8-9-х классах средней школы [Электронный ресурс] – Режим доступа: http://festival.1september.ru/articles/500938/
39. *Исаев Д.С.* Об использовании дидактических игр // Химия в школе. – 2002. – №6.
40. *Исаев Д.С.* Практические работы исследовательского характера по неорганической химии: Учебное пособие для учащихся 8-х классов. – Тверь, 2001.
41. *Исаев Д.С.* Программа по химии для VIII-IX классов базового уровня образования с использованием видеодемонстраций, домашнего эксперимента и практикумов исследовательского характера. – Тверь, 2007.

42. *Исаев Д.С.* Система дидактических игр при обучении химии // Химия в школе. – 2003. – №6.
43. *Исаев Д.С.* Тематические практикумы в курсе естествознания // Химия в школе. – 2000. – №7.
44. *Исаев Д.С.* Химический тренажёр (упражнения, задачи, решения): Учебное пособие для учащихся 8 класса общеобразовательных учреждений. – Тверь, 2008.
45. *Исаев Д.С.* Химия – наука о превращениях: Учебно-справочное пособие для учащихся 8 класса общеобразовательных учреждений. – Тверь, 2008.
46. *Исаев Д.С., Конопольская Л.С., Селина Т.Ю. и др.* Химическая игротека: Сборник дидактических игр по химии. – Тверь, 2014.
47. Количественные опыты по химии. Пособие для учителей. – М., 1972.
48. *Краснянский А.В.* Экологические проблемы в расчетных задачах по химии // Химия в школе. – 1996. – №5; 1996. – №6.
49. *Кушнарев А.А.* Задачи по химии для старшеклассников и абитуриентов. – М., 1999.
50. *Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю.* Химия: Справочник для старшеклассников и поступающих в вузы. – М., 2002.
51. *Лидин Р.А., Андреева Л.Л., Молочко В.А.* Справочник по неорганической химии. Константы неорганических веществ. – М., 1987.
52. *Лидин Р.А. и др.* Химические свойства неорганических веществ / Под ред. *Р.А. Лидина.* – М., 2006.
53. *Лидин Р.А. и др.* Химия. Для школьников старших классов и поступающих в ВУЗы: Теоретические основы. – М., 2002.
54. *Лидин Р.А.* Современный химический язык. 1–6 // Химия: методика преподавания в школе. – 2002. – №2; 2002. – №3; 2002. – №4; 2002. – №6; 2002. – №7; 2002. – №8.
55. *Лидин Р.А.* Справочник по общей и неорганической химии. – М., 1997.
56. *Лисичкин Г.В., Бетанели В.И.* Химики изобретают: Кн. Для учащихся. – М., 1990.
57. *Лурье Ю.Ю.* Справочник по аналитической химии. – М.: Химия, 1979.
58. *Малышкина В.* Занимательная химия. – СПб., 2001.
59. *Мартыненко Л.И., Спицин В.И.* Избранные главы неорганической химии: Учеб. пособие. – М., 1986.
60. *Маршанова Г.Л.* 500 задач по химии. – М., 1997.
61. *Медведев Ю.Н.* К столетию Нобелевской премии А. Муассана // Химия для школьников. – 2006. – №1.
62. *Метельский А.В.* Химия в экзаменационных вопросах и ответах: Спр. для учителей, репетиторов и абитуриентов. – Мн., 1997.
63. *Мойе С.У.* Занимательная химия: замечательные опыты с простыми вещами/*Стивен У. Мойе*; пер. с англ. *Л.Оганезова.* – М., 2007.
64. *Мур Дж.* Химия для «чайников»: Пер. с англ. – М., 2007.
65. *Новошинский И.И., Новошинская Н.С.* Химия: учебник для 8 класса общеобразовательных учреждений/*И.И. Новошинский, Н.С. Новошинская.* – М., 2013.

66. *Оржековский П.А.*, *Давыдов В.Н.*, *Титов Н.Э.* Экспериментальные творческие задания и задачи по неорганической химии: Книга для учащихся. – М., 1998.
67. *Оржековский П.А.* Химия: 8-й класс: учебник для общеобразовательных учреждений / *П.А. Оржековский, Л.М. Мещерякова, М.М. Шалашова.* – М., 2013.
68. *Папулов Ю.Г.* Строение молекул. – Калинин, 1974.
69. *Папулов Ю.Г., Левин В.П., Виноградова М.Г.* Строение вещества в естественнонаучной картине мира: Молекулярные аспекты: Учебное пособие. – Тверь, 2005.
70. *Платонов Ф.П.* Лекционные опыты и демонстрации по общей и неорганической химии / Под ред. *Г.П. Хомченко.* Учеб. пособие для вузов. – М., 1976.
71. *Политова С.И.* Неорганическая химия. 8 класс. – Тверь, 2003.
72. *Полосин В.С., Прокопенко В.Г.* Практикум по методике преподавания химии: Учеб. пособие для студентов пед. ин-тов по спец. №2122 «Химия». – М., 1989.
73. Пособие по химии для поступающих в Военно-медицинскую академию и другие высшие медицинские учебные заведения / Под ред. проф., д.х.н. *К.Н. Зеленина* и др. – СПб, 2000.
74. Практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / Под ред. *В.И. Спицина.* – М., 1984.
75. Практикум по неорганической химии: Учеб. пособие для студентов пед. ин-тов / *Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Глинка и др.* – М., 1991.
76. Репетитор по химии / Под ред. *А.С. Егорова.* – Ростов н/Д, 2005.
77. *Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г.* Химия: Неорган. химия: Учеб. для 8 кл. сред. шк. – М., 1993.
78. *Савинкина Е.В., Логинова Г.П.* Химия: Сборник задач. 8-9 классы. – М., 2001.
79. *Сайфулин Р.С., Сайфулин А.Р.* Современную периодическую систему элементов – в школьное образование // Химия: методика преподавания. – 2004. – №2.
80. *Сатбалдина С.Т., Лидин Р.А.* Химия: проб. учеб. для 8 кл. общеобразоват. учеб. заведений. – М., 1993.
81. *Свешникова Г.В.* Основы химии в расчетах: Самоучитель решения расчетных химических задач. – СПб., 2002.
82. *Соболева Э.А.* Использование неорганических веществ в медицине // Химия в школе. – 2002. – №10.
83. *Сорокин В.В., Злотников Э.Г.* Проверь свои знания: Тесты по химии: кн. для учащихся. – М., 1997.
84. *Стахеев А.Ю.* Вся химия в 50 таблицах / Под ред. *С.С. Бердоносова.* – М., 1998.
85. *Супоницкая И.И., Гоголевская Н.И.* Важнейшие классы неорганических соединений: опорные схемы-конспекты по химии. – М., 1997.

86. *Сурин Ю.В.* Методика проведения проблемных опытов по химии: Развивающий эксперимент. – М., 1998.
87. *Фримантл М.* Химия в действии. В 2-х ч.: Пер. с англ. – М., 1998.
88. Химия. 8 класс: Поурочные планы / Авт.-сост. *В.Г. Денисова.* – Волгоград, 2003.
89. Химия. Лабораторный практикум для средней школы. – М., 1973.
90. Химия: реальные варианты: ЕГЭ 2007-2008 / Авт.-сост. *А.С. Корощенко*, *М.Г. Снастина.* – М., 2007.
91. Химия: Учебник для учащихся 8 класса общеобразовательных учреждений / *Кузнецова Н.Е., Титова И.М. и др.* – М., 2004.
92. *Холин Ю.В., Слета Л.А.* Репетитор по химии: Для школьников и абитуриентов. – Харьков, 1998.
93. *Хомченко Г.П., Хомченко И.Г.* Сборник задач по химии: Для поступающих в ВУЗы. – М., 2007.
94. *Хоффман К.Б.* Химия для всех. – М., 1965.
95. Шелинский Г.И., Телешов С.В. Взгляд на учебно-методическую литературу сквозь шоры формализма // Химия в школе. – 2005. – №9.
96. *Шелинский Г.И.* Химическая связь и изучение ее в средней школе. Пособие для учителя. – М., 1976.
97. *Штемплер Г.И.* Химия на досуге: Домашняя лаборатория: кн. для учащихся. – М., 1995.
98. *Штыркова И.М., Павлова Н.Ф., Давтян М.Л.* Практические работы в VIII классе по углубленной программе // Химия в школе. – 1998. – №3; 1998. – №4.
99. *Эткинс П.* Молекулы: Пер. с англ. – М., 1991.
100. *Янклович А.И.* Химия: В помощь выпускнику школы и абитуриенту. – СПб, 1999.

Учебное издание

Исаев Денис Сергеевич

УЧЕБНАЯ КНИГА ПО ХИМИИ

ПОСОБИЕ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ 8 КЛАССА
ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ УЧРЕЖДЕНИЙ

Набор и компьютерный дизайн
Д.С. Исаев, М.Ю. Ракитин
Корректор С.Н. Исаева
Художественное оформление А. Костина
Издательство «СФК-офис»
170100, г. Тверь, ул. Вольного Новгорода, д.5
Подписано в печать 09.04.2021 г.
Формат 60×84 1/16. Бумага офсетная. Объём 23,0 уч.-изд. л.
Тираж 200 экз.
Отпечатано с готового оригинал-макета
в ООО «Мир полиграфии» (170100, Тверь, б-р Радищева, 11).
Тел. (4822) 784-588