



**Я сдам ОГЭ!**



ФИПИ

Д. Ю. Добротин  
Г. Н. Молчанова

# ХИМИЯ ОГЭ

**Практикум  
и диагностика**

- ☒ **Теория:** систематизация знаний
- ☒ **Практика:** отработка навыков
- ☒ **Диагностика** результатов

# **Я сдам ОГЭ!**

**Д. Ю. Добротин  
Г. Н. Молчанова**

## **ХИМИЯ**

# **ОГЭ**

### **Модульный курс**

## **Практикум и диагностика**

Учебное пособие  
для общеобразовательных  
организаций

Москва  
«Просвещение»  
2017

УДК 373.167.1:54  
ББК 24.я72  
Д56

12+

**Добротин Д. Ю.**

Д56 Я сдам ОГЭ! Химия. Практикум и диагностика : учеб. пособие для общеобразоват. организаций / Д. Ю. Добротин, Г. Н. Молчанова. — М. : Просвещение, 2017. — 208 с. : ил. — ISBN 978-5-09-048543-2.

Учебное пособие «Я сдам ОГЭ! Химия. Практикум и диагностика» создано авторским коллективом из числа членов Федеральной комиссии по разработке контрольных измерительных материалов ОГЭ и предназначено для подготовки обучающихся 8—9 классов к государственной итоговой аттестации. Пособие активизирует работу обучающихся по следующим направлениям: пополнение, актуализация и систематизация знаний по всем элементам содержания, проверяемых на ОГЭ; упражнение в практическом применении знаний при выполнении типовых экзаменационных заданий.

Пособие адресовано педагогам, школьникам и их родителям для проверки/самопроверки достижения требований образовательного стандарта к уровню подготовки выпускников.

**УДК 373.167.1:54  
ББК 24.я72**

**ISBN 978-5-09-048543-2**

© Издательство «Просвещение», 2017  
© Художественное оформление.  
Издательство «Просвещение», 2017  
Все права защищены



## ПРЕДИСЛОВИЕ

В настоящее время государственная итоговая аттестация по химии за курс основной школы проводится в форме основного государственного экзамена (ОГЭ) с использованием контрольных измерительных материалов (КИМ). Варианты экзаменационных работ стандартизированы по форме, уровню сложности и критериям оценки включённых в них заданий.

Перечислим **основные особенности ОГЭ по химии**:

- ОГЭ ориентирован на проверку достижения выпускниками уровня подготовки, предусмотренного нормативными документами Минобразования России<sup>1</sup>.
- Включённые в варианты ОГЭ задания охватывают материал всех основных разделов курса химии 8—9 классов и полностью соответствуют материалу, изученному в рамках систематического курса химии основной школы.
- При разработке КИМ для ОГЭ реализован принцип преемственности с КИМ единого государственного экзамена, учтена значимость контролируемых элементов содержания для дальнейшего изучения химии в старшей школе.
- Объективность и открытость процесса обработки и оценивания результатов выполнения экзаменационной работы. Проверка работ выпускников основной школы осуществляется с помощью компьютерной программы и/или независимой экспертной комиссией. В этом состоит одно из принципиальных отличий ОГЭ от традиционной формы экзамена, которая предусматривала проверку сформированности итоговых знаний и умений учащегося, как правило, тем же учителем, который проводил обучение в классе.

Основным назначением данного пособия является помощь учащимся в максимально эффективной подготовке к итоговой аттестации по химии за курс основной школы или в рамках элективного курса, или при самостоятельной подготовке к экзамену.

**Содержание пособия** построено по модульному принципу, предусматривающему возможность вариативного порядка изучения материала модулей. Учёт данного принципа является существенным, так как позволяет использовать пособие независимо от программы, по которой происходит изучение систематического курса химии на уроках. Названия модулей соответствуют названиям основных разделов курса химии 8—9 классов.

В каждый модуль включены элементы содержания, усвоение которых проверяется несколькими заданиями экзаменационного варианта. Полный перечень элементов содержания приведён в «Кодификаторе» — унифицированном перечне элементов содержания (раздел 1) и умений (раздел 2), проверяемых заданиями экзаменационной работы. Все элементы содержания распределены по пяти содержательным блокам: «Вещество», «Химическая реакция», «Элементарные основы неорганической химии. Представления об органических веществах», «Методы познания веществ и химических явлений», «Химия и жизнь». Ознакомиться с этим распределением можно на сайте Федерального института педагогических измерений (<http://www.fipi.ru/>).

<sup>1</sup> 1) Обязательный минимум содержания основного общего образования по химии (приказ Минобразования России от 19.05.1998 №1236).

2) Федеральный компонент Государственного стандарта основного общего образования по химии (приказ Минобразования России от 05.03.2004 №1089).



Для правильного понимания содержания и структуры варианта КИМ ОГЭ целесообразно ознакомиться и с его планом, который является приложением к ещё одному документу, регламентирующему структуру и содержание вариантов ОГЭ по химии, — «Спецификации».

В соответствии со спецификацией экзаменационной работы каждый из вариантов состоит из двух частей и включает одинаковые по форме представления и уровню сложности задания.

Часть 1 содержит 19 заданий с кратким ответом, в их числе 15 заданий базового уровня сложности (порядковые номера этих заданий: 1, 2, 3, 4, ..., 15) и 4 задания повышенного уровня сложности (порядковые номера этих заданий: 16, 17, 18, 19). При всех своих различиях задания этой части сходны в том, что ответ к каждому из них записывается кратко в виде одной цифры или последовательности цифр (двух или трёх). Последовательность цифр записывается в бланк ответов без пробелов и других дополнительных символов.

Задания части 1 позволяют проверить усвоение значительного количества элементов содержания, предусмотренных Федеральным компонентом Государственного образовательного стандарта: знание языка науки и основ химической номенклатуры, химических законов и понятий, закономерностей изменения свойств химических элементов и веществ по группам и периодам, общих свойств металлов и неметаллов, основных классов неорганических веществ, признаков и условий протекания химических реакций, особенностей протекания реакций ионного обмена и окислительно-восстановительных реакций, правил обращения с веществами и техники безопасности при работе с лабораторным оборудованием и др.

Часть 2 в зависимости от модели КИМ содержит три или четыре задания высокого уровня сложности с развёрнутым ответом. Различие экзаменационных моделей 1 и 2 состоит в содержании и подходах к выполнению последних заданий экзаменационных вариантов:

- экзаменационная модель 1 содержит задание 22, предусматривающее выполнение «мысленного эксперимента»;
- экзаменационная модель 2 содержит задания 22 и 23, предусматривающие выполнение лабораторной работы (реального химического эксперимента).

В часть 2 включены задания с *развёрнутым ответом*, наиболее сложные в экзаменационной работе. Эти задания проверяют усвоение следующих элементов содержания: способы получения и химические свойства различных классов неорганических соединений, реакции ионного обмена, окислительно-восстановительные реакции, взаимосвязь веществ различных классов, количество вещества, молярный объём и молярная масса вещества, массовая доля растворённого вещества.

Проверка правильности ответов учащихся на задания части 1 выполняется экспертами или с помощью компьютера.

Верное выполнение каждого из заданий 1—15 оценивается 1 баллом.

Верное выполнение каждого из заданий 16—19 максимально оценивается 2 баллами.

Задания 16 и 17 считаются выполненными верно, если в каждом из них правильно выбраны два варианта ответа. За неполный ответ — правильно назван один из двух ответов или названы три ответа, из которых два верные, — выставляется 1 балл. Остальные варианты ответов считаются неверными и оцениваются 0 баллов.

Задания 18 и 19 считаются выполненными верно, если правильно установлены три соответствия. Частично верным считается ответ, в котором установлены два соответствия из трёх; он оценивается 1 баллом. Остальные варианты ответов считаются неверными и оцениваются 0 баллов.

Проверка заданий части 2 (20—23) осуществляется экспертной комиссией. При оценивании каждого из трёх заданий эксперт на основе сравнения ответа выпускника с образцом ответа, приведённым в критериях оценивания, выявляет в ответе обучающегося элементы, каждый из которых оценивается 1 баллом. Максимально верное выполнение заданий 20 и 21 оценивается по 3 балла; в модели 1 за задание 22 выставляется 5 баллов; в модели 2 за задание 22 ставится 4 балла, за задание 23 — 5 баллов.

Задания с развёрнутым ответом могут быть выполнены разными способами. Поэтому приведённые в критериях оценивания образцы решений следует рассматривать лишь как один из возможных вариантов ответа. Это относится прежде всего к способам решения расчётных задач.

Для того чтобы подходы к оцениванию были едиными, экспертам предлагается алгоритм решения (эталон ответа), который в некоторых случаях является лишь одним из способов решения задания. Поэтому эксперты обязательно рассматривают каждое решение и оценивают в нём прежде всего правильность рассуждений и верность полученного ответа.

Полученные баллы за выполнение всех заданий суммируются. Итоговая оценка определяется по 5-балльной шкале. Для этого все полученные за выполнение заданий баллы суммируются и переводятся в соответствии с разработанной шкалой.

Отметка по 5-балльной шкале	«2»	«3»	«4»	«5»
Общий балл	0—8	9—17	18—26	27—34

Важно подчеркнуть, что задания ОГЭ проверяют в том числе и умение извлекать и использовать информацию, полученную из справочных материалов. Поэтому при работе с пособием мы рекомендуем использовать материалы, которые предлагаются всем во время экзамена:

— Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева (Приложение 2);

— таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде (Приложение 3);

— электрохимический ряд напряжений металлов (Приложение 3).

При выполнении расчётов можно использовать непрограммируемый калькулятор. Расскажем подробнее о структуре и содержании модулей.

Модуль начинается с перечисления тематики занятий, которые в него включены. Порядок следования занятий внутри модуля соответствует традиционному подходу к изучению материала на уроках химии.

Однако заметим, что основной целью изложения теоретического материала занятий является не первоначальное изучение химического содержания курса химии 8—9 классов с объяснением каждого тезиса, а целенаправленная подготовка к успешной сдаче экзамена. В связи с такой направленностью занятий химическое содержание изложено в сжатом виде и предназначено для повторения и систематизации знаний, т. е. предполагается, что некоторую базовую систему знаний учащи-

еся получают непосредственно на уроках химии. Для иллюстрации подходов к применению сформированных знаний в условиях экзамена в каждое занятие включены задания с комментариями к решению. Комментарии призваны продемонстрировать оптимальную логику рассуждения при решении заданий. Так, например, одна из важных мыслей, заложенных в комментариях к решению, заключается в необходимости внимательного анализа условия задания и только затем перехода к работе с представленными вариантами ответа.

В завершение каждого занятия для закрепления и обобщения материала предлагаются задания для самостоятельной работы. Выполнение этих заданий может осуществляться учащимися как непосредственно в процессе занятия, так и в виде домашнего задания.

Таким образом, материал каждого занятия имеет следующую структуру:

- Тема занятия.
- Контролируемые элементы содержания и умения.
- Основное содержание занятия.
- Задания для самостоятельной работы.

Для более чёткого понимания качества усвоения содержания модулей после каждого из них в пособие включены тренировочные варианты, построенные только на материале данного модуля.

Ко всем заданиям, включённым в сборник, как для самостоятельной работы, так и к вариантам по итогам изучения модуля в конце сборника приведены ответы, а к заданиям с развёрнутым ответом — ещё и критерии оценивания. Ознакомившись с ними, учащиеся могут проверить правильность выполнения заданий, а также понять, какие требования предъявляются к записи ответов на задания части 2.

Завершающее занятие отводится на написание итоговой работы, структура и содержание которой в полной мере соответствуют экзаменационному варианту ОГЭ 2017 г.

Решение типового варианта ОГЭ по химии позволяет понять многообразие типов заданий и подходов к формулированию их условий, оптимально распределить время, необходимое для выполнения заданий первой и второй частей, осознать общий уровень сложности варианта, а также определить свой уровень подготовки.



Номер занятия	Тема занятия
1	Состав и строение атома. Физический смысл порядкового номера химического элемента. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева
2	Закономерности изменения свойств химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ по группам и периодам
3	Химическая связь. Виды химической связи
4	Валентность. Степень окисления
5	Физические и химические явления. Признаки протекания химических реакций. Классификации химических реакций
6	Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация
7	Реакции ионного обмена
8	Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции
9	Обобщение материала. Рубежное тестирование

## ЗАНЯТИЕ 1

### Состав и строение атома. Физический смысл порядкового номера химического элемента. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

#### Контролируемые элементы содержания

Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д. И. Менделеева.

#### Контролируемые умения

##### Знать/понимать:

- важнейшие химические понятия: химический элемент, атом, Периодический закон Д. И. Менделеева.

##### Уметь:

- называть химические элементы;
- объяснять физический смысл атомного (порядкового) номера химического элемента, номеров группы и периода в Периодической системе Д. И. Менделеева, к которым элемент принадлежит.

##### Составлять:

- схемы строения атомов первых 20 элементов Периодической системы Д. И. Менделеева.

##### Характеризовать:

- химические элементы (от водорода до кальция) на основе их положения в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева (ПСХЭ) и особенностей строения их атомов.

## Содержание занятия

Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженной электронной оболочки. Ядро находится в центре атома и состоит из положительно заряженных протонов и незаряженных (т. е. нейтральных) нейтронов, удерживаемых ядерными силами.

Число протонов в ядре атома определяет его положительный заряд и равно порядковому номеру элемента в Периодической системе. Число нейтронов вычисляется как разность атомной массы и порядкового номера элемента. Атомы одного элемента, имеющие одинаковый заряд ядра (одинаковое число протонов), но разную атомную массу (разное количество нейтронов), называются изотопами. Масса атома в основном сосредоточена в ядре, так как ничтожно малой массой электронов можно пренебречь. Атомная масса равна сумме масс всех протонов и всех нейтронов ядра.

Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра. В настоящее время известно 118 различных химических элементов.

Все электроны атома образуют его электронную оболочку. Электронная оболочка имеет отрицательный заряд, равный общему количеству электронов. Число электронов в оболочке атома совпадает с числом протонов в ядре и равно порядковому номеру элемента. Электроны в оболочке распределены по электронным слоям согласно запасам энергии (электроны с близкими значениями энергий образуют один электронный слой): электроны с меньшей энергией находятся ближе к ядру, электроны с большей энергией находятся дальше от ядра. Число электронных слоёв (энергетических уровней) совпадает с номером периода, в котором располагается химический элемент.

Различают завершённые и незавершённые электронные слои (или уровни). Уровень считается завершённым, если содержит максимально возможное количество электронов: первый слой — 2 электрона, второй слой — 8 электронов, третий слой — 18 электронов, четвёртый слой — 32 электрона. Максимальное число электронов на энергетическом уровне равно  $2n^2$ , где  $n$  — номер уровня. Незавершённый слой содержит меньшее число электронов.

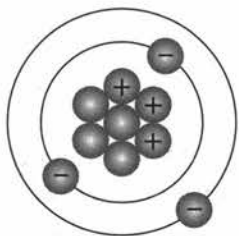
Электроны, находящиеся во внешнем (наиболее удалённом от ядра) электронном слое, называются внешними. Для элементов А-подгрупп число электронов во внешнем слое совпадает с номером группы, в которой находится химический элемент. Внешний слой считается завершённым, если содержит 2 (для элементов 1-го периода) или 8 электронов. Завершённым внешним слоем обладают только атомы элементов VIIIA группы (инертные газы: гелий, неон, криптон, ксенон, радон). У элементов А-подгрупп внешние электроны называют валентными электронами. У элементов Б-подгрупп валентными, кроме внешних электронов, являются и электроны, находящиеся на  $d$ -подуровне предвнешнего слоя.

Например, для атома магния (Mg) распределение электронов по электронным слоям будет следующим:  $2\bar{e}$ ,  $8\bar{e}$ ,  $2\bar{e}$ . Данная формула показывает, что 12 электронов атома магния распределены по трём энергетическим уровням: первый уровень завершён и содержит 2 электрона, второй уровень завершён и содержит 8 электронов, третий уровень не завершён, так как содержит 2 электрона.

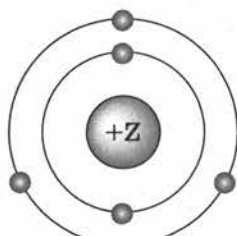
Для атома кальция (Ca) распределение электронов по электронным слоям будет следующим:  $2\bar{e}$ ,  $8\bar{e}$ ,  $8\bar{e}$ ,  $2\bar{e}$ . Данная формула показывает, что 20 электронов кальция распределены по четырём энергетическим уровням: первый уровень завершён и содержит 2 электрона, второй уровень завершён и содержит 8 электронов, третий

уровень не завершён, так как содержит 8 электронов, четвёртый уровень не завершён, так как содержит 2 электрона.

Приведённые выше описания моделей строения атомов химических элементов могут быть по-разному изображены на рисунках. Ниже показаны примеры наиболее часто встречающихся изображений.



Модель атома лития



Модель атома бора



Модель атома азота

Независимо от способа изображения для определения того, какой элемент изображён на рисунке, необходимо учесть число электронных слоёв, общее число электронов и их расположение по электронным слоям атома.

Приведём примеры выполнения заданий.

**Пример 1.** Химический элемент, в атоме которого распределение электронов по электронным слоям соответствует ряду чисел 2; 8; 4, называется:

- 1) кремний
- 2) бор
- 3) углерод
- 4) сера

**Решение.**

Из условия данного задания следует, что учащиеся, исходя из распределения числа электронов по электронным слоям, должны определить химический элемент, атомы которого имеют соответствующее строение электронной оболочки.

Для выбора правильного ответа необходимо вспомнить, что порядковый номер элемента в Периодической таблице Д. И. Менделеева равен количеству протонов в ядре атома и количеству электронов в электронной оболочке. Чтобы определить порядковый номер элемента, нужно сосчитать суммарное число электронов у данного атома. Количество электронов равно 14 ( $2 + 8 + 4$ ), что соответствует порядковому номеру кремния.

Есть и другой вариант определения химического элемента — по представленному распределению электронов по электронным слоям.

Число электронных слоёв в атоме химического элемента равно номеру периода, в котором расположен химический элемент.

Номер группы, в которой расположен химический элемент, равен числу электронов на внешнем электронном уровне.

Химический элемент, расположенный в 3-м периоде, в IV группе, — это кремний. **Ответ: 1.**



**Пример 2.** Три электрона находятся во внешнем электронном слое атома каждого из двух химических элементов:

- 1) Al и B
- 2) Mg и S
- 3) K и Ca
- 4) Na и P

**Решение.**

Для решения задания необходимо вспомнить, что число электронов во внешнем слое равно номеру группы, в котором расположен химический элемент. Из представленных пар элементов в III группе расположены только алюминий и бор. Все остальные элементы находятся в других группах. **Ответ:** 1.

**Пример 3.** Сколько электронов находится во внешнем электронном слое атома, в ядре которого 6 протонов?

- 1) 1
- 2) 2
- 3) 6
- 4) 4

**Решение.**

Число протонов в ядре атома соответствует порядковому номеру химического элемента. Химический элемент, в ядре которого находится 6 протонов, — это углерод. Число электронов во внешнем слое определяется по номеру группы, в которой расположен химический элемент. Углерод расположен в IVA группе, следовательно, во внешнем электронном слое у него 4 электрона. **Ответ:** 4.

### Задания для самостоятельной работы

1 Заряд ядра атома равен числу:

- 1) протонов
- 2) электронов во внешнем электронном слое
- 3) нейтронов
- 4) энергетических уровней

**Ответ:** .

2 Заряд ядра атома алюминия равен:

- 1) +14
- 2) +27
- 3) +26
- 4) +13

**Ответ:** .

3 Какое количество нейтронов содержит ядро атома  $^{37}_{17}\text{Cl}$ ?

- 1) 54
- 2) 20
- 3) 37
- 4) 17

Ответ: .

4 Сколько электронов находится во внешнем электронном слое атома, заряд ядра которого равен +14?

- 1) 8
- 2) 2
- 3) 6
- 4) 4

Ответ: .

5 Завершённый внешний электронный слой имеет атом, в ядре которого находится:

- 1) 8 протонов
- 2) 10 протонов
- 3) 12 протонов
- 4) 16 протонов

Ответ: .

6 Распределению электронов по электронным слоям атома кремния соответствует ряд чисел:

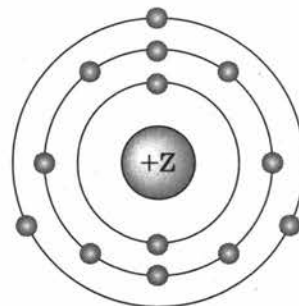
- 1) 2, 4
- 2) 2, 4, 4
- 3) 2, 8, 4
- 4) 2, 4, 8

Ответ: .

7 На рисунке изображена модель атома:

В каком периоде и какой группе расположен этот химический элемент?

- 1) во 2-м периоде, IIA группе
- 2) во 2-м периоде, IIIA группе
- 3) в 3-м периоде, IIA группе
- 4) в 3-м периоде, IIIA группе



Ответ: .

8 Четыре электрона находятся во внешнем электронном слое атома каждого из двух химических элементов:

- 1) O и S
- 2) Al и Si
- 3) C и Ge
- 4) K и Ca

Ответ: .

9 В двух электронных слоях размещаются все электроны в атомах каждого из двух химических элементов:

- 1) Mg и Ca
- 2) S и O
- 3) Be и Mg
- 4) F и Be

Ответ: .

10 Сколько электронов находится во внешнем электронном слое атома, ядро которого содержит 12 протонов?

- 1) 8
- 2) 2
- 3) 6
- 4) 4

Ответ: .



## ЗАНЯТИЕ 2

### Закономерности изменения свойств химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ по группам и периодам

#### Контролируемые элементы содержания

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе химических элементов.

#### Контролируемые умения

##### Объяснять:

- закономерности изменения строения атомов, свойств элементов в пределах малых периодов и главных подгрупп, а также свойства образуемых ими высших оксидов.

##### Составлять:

- схемы строения атомов первых 20 элементов Периодической системы Д. И. Менделеева.

#### Содержание занятия

Современная формулировка Периодического закона: «Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов».

Формой наглядного представления Периодического закона является Периодическая система химических элементов (ПСХЭ), которая, как правило, оформляется в виде таблицы.

Каждому химическому элементу присвоен порядковый номер. Позднее было установлено, что порядковый номер совпадает с зарядом ядра его атома, числом протонов в ядре и числом электронов в электронной оболочке.

*Периодом называется горизонтальный ряд химических элементов, имеющих одинаковое число заполняемых электронных слоёв, в пределах которого свойства элементов и их соединений изменяются последовательно от металлических (основных) через амфотерные к неметаллическим (кислотным).*

Современная ПСХЭ состоит из семи периодов (1—3 — периоды малые, 4—7 — периоды большие). Каждый период (кроме первого) начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом. При переходе к каждому следующему периоду наблюдается повторяемость свойств элементов предыдущего периода. Номер периода, в котором находится химический элемент, совпадает с числом энергетических уровней в оболочке его атома.

*Группой называется вертикальный столбец химических элементов, имеющих одинаковое число валентных электронов (расположенных во внешнем или d-предвнешнем электронном слое), проявляющих сходные химические свойства.*

Каждая из 8 групп подразделяется на главную (А) и побочную (Б) подгруппу. Номер группы, в которой находится химический элемент главной подгруппы, совпадает с числом электронов во внешнем электронном слое, а также показывает высшую валентность элемента и высшую степень окисления элемента в соединениях (исключе-

чения — азот, кислород и фтор). Главные подгруппы могут содержать и металлы, и неметаллы. Побочные подгруппы содержат только элементы-металлы.

На сегодняшний день известно 22 элемента-неметалла, остальные элементы — металлы.

В ПСХЭ элементы-металлы А-подгрупп находятся слева от воображаемой диагонали бор—астат. Элементы-неметаллы находятся в главных подгруппах на диагонали бор—астат (бор, кремний, мышьяк, теллур, аstat) и справа от неё.

Атомы металлов имеют больший радиус атома и меньшее число электронов на внешнем энергетическом уровне по сравнению с атомами неметаллов.

Радиус атома увеличивается в группе сверху вниз и уменьшается в периоде слева направо.

Приведём пример выполнения задания.

**Пример 1.** Среди элементов II группы максимальный радиус атома имеет:

- 1) бериллий
- 2) барий
- 3) кальций
- 4) цинк

**Решение.**

В главной подгруппе сверху вниз атомный радиус возрастает с одновременным увеличением числа электронных слоёв в атоме. Бериллий — элемент 2-го периода, барий — элемент 6-го периода, поэтому атомный радиус бария больше, чем бериллия. Цинк и кальций — элементы 4-го периода. Следовательно, атомные радиусы и цинка, и кальция меньше, чем бария. **Ответ: 2.**

Число электронных слоёв у атомов элементов одного периода одинаковое (равно номеру периода).

Число электронов на внешнем энергетическом уровне у атомов элементов главной подгруппы одинаковое (равно номеру группы).

*Электроотрицательность характеризует способность атома притягивать электроны от других атомов при образовании химической связи; увеличивается в периоде слева направо, а в группе снизу вверх.*

Металлические свойства простых веществ, а также основные свойства оксидов и гидроксидов усиливаются в группе сверху вниз и уменьшаются в периоде слева направо.

Неметаллические свойства простых веществ, а также кислотные свойства оксидов и гидроксидов усиливаются в периоде слева направо и уменьшаются в группе сверху вниз.

*Атомный (порядковый) номер химического элемента равен числу протонов и электронов, заряду ядра.*

*Номер периода равен числу заполняемых электронных слоёв.*

*Номер группы (А) равен числу электронов во внешнем слое (валентных электронов).*

Таблица 1

**Закономерности изменения свойств химических элементов  
и образуемых ими простых и сложных веществ по группам и периодам**

Формы существования химического элемента и их свойства		Изменения свойств	
		в главных подгруппах (сверху вниз)	в периодах (слева направо)
Атомы	Заряд ядра	Увеличивается	Увеличивается
	Число электронных слоёв	Увеличивается	Не изменяется = номеру периода
	Число электронов во внешнем слое	Не изменяется = но- меру группы	Увеличивается
	Радиус атома	Увеличивается	Уменьшается
	Восстановительные свойства	Увеличиваются	Уменьшаются
	Окислительные свойства	Уменьшаются	Увеличиваются
	Высшая положительная степень окисления	Постоянная = номеру группы	Увеличивается от +1 до +7 (+8)
	Низшая степень окисления (для неметаллов IV—VIIA групп)	Не изменяется = = (8 – номер группы)	Увеличивается от –4 до –1
Простые вещества	Металлические свойства	Увеличиваются	Уменьшаются
	Неметаллические свойства	Уменьшаются	Увеличиваются
Соединения элементов	Характер химических свойств выс- шего оксида и высшего гидроксида	Усиление основных свойств и ослабление кислотных свойств	Усиление кислотных свойств и ослабление основных свойств

Приведём ещё примеры выполнения заданий.

**Пример 2.** Неметаллические свойства элементов усиливаются в ряду:

- 1)  $\text{Cl} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{Si}$
- 2)  $\text{N} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{As} \rightarrow \text{Sb}$
- 3)  $\text{B} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{N} \rightarrow \text{O}$
- 4)  $\text{P} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{B}$

**Решение.**

При выполнении данного задания необходимо вспомнить, что неметаллические свойства обусловлены способностью атомов принимать электроны. В периоде с увеличением заряда ядра атомов элементов неметаллические свойства усиливаются, а в А-группах неметаллические свойства с увеличением заряда ядра ослабевают. Применяв это положение к каждому ряду элементов, приведённых в задании, получаем правильный ответ. **Ответ:** 3.



**Пример 3.** Наиболее выраженные металлические свойства проявляет:

- 1) Na
- 2) Mg
- 3) K
- 4) Ca

**Решение.**

Чтобы дать правильный ответ на это задание, необходимо сравнить положение представленных химических элементов в Периодической системе. Среди предложенных элементов два расположены в IA и два во IIA группе. Натрий и магний расположены в 3-м периоде, следовательно, металлические свойства соответствующих им простых веществ выражены слабее, чем у калия и кальция соответственно. Калий имеет меньше электронов во внешнем слое и больший атомный радиус, чем кальций. Следовательно, атомы калия легче отдают электроны с внешнего электронного слоя, и он проявляет наиболее выраженные металлические свойства. **Ответ:** 3.

**Пример 4.** В ряду химических элементов  $Li \rightarrow Na \rightarrow K$  происходит увеличение (усиление):

- 1) числа электронов на внешнем энергетическом уровне
- 2) числа электронных слоёв в атомах
- 3) металлических свойств
- 4) степени окисления в высших оксидах
- 5) кислотного характера свойств высших оксидов

**Решение.**

Элементы Li, Na, K находятся в главной подгруппе I группы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева.

1) Число электронов на внешнем энергетическом уровне не изменяется, так как равно номеру группы. Вывод: утверждение ошибочно.

2) Число электронных слоёв в атомах увеличивается и равно номеру периода. Вывод: утверждение верно.

3) Металлические свойства усиливаются, так как увеличивается число электронных слоёв в атоме, увеличивается радиус атома, а чем больше радиус, тем слабее удерживаются внешние электроны. А это, в свою очередь, способствует более лёгкой их отдаче, т. е. более металлическим свойствам.

Вывод: утверждение верно.

4) Степени окисления в высших оксидах не изменяются.

Вывод: утверждение ошибочно.

5) Кислотный характер свойств высших оксидов по группе сверху вниз ослабевает. Вывод: утверждение ошибочно.

**Ответ:** 2, 3.

## Задания для самостоятельной работы

11 В каком ряду химические элементы расположены в порядке увеличения радиуса атома?

- 1)  $K \rightarrow Na \rightarrow Li$
- 2)  $F \rightarrow O \rightarrow N$
- 3)  $P \rightarrow S \rightarrow Cl$
- 4)  $Ca \rightarrow Mg \rightarrow Be$

Ответ: ☐.

12 В каком ряду химические элементы расположены в порядке усиления металлических свойств?

- 1)  $Na \rightarrow Mg \rightarrow Al$
- 2)  $Al \rightarrow Mg \rightarrow Na$
- 3)  $Ca \rightarrow Mg \rightarrow Be$
- 4)  $K \rightarrow Na \rightarrow Li$

Ответ: ☐.

13 В каком ряду химических элементов усиливаются неметаллические свойства соответствующих им простых веществ?

- 1) фтор  $\rightarrow$  азот  $\rightarrow$  бор
- 2) магний  $\rightarrow$  натрий  $\rightarrow$  калий
- 3) хлор  $\rightarrow$  сера  $\rightarrow$  кремний
- 4) алюминий  $\rightarrow$  кремний  $\rightarrow$  фосфор

Ответ: ☐.

14 Электроотрицательность кислорода меньше, чем у:

- 1) фтора
- 2) серы
- 3) кремния
- 4) фосфора

Ответ: ☐.

15 В ряду гидроксидов  $\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ :

- 1) основные свойства усиливаются
- 2) усиливаются амфотерные свойства
- 3) усиливаются кислотные свойства
- 4) основные свойства не изменяются

Ответ: ☐.

16 Наиболее сильными кислотными свойствами обладает:

- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 2)  $\text{HClO}_4$
- 3)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$
- 4)  $\text{H}_3\text{PO}_4$

Ответ: ☐.

17 В ряду химических элементов  $\text{Cl} \rightarrow \text{Br} \rightarrow \text{I}$ :

- 1) увеличиваются радиусы атомов
- 2) уменьшается электроотрицательность атомов
- 3) усиливаются неметаллические свойства
- 4) возрастает значение высшей степени окисления элементов
- 5) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое атомов

Ответ: ☐.

18 В ряду химических элементов  $\text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$ :

- 1) уменьшается число протонов в ядрах атомов
- 2) увеличивается электроотрицательность
- 3) усиливаются металлические свойства простых веществ
- 4) возрастает значение высшей степени окисления
- 5) усиливается основной характер высших оксидов

Ответ: ☐.

19 Усиление кислотных свойств высших оксидов характерно для ряда образующих их элементов:

- 1)  $\text{Na} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{P}$
- 2)  $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca}$

- 3) As → P → N  
 4) Cl → Br → I  
 5) S → Si → Mg

Ответ: .

20 Общим для кремния и фосфора является:

- 1) наличие 15 электронов в атомах
- 2) нахождение валентных электронов в третьем электронном слое
- 3) наличие 5 электронов во внешнем электронном слое
- 4) существование простых веществ в форме двухатомных молекул
- 5) способность образовывать высшие кислотные оксиды

Ответ: .

### ЗАНЯТИЕ 3

#### Химическая связь. Виды химической связи

##### Контролируемые элементы содержания

Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая.

##### Контролируемые умения

##### Определять/классифицировать:

- вид химической связи в соединениях.

#### Содержание занятия

*Химическая связь — это результат взаимодействия двух атомов, осуществляемого путём обмена электронами.* При образовании химической связи атомы стремятся приобрести устойчивую восьмизлектронную (или двухэлектронную) внешнюю оболочку, соответствующую строению атома ближайшего инертного газа.

Различают следующие виды химической связи: ковалентную, ионную и металлическую.

**Ковалентная связь** осуществляется за счёт образования общих электронных пар. Различают обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.

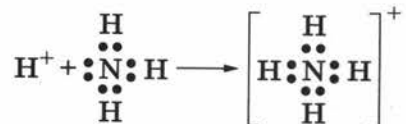
1) **Обменный механизм.** Каждый атом предоставляет по одному неспаренному электрону в общую электронную пару.

Для наглядного изображения ковалентной связи в химических формулах используются точки (каждая точка соответствует одному электрону).

Например, образование молекулы водорода можно изобразить так:

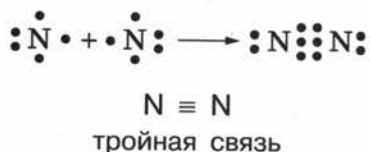


2) **Донорно-акцепторный механизм.** Один атом (донор) предоставляет электронную пару, а другой атом (акцептор) предоставляет для этой пары свободную орбиталь. Примером такого механизма служит образование иона аммония:



В этом случае атом азота является донором электронной пары, а катион водорода — акцептором.

Два атома могут обобществлять несколько пар электронов. В этом случае говорят о кратных связях (двойных и тройных). Например, между атомами азота в молекуле азота ( $\text{N}_2$ ) существует тройная связь, которая образуется по обменному механизму за счёт трёх непарных электронов каждого из атомов:



В рассмотренных примерах (молекулы водорода и азота) электронная плотность в пространстве между атомами распределена симметрично относительно ядер атомов. Молекулы водорода и азота неполярны.

При образовании молекулы хлороводорода



общая электронная пара смещается к более электроотрицательному атому — хлору. В результате атом водорода приобретает частичный положительный заряд ( $\delta+$ ), а атом хлора — частичный отрицательный заряд ( $\delta-$ ). Молекула хлороводорода становится полярной.

Напомним, что способность атомов смещать к себе электроны от связанных с ними других атомов называется *электроотрицательностью*.

Ковалентная связь, образованная атомами с *одинаковой* электроотрицательностью (чаще всего атомами одного элемента), называется *ковалентной неполярной*.

Если ковалентная связь образована атомами с *разной* электроотрицательностью, то электронная плотность смещена в сторону одного из атомов, обладающего большей электроотрицательностью. Такая ковалентная связь называется *ковалентной полярной*.

**Ионная связь.** Чем больше разница в электроотрицательности связанных атомов, тем больше полярность связи. Если разность электроотрицательностей достаточно велика (обычно это реализуется, когда между собой связаны атомы элемента-металла и атомы элемента-неметалла), то атомы, обладающие меньшей электроотрицательностью, — атомы металла практически полностью отдают свои электроны атому



неметалла. Атомы металла, отдавшие свои электроны, становятся положительно заряженными частицами — катионами, а принявшие электроны атомы неметалла превращаются в отрицательно заряженные частицы — анионы:



Такая химическая связь осуществляется за счёт электростатического притяжения образовавшихся разноимённых ионов, поэтому её называют *ионной*. Как правило, ионная связь возникает между металлами и неметаллами.

Следует отметить, что идеальной ионной связи практически не существует, часть электронной плотности всегда остаётся в пространстве между атомами, обеспечивая частично ковалентный характер связи. Чем больше разность электроотрицательностей, тем больше доля *ионности* связи.

**Металлическая связь** характерна только для металлов и их сплавов. Валентные электроны металлов (как правило, это 1, 2 или 3 электрона внешнего электронного уровня) достаточно слабо связаны со своими ядрами и могут легко отрываться от них. Поэтому кристаллическая решётка металла образована положительными ионами, между которыми свободно перемещается большое количество электронов. Электроны в металле осуществляют связь между всеми атомами металла:



Металлическая связь имеет сходство как с ионной (образуется за счёт взаимодействия между заряженными частицами: электронами и ионами), так и с ковалентной (происходит обобществление электронов, но в отличие от ковалентной связи, где электроны сосредоточены около определённых атомов, электроны в металлах являются общими для всего кристалла). Свободные электроны иногда называют *электронным газом*.

Сведения о типах химической связи обобщённо представлены в таблице 2.

Таблица 2

### Типы химической связи

Тип химической связи		Способ образования связи	Связываемые частицы	Примеры
Ковалентная	Неполярная	За счёт общих электронных пар	Атомы одного элемента-неметалла	$\text{N}_2, \text{Cl}_2, \text{P}_4$
	Полярная		Атомы двух разных элементов-неметаллов	$\text{HCl}, \text{SO}_2, \text{H}_2\text{O}$
Ионная		За счёт электростатического притяжения образовавшихся разноимённых ионов	Атом типичного металла и атом неметалла	$\text{KF}, \text{CaO}, \text{MgCl}_2$
Металлическая		За счёт электростатического притяжения положительных ионов и электронного газа	Атомы и катионы металлов	$\text{Fe}, \text{Na}, \text{Cu}$

Приведём примеры решения заданий.

**Пример 1.** Какой вид химической связи в хлориде бария?

- 1) ковалентная неполярная
- 2) ковалентная полярная
- 3) металлическая
- 4) ионная

Для ответа на вопрос следует вспомнить, что хлорид бария — сложное вещество, образованное атомами активного металла (Ba) и типичного неметалла (Cl). Разница в значении электроотрицательностей этих химических элементов большая, а следовательно, электроны бария полностью перейдут к хлору. Таким образом, химическая связь в этом соединении ионная. **Ответ: 4.**

**Пример 2.** Ковалентная полярная связь и ковалентная неполярная связь характерны соответственно для соединений:

- 1) вода и сероводород
- 2) бромид калия и азот
- 3) аммиак и водород
- 4) кислород и метан

Ковалентная полярная химическая связь образуется за счёт общих электронных пар между атомами разных неметаллов. Ковалентная неполярная связь образуется по тому же механизму, но между атомами одного и того же неметалла. Это положение является основанием для выбора правильного ответа.

При этом следует обратить внимание на слово «соответственно» в условии задания, которое означает, что сначала надо выбрать соединение с ковалентной полярной связью, а затем — соединение с неполярной связью. Кроме того, следует внимательно читать названия веществ и по ним судить об их составе. В этом случае будет ясно, что бромид калия в своём составе имеет ионы металла  $K^+$ , что свидетельствует об ионном характере связи и предупредит возможную ошибку в выборе ответа. **Ответ: 3.**

### Задания для самостоятельной работы

21 Ковалентная полярная связь характерна для:

- 1)  $H_2S$
- 2) Cu
- 3) LiCl
- 4)  $O_2$

Ответ:     .

22 В молекуле аммиака химическая связь:

- 1) ковалентная неполярная
- 2) ковалентная полярная
- 3) металлическая
- 4) ионная

Ответ: ☐.

23 Ионная связь характерна для:

- 1) сероводорода
- 2) фтороводорода
- 3) фторида натрия
- 4) оксида серы(VI)

Ответ: ☐.

24 Одинаковый вид химической связи имеют:

- 1) Fe и  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- 2)  $\text{H}_2$  и CO
- 3)  $\text{P}_2\text{O}_5$  и  $\text{Na}_2\text{O}$
- 4) CaO и LiBr

Ответ: ☐.

25 Хлор образует ковалентную полярную связь с:

- 1) калием
- 2) барием
- 3) водородом
- 4) кальцием

Ответ: ☐.

26 Такой же вид химической связи, как и в молекуле  $\text{H}_2\text{S}$ , характерен для:

- 1)  $\text{SiO}_2$
- 2)  $\text{K}_2\text{O}$
- 3) BaS
- 4)  $\text{Na}_2\text{S}$

Ответ: ☐.

**27** Какой вид химической связи характерен для меди?

- 1) ионная
- 2) металлическая
- 3) ковалентная полярная
- 4) ковалентная неполярная

Ответ: ☐.

**28** Какой вид химической связи в сероводороде и оксиде серы(IV)?

- 1) ковалентная неполярная и ковалентная полярная
- 2) в обоих веществах ковалентная полярная
- 3) в обоих веществах ковалентная неполярная
- 4) ионная и ковалентная полярная

Ответ: ☐.

**29** Какой вид химической связи характерен для вещества, формула которого  $P_4$ ?

- 1) ковалентная неполярная
- 2) ковалентная полярная
- 3) металлическая
- 4) ионная

Ответ: ☐.

**30** Ковалентная полярная связь образуется между атомами:

- 1) лития и кислорода
- 2) серы и натрия
- 3) хлора и водорода
- 4) магния и фтора

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 4

### Валентность. Степень окисления

#### Контролируемые элементы содержания

Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов.

#### Контролируемые умения

##### Определять/классифицировать:

- валентность и степень окисления элемента в соединении.

#### Содержание занятия

Атом каждого химического элемента способен присоединять к себе определённое число других атомов. Мера этой способности называется валентностью (от лат. *valentia* — сила).

*Валентность — это способность атомов химического элемента образовывать химические связи с другими атомами.* За единицу валентности принята валентность атома водорода (атом водорода всегда имеет валентность, равную I, т. е. способен образовывать только одну химическую связь с другим атомом). Таким образом, валентность других атомов можно выразить числом, показывающим, сколько атомов водорода может присоединить к себе атом данного химического элемента. Например, атом кислорода имеет валентность, равную II, т. е. атом кислорода может присоединить к себе два атома водорода или образовать две химические связи с атомами других химических элементов.

Число единиц валентности всех атомов данного элемента в его соединении с другим элементом должно быть равно числу единиц валентности всех атомов другого элемента.

Численное значение валентности принято обозначать римскими цифрами, которые ставят над знаками химических элементов.

Графически валентность можно изобразить чёрточками в структурных формулах веществ. Например, для воды  $\text{H}_2\text{O}$  структурная формула будет записываться следующим образом:  $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ .

Структурная формула воды показывает, что каждый атом водорода образует одну химическую связь (говорят, что атом водорода одновалентный), а атом кислорода образует две химические связи (говорят, что атом кислорода двухвалентный).

Зная валентность элементов, образующих бинарное соединение, можно составить его химическую формулу, и, наоборот, зная химическую формулу бинарного соединения и валентность одного из элементов, можно определить валентность другого химического элемента.

Большинство химических элементов имеет переменную валентность. Высшая валентность совпадает с номером группы, в которой химический элемент находится в ПСХЭ (исключения: кислород(II), азот(IV) и фтор(I)). Так, фосфор может проявлять валентность III и образовывать оксид  $\text{P}_2\text{O}_3$ . Высшая валентность фосфора равна V. Поэтому формула высшего оксида фосфора  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

Понятие «валентность» чаще применяется для веществ с ковалентной связью и используется в основном в органической химии.



*Степень окисления — это условный заряд атома элемента, который рассчитывают исходя из предположения, что всё вещество состоит только из простых ионов.*

Степень окисления может быть положительной, отрицательной и равной нулю.

Степень окисления элементов, образующих простое вещество, равна нулю. В формулах сложных веществ элемент с положительной степенью окисления обычно записывается слева, а элемент, имеющий отрицательную степень окисления, записывается справа (исключения:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$ ). Сумма всех степеней окисления в сложном веществе равна нулю (молекула в целом электронейтральна).

Степень окисления обозначается арабскими цифрами с указанием знака «+» или «-» перед цифрой и указывается над знаком химического элемента.

Некоторые химические элементы в соединениях проявляют постоянные степени окисления:

а) металлы главных подгрупп всегда имеют положительную степень окисления, степень окисления металлов IA, IIA и алюминия равна номеру группы;

б) фтор в соединениях всегда имеет степень окисления  $-1$ ;

в) водород в соединениях с неметаллами всегда имеет степень окисления  $+1$ ; в соединениях с металлами (гидриды металлов  $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{KH}$  и др.) у водорода степень окисления равна  $-1$ ;

г) кислород в соединениях проявляет степень окисления  $-2$  (исключения: фторид кислорода  $\text{OF}_2$ , где у кислорода степень окисления равна  $+2$ ; пероксид водорода и пероксиды металлов  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , где у кислорода степень окисления равна  $-1$ );

д) отрицательная степень окисления атома неметалла, стоящего в формуле соединения справа, рассчитывается по формуле «номер группы  $- 8$ ». Например, степень окисления серы в сероводороде  $\text{H}_2\text{S}$  рассчитывается по формуле  $6 - 8 = -2$ . Исключения: соединения  $\text{NH}_3$  (степени окисления элементов соответственно  $-3$  и  $+1$ ),  $\text{PH}_3$  (степени окисления элементов соответственно  $-3$  и  $+1$ ),  $\text{CH}_4$  (степени окисления элементов соответственно  $-4$  и  $+1$ ).

Остальные элементы имеют переменные степени окисления, значения которых указываются римскими цифрами в названиях веществ. Например, хлорид железа(III), оксид фосфора(V).

Высшая степень окисления элемента главной подгруппы всегда положительна и равна номеру группы (исключения, как вы уже знаете, — кислород и фтор). Высшая степень окисления показывает, какое максимально возможное количество электронов атом может отдать при образовании химической связи. Например, высшая степень окисления кальция  $+2$ , так как он находится во второй группе, в главной подгруппе. Следовательно, атом кальция может отдать 2 электрона с внешнего слоя при образовании связи.

Низшая степень окисления металлов всегда равна нулю.

Низшая степень окисления неметалла показывает, какое максимально возможное количество электронов атом неметалла может принять на свой внешний энергетический уровень. Например, низшая степень окисления азота:  $5$  (номер группы)  $- 8 = -3$ , следовательно, атом азота может принять 3 электрона во внешний электронный слой для его завершения.

Алгоритм определения степеней окисления элементов в сложном веществе:

1. Расставить постоянные степени окисления.

2. Определить общую отрицательную степень окисления: умножить отрицательную степень окисления элемента, стоящего в формуле справа, на число атомов этого элемента в молекуле (индекс элемента).

3. Определить общую положительную степень окисления оставшихся элементов: она численно равна общей отрицательной степени окисления.

4. Вычесть из общей положительной степени окисления известные положительные степени окисления.

5. Результат разделить на число атомов оставшегося химического элемента (индекс элемента). Записать полученное значение над символом этого элемента.

Приведём примеры выполнения заданий.

**Пример 1.** Степень окисления +3 азот проявляет в соединении:

- 1)  $\text{NH}_3$
- 2)  $\text{HNO}_3$
- 3)  $\text{NaNO}_2$
- 4)  $\text{Ca}_3\text{N}_2$

**Решение.**

В молекуле алгебраическая сумма степеней окисления элементов с учётом числа их атомов равна нулю. Степень окисления металлов в соединениях положительная. Водород в соединениях имеет степень окисления +1 (исключение: гидриды). Галогены имеют степень окисления -1, если они соединены с водородом, металлами или ионом аммония. Кислород имеет степень окисления в соединениях -2, кроме соединений кислорода со фтором (+2) и пероксидов.

Степень окисления азота переменная, поэтому, для того чтобы её вычислить, необходимо знать степени окисления других атомов, входящих в данное соединение.

Например, определим степень окисления азота в аммиаке  $\text{NH}_3$ : примем степень окисления азота за  $x$ , составим уравнение  $x + 3 \cdot (+1) = 0$ ;  $x = -3$ .

Для выбора правильного ответа для начала необходимо определить, в каких соединениях азот имеет положительную, а в каких — отрицательную степень окисления.

$\text{HNO}_3$ : у водорода степень окисления +1, а у кислорода -2, следовательно, у азота степень окисления +5. Вычисляем:

$$+1 + x + 3 \cdot (-2) = 0.$$

Выражение верно при  $x = +5$ .

Рассчитаем степень окисления азота в нитрите натрия  $\text{NaNO}_2$ :

$$+1 + x + 2 \cdot (-2) = 0; x = +3.$$

В  $\text{Ca}_3\text{N}_2$  степень окисления азота отрицательная.

**Ответ:** 3.

**Пример 2.** Одинаковую степень окисления хлор имеет в каждом из двух соединений:

- 1)  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Cl}_2\text{O}_7$
- 2)  $\text{KClO}_4$  и  $\text{Cl}_2\text{O}_7$
- 3)  $\text{KCl}$  и  $\text{HClO}$
- 4)  $\text{KClO}_2$  и  $\text{BaCl}_2$

Для выбора правильного ответа следует определить степень окисления каждого атома химического элемента в приведённых формулах соединений. В соединениях с металлами у хлора отрицательная степень окисления  $-1$  ( $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{KCl}$  и  $\text{BaCl}_2$ ); в оксиде хлора у хлора положительная степень окисления, а в соединениях из трёх элементов только кислород имеет отрицательную степень окисления. Следовательно, варианты ответа 1, 3 и 4 неверные. Проверяем вариант ответа 2:



**Ответ:** 2.

### Задания для самостоятельной работы

**31** Минимальную степень окисления азот проявляет в соединении:

- 1)  $\text{NaNO}_2$
- 2)  $\text{N}_2\text{O}_3$
- 3)  $\text{NH}_4\text{Cl}$
- 4)  $\text{NO}$

**Ответ:** .

**32** Максимальную степень окисления хлор проявляет в соединении:

- 1)  $\text{AlCl}_3$
- 2)  $\text{KClO}_4$
- 3)  $\text{NaCl}$
- 4)  $\text{CCl}_4$

**Ответ:** .

**33** Степень окисления  $+3$  азот проявляет в каждом из двух соединений:

- 1)  $\text{HNO}_2$  и  $\text{NH}_3$
- 2)  $\text{HNO}_3$  и  $\text{N}_2$
- 3)  $\text{NaNO}_2$  и  $\text{NF}_3$
- 4)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{N}_2\text{O}_3$

**Ответ:** .

34 Одинаковую степень окисления фосфор проявляет в каждом из двух соединений:

- 1)  $P_2O_3$  и  $Ca_3P_2$
- 2)  $P_4$  и  $H_3PO_4$
- 3)  $PH_3$  и  $H_3PO_3$
- 4)  $P_2O_5$  и  $H_3PO_4$

Ответ: ☐.

35 Степень окисления калия равна степени окисления хлора в соединении:

- 1)  $KCl$
- 2)  $KClO$
- 3)  $KClO_3$
- 4)  $KClO_4$

Ответ: ☐.

36 Отрицательную степень окисления сера проявляет в:

- 1)  $Na_2SO_3$
- 2)  $(NH_4)_2S$
- 3)  $CuSO_4$
- 4)  $SO_3$

Ответ: ☐.

37 Степень окисления железа равна +6 в соединении:

- 1)  $FeCl_2$
- 2)  $Fe_2O_3$
- 3)  $K_2FeO_4$
- 4)  $Fe(OH)_2$

Ответ: ☐.

38 Степень окисления хлора в  $Ca(ClO)_2$  равна:

- 1) +1
- 2) +3
- 3) +5
- 4) +7

Ответ: ☐.

**39** В соединении  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  отрицательную степень окисления имеют:

- 1) углерод и кислород
- 2) водород и углерод
- 3) азот и кислород
- 4) водород и азот

Ответ: ☐.

**40** Одинаковую степень окисления атомы фосфора имеют в соединениях  $\text{P}_2\text{O}_5$  и:

- 1)  $\text{PH}_3$
- 2)  $\text{Mg}_3\text{P}_2$
- 3)  $\text{H}_3\text{PO}_3$
- 4)  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 5

### Физические и химические явления. Признаки протекания химических реакций. Классификации химических реакций

#### Контролируемые элементы содержания

Химическая реакция. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии.

#### Контролируемые умения

##### Составлять:

- уравнения химических реакций.

#### Содержание занятия

*Физическими называются явления, в ходе которых происходит изменение агрегатного состояния вещества или его формы, но образования новых веществ не происходит.*

*Химическими называются явления, в ходе которых происходит превращение одних веществ в другие, обладающие новыми свойствами.*

Вещества различаются по своим свойствам, таким, как цвет, запах, блеск, плотность, прозрачность, температура плавления и кипения, растворимость, тепло- и



электропроводность — это физические свойства, а также окислительно-восстановительным и кислотно-основным свойствам — это химические свойства.

*Свойства — это признаки, по которым вещества сходны или отличаются друг от друга.* Именно в зависимости от свойств вещества находят своё применение в жизни людей. Напоминаем о существовании веществ пожаро-, взрывоопасных и ядовитых (алкоголь, никотин и др.).

Признаки протекания химических реакций:

- выпадение или растворение осадка;
- выделение газа;
- изменение цвета;
- появление запаха;
- выделение или поглощение тепла;
- свечение.

Рассмотрим примеры явлений и, учитывая вышеперечисленные признаки, определим среди них химические явления:

- а) взаимодействие оксида меди(II) с соляной кислотой;
- б) распыскивание дезодоранта;
- в) плавление свечи;
- г) разложение карбоната кальция;
- д) ржавление железа;
- е) растирание стекла в ступке.

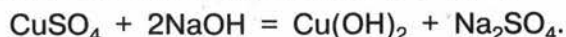
Получаем ответы: а, г, д.

Приведём пример выполнения задания.

**Пример 1.** *Признаком химической реакции между растворами сульфата меди(II) и гидроксида натрия является:*

- 1) выделение газа
- 2) образование осадка
- 3) растворение осадка
- 4) появление запаха

Для решения задания необходимо по названиям составить формулы участвующих в реакции веществ. Составим уравнение реакции:



Далее определим, что газообразные вещества и вещества, имеющие запах, не образуются. С помощью таблицы растворимости определяем, что среди веществ, вступающих в реакцию, нерастворимых веществ нет, но образуется нерастворимый гидроксид меди(II), который выпадает в осадок (↓). **Ответ: 2.**

В химических реакциях проявляются химические свойства веществ. Для всех химических процессов с участием нескольких веществ необходимо их соприкосновение (контакт). В некоторых случаях требуются дополнительные условия: нагревание, воздействие света, пропускание электрического тока или использование катализатора (вещество, ускоряющее реакцию, но не входящее в состав реагентов или продуктов реакции).

Химические реакции изображают либо схемами, либо уравнениями реакций.

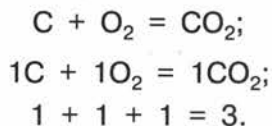
*Уравнение химической реакции* — это условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков, в которой соблюдается закон сохранения массы.

**Закон сохранения массы:** масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции (М. В. Ломоносов).

С целью соблюдения этого закона в уравнениях расставляют коэффициенты, уравнивающие количество атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

Схема реакции	Уравнение реакции
$P + Cl_2 \rightarrow PCl_5$	$2P + 5Cl_2 = 2PCl_5$

Коэффициент 1 в уравнениях реакций ставить не принято, но при подсчёте суммарных коэффициентов в уравнении эта единица учитывается. Например, сумма коэффициентов в реакции горения углерода равна 3:



#### **Классификация химических реакций по тепловому эффекту:**

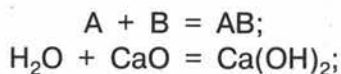
1) *экзотермические* — это реакции, сопровождающиеся выделением тепла (+Q). Примером экзотермических реакций является большинство реакций горения;

2) *эндотермические* — это реакции, сопровождающиеся поглощением тепла (−Q).

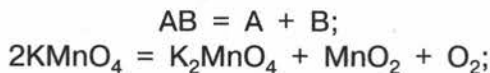
Все химические реакции сопровождаются тепловыми эффектами, т. е. в результате протекания химических взаимодействий теплота выделяется или поглощается.

**Классификация химических реакций по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции:**

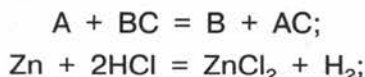
1) *реакции соединения* — реакции, в результате которых из нескольких веществ образуется одно сложное вещество:



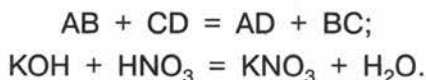
2) *реакции разложения* — реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ:



3) *реакции замещения* — реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в составе сложного вещества:



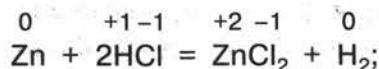
4) *реакции обмена* — реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями:



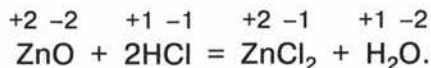
Частным случаем реакции обмена является реакция нейтрализации — взаимодействие кислоты со щёлочью, приводящее к образованию соли и воды.

Классификация химических реакций по изменению степеней окисления:

1) окислительно-восстановительные реакции протекают с изменением степеней окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ (окислителя и восстановителя):



2) реакции, идущие без изменения степеней окисления:



Приведём пример выполнения задания.

### Пример 2. Реакция, уравнение которой



относится к реакциям:

- 1) замещения, экзотермическим
- 2) обмена, экзотермическим
- 3) замещения, эндотермическим
- 4) обмена, эндотермическим

В этом задании проверяется умение классифицировать химические реакции по двум признакам: числу и составу веществ, участвующих в реакции, и тепловому эффекту химических реакций.

Как видно из уравнения реакции, в неё вступают простое и сложное вещества и получаются простое и сложное вещества, следовательно, по первому классификационному признаку это реакция замещения.

Обозначение  $+Q$  в конце уравнения реакции свидетельствует о том, что это реакция экзотермическая. **Ответ:** 1.

### Задания для самостоятельной работы

41 Протекание химической реакции всегда сопровождается:

- 1) изменением агрегатного состояния
- 2) выделением/поглощением энергии
- 3) изменением цвета вещества
- 4) изменением занимаемого объёма

Ответ: ☐.

**42** Образование новых веществ происходит при:

- 1) горении нефти
- 2) испарении бензина
- 3) замерзании воды
- 4) нагревании речного песка

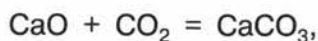
Ответ: ☐.

**43** К химическим явлениям относится:

- 1) разложение перманганата калия
- 2) плавление олова
- 3) распространение запаха спирта
- 4) конденсация водяного пара

Ответ: ☐.

**44** Химическую реакцию, уравнение которой



относят к реакциям:

- 1) разложения
- 2) обмена
- 3) соединения
- 4) замещения

Ответ: ☐.

**45** Какое уравнение соответствует окислительно-восстановительной реакции?

- 1)  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
- 2)  $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$
- 3)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- 4)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHCO}_3$

Ответ: ☐.

**46** Взаимодействие гидроксида бария с сульфатом натрия относится к реакциям:

- 1) замещения
- 2) соединения

- 3) разложения
- 4) обмена

Ответ: ☐.

47 Реакция нейтрализации происходит при взаимодействии:

- 1)  $\text{Al}_2\text{O}_3$  и  $\text{NaOH}$
- 2)  $\text{CuO}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 3)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{HNO}_3$
- 4)  $\text{NH}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$

Ответ: ☐.

48 В реакцию замещения вступают между собой:

- 1)  $\text{Na}$  и  $\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{CaO}$  и  $\text{CO}_2$
- 3)  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$
- 4)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{CO}$

Ответ: ☐.

49 Уравнением химической реакции является запись:

- 1)  $4\text{P} + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$
- 2)  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$
- 4)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Ответ: ☐.

50 В уравнении реакции между оксидом натрия и оксидом серы(VI) сумма коэффициентов равна:

- 1) 3
- 2) 4
- 3) 5
- 4) 6

Ответ: ☐.



## ЗАНЯТИЕ 6

### Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация

#### Контролируемые элементы содержания

Электролиты и неэлектролиты. Катионы и анионы. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних).

#### Контролируемые умения

##### Объяснять:

- сущность процесса электролитической диссоциации.

#### Содержание занятия

*Процесс распада вещества на ионы при растворении или расплавлении называется электролитической диссоциацией.*

*Вещества, расплавы и водные растворы которых проводят электрический ток, называются электролитами.*

Теория электролитической диссоциации была создана С. Аррениусом в 1887 г. для водных растворов электролитов.

Основные положения теории электролитической диссоциации:

1. При растворении в воде или расплаве молекулы электролитов распадаются на ионы. Ионы могут быть простые (состоящие из одного атома, например  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ) или сложные (состоящие из нескольких атомов, например  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ). Простые ионы отличаются от атомов как по электронному строению, так и по свойствам (сравните свойства газа хлора  $\text{Cl}_2$  и иона хлора  $\text{Cl}^-$ ; металла натрия  $\text{Na}$  и иона натрия  $\text{Na}^+$ ).

2. Диссоциация является обратимым процессом, т. е. в системе устанавливается динамическое равновесие двух процессов — процесса распада молекул на ионы и процесса воссоединения ионов с образованием молекул, т. е. количество распавшихся молекул равно количеству вновь образовавшихся.

3. Ионы в водных растворах и расплавах движутся хаотически; при пропускании электрического тока начинается упорядоченное движение ионов: положительно заряженные идут к отрицательно заряженному электроду (катоде), а отрицательно заряженные — к положительно заряженному электроду (аноду). Поэтому положительно заряженные ионы называются катионами, а отрицательно заряженные ионы — анионами.

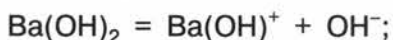
4. Суммарный заряд всех катионов равен суммарному заряду всех анионов, т. е. раствор электронейтрален.

*В неорганической химии электролитами являются: основания, кислоты и соли.*

1) Основания — это электролиты, диссоциирующие в водном растворе на катионы металла и гидроксид-анионы:



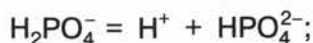
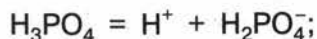
многокислотные основания диссоциируют в несколько ступеней:



2) Кислоты — это электролиты, диссоциирующие в водном растворе на катионы водорода и анионы кислотного остатка:



многоосновные кислоты диссоциируют в несколько ступеней:



3) Соли — это электролиты, диссоциирующие в водном растворе на катионы металла (или катионы аммония) и анионы кислотного остатка; соли всегда диссоциируют в одну ступень:



Приведём примеры выполнения заданий.

**Пример 1.** В качестве анионов только ионы  $\text{OH}^-$  образуются при диссоциации:

- 1)  $\text{CH}_3\text{OH}$
- 2)  $\text{Zn}(\text{OH})\text{Br}$
- 3)  $\text{NaOH}$
- 4)  $\text{CH}_3\text{COOH}$

Для выбора правильного ответа вначале выясним, какое из указанных веществ является электролитом, с образованием каких ионов происходит его диссоциация.

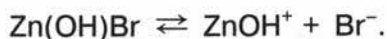
Метиловый спирт  $\text{CH}_3\text{OH}$  не является электролитом, поэтому ионов  $\text{OH}^-$  в его растворе практически нет. Уксусная кислота  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , хотя и содержит  $\text{OH}$ -группы, диссоциирует в водном растворе с образованием не гидроксид-ионов, а ионов водорода  $\text{H}^+$ :



Из двух оставшихся соединений только  $\text{NaOH}$  образует при диссоциации гидроксид-ионы:



Соль  $\text{Zn}(\text{OH})\text{Br}$  диссоциирует согласно уравнению



Поэтому в качестве правильного нужно выбрать **ответ 3**.

**Пример 2.** Электрический ток не проводит:

- 1) расплав оксида кремния
- 2) раствор азотной кислоты
- 3) расплав хлорида натрия
- 4) раствор хлорида цинка

**Решение.**

Вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами. Эти вещества при растворении или расплавлении не диссоциируют на ионы. К ним нельзя отнести вещества трёх классов: кислоты, соли, основания.

Записываем формулы веществ и определяем классы:

Оксид кремния  $\text{SiO}_2$  относится к классу оксидов. Следовательно, является неэлектролитом.

Азотная кислота  $\text{HNO}_3$  относится к классу кислот. Следовательно, является электролитом.

Хлорид натрия  $\text{NaCl}$  относится к классу солей. Следовательно, является электролитом.

Хлорид кальция  $\text{CaCl}_2$  относится к классу солей. Следовательно, является электролитом. **Ответ:** 1.

**Задания для самостоятельной работы**

**51** К электролитам относится вещество, формула которого:

- 1)  $\text{SiO}_2$
- 2)  $\text{CH}_3\text{OH}$
- 3)  $\text{H}_2$
- 4)  $\text{NH}_4\text{Cl}$

**Ответ:** ☐ 4.

**52** Электрический ток проводит:

- 1) раствор соды
- 2) расплав серы
- 3) раствор сахарозы
- 4) расплав оксида кремния

**Ответ:** ☐ 2.

**53** К анионам относится каждая из двух частиц:

- 1)  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{NO}_3^-$
- 2)  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}^+$
- 3)  $\text{SO}_2$ ,  $\text{F}_2$
- 4)  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{F}^-$

**Ответ:** ☐ 4.

**54** Какая запись соответствует процессу электролитической диссоциации?

- 1)  $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$
- 2)  $\text{C}_2\text{H}_6 = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$
- 3)  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- 4)  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$

Ответ: ☐

**55** Катионы металла и анионы кислотного остатка образуются в растворе при электролитической диссоциации:

- 1) серной кислоты
- 2) хлорида аммония
- 3) гидроксида натрия
- 4) нитрата кальция

Ответ: ☐

**56** При полной диссоциации 1 моль сульфата алюминия в растворе образуется:

- 1) 1 моль катионов алюминия и 1 моль сульфат-анионов
- 2) 2 моль катионов алюминия и 3 моль сульфат-анионов
- 3) 3 моль катионов алюминия и 2 моль сульфат-анионов
- 4) 1 моль катионов алюминия и 3 моль сульфат-анионов

Ответ: ☐

**57** Правой части уравнения электролитической диссоциации нитрата железа(II) соответствует запись:

- 1)  $\rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
- 2)  $\rightarrow 2\text{Fe} + 2\text{NO}_2$
- 3)  $\rightarrow \text{Fe}^{3+} + 2\text{NO}_3^-$
- 4)  $\rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + 3\text{NO}_3^-$

Ответ: ☐

58 1 моль катионов и 3 моль анионов образуются при электролитической диссоциации в растворе 1 моль:

- 1)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$
- 2)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- 3)  $\text{K}_2\text{SO}_3$
- 4)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Ответ: .

59 Наибольшее число ионов образуется при электролитической диссоциации в растворе 1 моль:

- 1)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 2)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- 3)  $\text{K}_2\text{SO}_3$
- 4)  $\text{K}_3\text{PO}_4$

Ответ: .

60 Одинаковое число молей катионов и анионов образуется при полной диссоциации в водном растворе 1 моль:

- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 2)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- 3)  $\text{BaCl}_2$
- 4)  $\text{CuSO}_4$

Ответ: .

## ЗАНЯТИЕ 7

### Реакции ионного обмена

#### Контролируемые элементы содержания

Реакции ионного обмена и условия их осуществления.

#### Контролируемые умения

##### Объяснять:

- сущность реакций ионного обмена.

##### Определять:

- возможность протекания реакций ионного обмена.

##### Составлять:

- уравнения химических реакций.



## Содержание занятия

В растворе, содержащем несколько электролитов, будут присутствовать различные катионы и анионы, образовавшиеся при их диссоциации. Если в результате электростатического притяжения происходит объединение катиона и аниона, ранее принадлежавших к разным исходным веществам, то образуется новое вещество, следовательно, протекает химическая реакция.

Химические реакции в растворах электролитов протекают при участии ионов. В случае если такие реакции не сопровождаются изменением степеней окисления, они называются реакциями ионного обмена. Реакции ионного обмена протекают необратимо, если в результате реакции образуется:

- твёрдое малорастворимое или нерастворимое соединение (осадок);
- легколетучее вещество (газ);
- малодиссоциирующее соединение (слабый электролит, в том числе вода).

Реакции обмена в водном растворе принято записывать молекулярными и ионными уравнениями. В молекулярных уравнениях формулы всех веществ записываются в молекулярном виде. В ионных уравнениях все частицы записываются в той форме, в которой они реально находятся в растворе: слабые электролиты, газообразные и нерастворимые вещества — в молекулярном виде, сильные электролиты — в виде ионов (катионов и анионов).

Чтобы определить, насколько растворимыми являются продукты реакции ионного обмена, используют таблицу растворимости. Если в результате реакции образуется хотя бы одно малорастворимое или нерастворимое вещество, то реакция ионного обмена протекает практически до конца (необратимо).

Алгоритм составления полного и сокращённого ионных уравнений:

1) Составить молекулярное уравнение реакции: записать молекулярные формулы исходных веществ и продуктов реакции, расставить коэффициенты в полученном уравнении.

2) С помощью таблицы растворимости определить наличие сильных электролитов.

3) Составить полное ионное уравнение: записать формулы сильных электролитов в виде суммы образующих их ионов (катионов и анионов) с учётом стоящих в уравнении коэффициентов. Как в левой, так и в правой частях уравнений *не записывают в виде ионов формулы веществ, которые не распадаются на ионы в водных растворах:*

- нерастворимых и малорастворимых в воде веществ (кроме  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ), которые устанавливаются по таблице растворимости;
- слабых электролитов, например  $\text{H}_2\text{O}$ , слабых кислот и концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- газов;
- оксидов;
- водородсодержащих остатков слабых кислот (гидроанионов).

*В ионном виде записываются формулы сильных кислот, щелочей, растворимых в воде солей.*

4) Подчеркнуть одинаковые ионы в правой и левой частях получившегося полного ионного уравнения.

5) Переписать ионное уравнение, сократив подчёркнутые ионы.

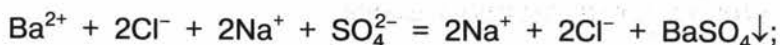
Частным случаем реакций ионного обмена являются реакции нейтрализации. Реакциями нейтрализации называют реакции между растворами кислоты и щёлочи,

приводящие к образованию нейтральных продуктов — соли и воды. Фактически реакция нейтрализации протекает между катионами водорода и гидроксид-анионами, что приводит к образованию молекулы воды. Следовательно, реакции нейтрализации всегда протекают необратимо.

Рассмотрим несколько примеров составления реакций ионного обмена.

*1. Выпадение осадка:*

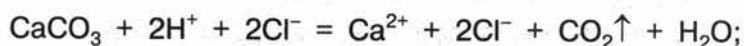
- молекулярное уравнение:  $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$ ;
- полное ионное уравнение:



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

*2. Выделение газа* — выделение соответствующих газов из кислотных остатков слабых кислот (карбонаты, сульфиты и сульфиды) под воздействием более сильных кислот (катионов водорода):

- молекулярное уравнение:  $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
- полное ионное уравнение:



- сокращённое ионное уравнение:  $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ .

*3. Образование малодиссоциирующего соединения:*

- молекулярное уравнение:  $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- полное ионное уравнение:  $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ ;
- сокращённое ионное уравнение:  $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$ .

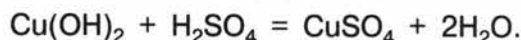
Приведём примеры выполнения заданий.

**Пример 1.** Химической реакции между гидроксидом меди(II) и раствором серной кислоты соответствует сокращённое ионное уравнение:

- 1)  $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$
- 2)  $2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_4^{2-}$
- 3)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{SO}_4^{2-} = \text{CuSO}_4 + 2\text{OH}^-$
- 4)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

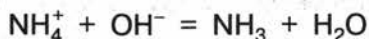
**Решение.**

Составим молекулярное уравнение реакции:



Теперь необходимо понять, как участвующие в реакции вещества ведут себя в водных растворах.

Гидроксид меди(II) — основание, нерастворимое в воде, а следовательно, записывается в ионных уравнениях в молекулярном виде. При растворении в кислотах образуется соль и вода. Серная кислота и сульфат меди(II) — сильные электролиты, растворимые в воде, а следовательно, записываются в ионных уравнениях в ионном виде. **Ответ:** 4.

**Пример 2. Сокращённое ионное уравнение**

соответствует взаимодействию:

- 1) аммиака с водой
- 2) нитрата аммония с водой
- 3) сульфата аммония с гидроксидом калия
- 4) хлорида аммония с гидроксидом цинка

**Решение.**

Известно, что реакции ионного обмена практически осуществимы (или идут до конца), если в результате реакции образуется осадок, выделяется газ, образуется малодиссоциирующее вещество.

Составим молекулярные и сокращённые ионные уравнения реакций между парами веществ, предложенными в ответах:

1.  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$  не является реакцией ионного обмена;
2.  $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  не является реакцией ионного обмена;
3.  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O};$   
 $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O};$
4.  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow$  реакция не идёт, так как реакция между солью и основанием возможна, если оба вещества до реакции растворимы, а в результате образуется осадок. Гидроксид цинка практически не растворяется в воде.

**Ответ:** 3.

**Задания для самостоятельной работы**

**61** Необратимое протекание реакции ионного обмена между растворами хлорида кальция и карбоната натрия обусловлено взаимодействием ионов:

- 1)  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{NO}_3^-$
- 2)  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Na}^+$
- 3)  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$
- 4)  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$

**Ответ:** ☐ 3.

**62** Выделением газа сопровождается взаимодействие ионов:

- 1)  $\text{NH}_4^+$  и  $\text{Cl}^-$
- 2)  $\text{H}^+$  и  $\text{NO}_3^-$

- 3)  $\text{H}^+$  и  $\text{SO}_3^{2-}$   
4)  $\text{NH}_4^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$

Ответ: ☐.

**63** Выпадением осадка сопровождается взаимодействие ионов:

- 1)  $\text{Na}^+$  и  $\text{PO}_4^{3-}$   
2)  $\text{Ba}^{2+}$  и  $\text{NO}_3^-$   
3)  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{SiO}_3^{2-}$   
4)  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Br}^-$

Ответ: ☐.

**64** Газ не выделяется при взаимодействии соляной кислоты с:

- 1)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$   
2)  $\text{K}_2\text{CO}_3$   
3)  $\text{Li}_2\text{S}$   
4)  $\text{K}_2\text{SO}_3$

Ответ: ☐.

**65** Реакция ионного обмена идёт до конца при взаимодействии:

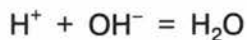
- 1)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$   
2)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$   
3)  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$   
4)  $\text{NaOH}$  и  $\text{CuS}$

Ответ: ☐.

**66** Образование осадка в растворе происходит при взаимодействии ионов  $\text{H}^+$  и:

- 1)  $\text{SiO}_3^{2-}$   
2)  $\text{NO}_3^-$   
3)  $\text{OH}^-$   
4)  $\text{Cl}^-$

Ответ: ☐.

**67** Сокращённое ионное уравнение

соответствует взаимодействию веществ:

- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{HCl}$  и  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 3)  $\text{NH}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Ответ: ☐.

**68** Взаимодействию соляной кислоты и карбоната натрия соответствует сокращённое ионное уравнение:

- 1)  $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2)  $2\text{H}^+ + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+$
- 3)  $2\text{HCl} + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Cl}^-$
- 4)  $2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + 2\text{Cl}^-$

Ответ: ☐.

**69** Гидроксид бария вступает в реакцию ионного обмена с:

- 1) карбонатом кальция
- 2) сульфатом калия
- 3) хлоридом натрия
- 4) гидроксидом натрия

Ответ: ☐.

**70** Железо при обычных условиях вступает в реакцию с каждым из двух веществ:

- 1) оксидом серы(VI) и кислородом
- 2) водородом и углеродом
- 3) кислородом и хлором
- 4) водой и железом

Ответ: ☐.



## ЗАНЯТИЕ 8

### Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции

#### Контролируемые элементы содержания

Степень окисления химических элементов. Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции.

#### Контролируемые умения

##### Знать/понимать:

- важнейшие химические понятия: окислитель и восстановитель, окисление и восстановление.

##### Составлять:

- уравнения химических реакций.

#### Содержание занятия

Реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления элементов, называются окислительно-восстановительными реакциями (ОВР).

В ОВР всегда процессы отдачи электронов (окисление) сопровождаются процессами принятия электронов (восстановление).

*Восстановитель* — вещество (частица), в состав которого входит элемент, отдающий электроны. При этом восстановитель окисляется. В процессе окисления происходит повышение степени окисления элемента-восстановителя (значение степени окисления элемента изменяется с меньшего на большее).

*Окислитель* — вещество (частица), в состав которого входит элемент, присоединяющий электроны. При этом окислитель восстанавливается. В процессе восстановления происходит понижение степени окисления элемента-окислителя (значение степени окисления элемента изменяется с большего на меньшее).

Все реакции с участием простых веществ являются окислительно-восстановительными.

Неметаллы, как правило, проявляют окислительные свойства по отношению к металлам. При взаимодействии неметаллов друг с другом окислительные свойства проявляет неметалл с большим значением электроотрицательности. Менее электроотрицательный неметалл является восстановителем.

Некоторые кислоты (азотная кислота, концентрированная серная кислота) проявляют сильные окислительные свойства за счёт элементов, входящих в состав кислотных остатков (азота и серы соответственно). Такие кислоты называют кислотами-окислителями, в отличие от других кислот, проявляющих окислительные свойства за счёт восстановления катионов водорода.

Окислителями могут служить сложные вещества, в состав которых входят химические элементы в высоких степенях окисления. Типичными окислителями являются: кислород, галогены, перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ , оксид марганца(IV)  $\text{MnO}_2$ , дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , азотная кислота  $\text{HNO}_3$ , концентрированная серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Восстановителями могут служить сложные вещества, в состав которых входят химические элементы в низких степенях окисления. Типичными восстановителями являются: металлы, водород, углерод, оксид углерода(II)  $\text{CO}$ , сероводород  $\text{H}_2\text{S}$ , оксид

серы(IV)  $\text{SO}_2$ , сернистая кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и её соли, иодоводородная кислота  $\text{HI}$  и её соли, азотистая кислота  $\text{HNO}_2$ , аммиак  $\text{NH}_3$ .

Вещества, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления, могут проявлять и окислительные, и восстановительные свойства.

В окислительно-восстановительных реакциях всегда должен соблюдаться электронный баланс, т. е. число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем.

Алгоритм составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:

1. Записать формулы реагентов и продуктов реакции, т. е. составить схему химической реакции.

2. Определить степени окисления всех элементов, входящих в состав реагентов и продуктов реакции.

3. Найти элементы, изменяющие степень окисления в ходе реакции.

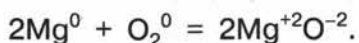
4. Выписать элементы, изменяющие степень окисления, указав процесс отдачи или присоединения электронов.

5. Найти наименьшее общее кратное числа отданных и числа принятых электронов и определить коэффициенты для окислителя и восстановителя, разделив наименьшее общее кратное на число принятых (для окислителя) или отданных (для восстановителя) электронов.

6. Поставить полученные коэффициенты в схеме реакции перед формулами окислителя и восстановителя.

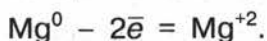
7. Уравнять остальные элементы методом подбора коэффициентов.

Рассмотрим в качестве примера реакцию магния с кислородом. Запишем уравнение этой реакции и расставим значения степеней окисления атомов элементов:



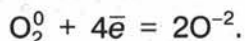
Как видно, атомы магния и кислорода в составе исходных веществ и продуктов реакции имеют различные значения степеней окисления. Запишем схемы процессов окисления и восстановления, происходящих с атомами магния и кислорода.

До реакции атомы магния имели степень окисления, равную нулю, после реакции +2. Таким образом, атом магния потерял 2 электрона:



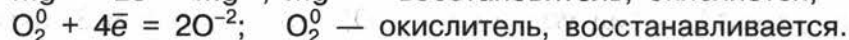
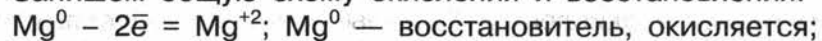
Магний отдаёт электроны и сам при этом окисляется, значит, он является восстановителем.

До реакции степень окисления кислорода была равна нулю, а после реакции стала -2. Таким образом, атом кислорода присоединил к себе 2 электрона, а молекула, состоящая из двух атомов, — 4 электрона:



(Как правило, формулы газообразных простых веществ записывают в молекулярном виде — в данном случае  $\text{O}_2$ . Тогда и в левой части записи должно быть два атома кислорода.) Кислород принимает электроны и сам при этом восстанавливается, значит, он является окислителем.

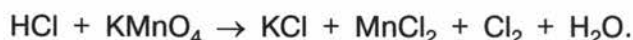
Запишем общую схему окисления и восстановления:



Число отданных электронов равно числу принятых. Электронный баланс соблюдается.

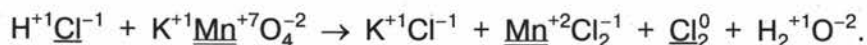
В качестве ещё одного примера рассмотрим реакцию соляной кислоты с перманганатом калия.

Запишем схему данной реакции, зная, что продуктами реакции являются хлорид калия, хлорид марганца, хлор и вода:



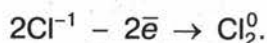
Расставить коэффициенты в схеме такой реакции методом подбора достаточно сложно. В таком случае используют метод электронного баланса.

Дальше необходимо расставить значения степеней окисления химических элементов и определить, у каких элементов степень окисления изменилась:

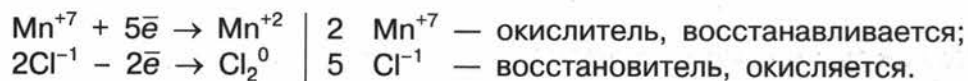


Степени окисления поменяли марганец и хлор.

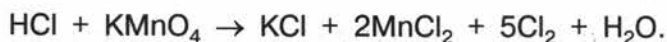
Записываем схемы процессов окисления и восстановления:



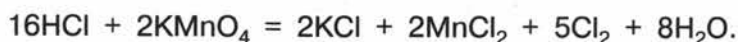
Чтобы уравнивать число отданных и число принятых электронов, т. е. соблюсти баланс, расставим множители: для окислителя 2, а для восстановителя — 5.



Эти цифры, как правило, и являются основными коэффициентами в уравнении реакции. Полученные коэффициенты ставим перед соответствующими формулами в правой части уравнения:

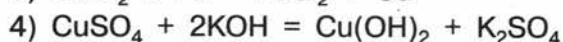
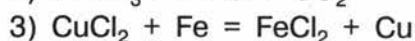
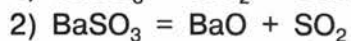
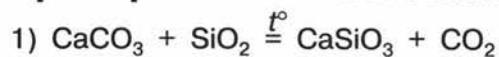


Теперь находим коэффициенты для формул всех остальных веществ и получаем уравнение реакции:



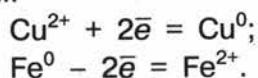
Приведём примеры выполнения заданий.

**Пример 1.** Окислительно-восстановительной является реакция:



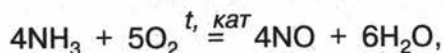
К окислительно-восстановительным относят химические реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления элементов. Поэтому для ответа на вопрос достаточно установить, в ходе какой из четырёх приведённых реакций происходит изменение степеней окисления. В ходе первой, второй и четвёртой

реакции все элементы сохраняют степени окисления, а вот в третьей реакции элементы медь и железо изменили степени окисления, что можно проиллюстрировать электронным балансом:



**Ответ:** 3.

**Пример 2.** Реакции, уравнение которой



соответствует схема превращения азота:

- 1)  $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+2}$
- 2)  $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{-2}$
- 3)  $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$
- 4)  $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}$

Для ответа на вопрос достаточно определить степень окисления азота в исходном веществе и продукте реакции: в аммиаке  $\text{N}^{-3}$ , в оксиде азота  $\text{N}^{+2}$ . Следовательно, в ходе этой реакции происходит окисление азота в соответствии со схемой



**Ответ:** 4.

**Пример 3.** Процессу окисления соответствует схема:

- 1)  $\text{C} \rightarrow \text{CH}_4$
- 2)  $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$
- 3)  $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CO}_2$
- 4)  $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$

Окисление — процесс отдачи электронов. При окислении элемента его степень окисления всегда увеличивается. Определим характер изменения степеней окисления углерода в предложенных схемах:

- 1)  $\text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{-4}$
- 2)  $\text{C}^{+2} \rightarrow \text{C}^{+4}$
- 3)  $\text{C}^{+4} \rightarrow \text{C}^{+4}$
- 4)  $\text{C}^{+4} \rightarrow \text{C}^{+2}$

Увеличение степени окисления происходит только во второй схеме.

**Ответ:** 2.

**Пример 4.** В реакции, схема которой



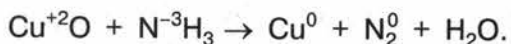
окислителем является:

- 1)  $\text{Cu}^0$
- 2)  $\text{N}^{-3}$
- 3)  $\text{O}^{-2}$
- 4)  $\text{Cu}^{+2}$

**Решение.**

Окислители в окислительно-восстановительной реакции — частицы, присоединяющие электроны. Их степень окисления в ходе реакции уменьшается.

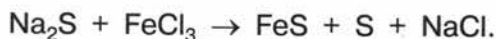
Для нахождения правильного ответа вычисляем степени окисления элементов и находим вещество (в левой части уравнения), в состав которого входит элемент, степень окисления которого уменьшилась:



$\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0$  — степень окисления уменьшилась,  $\text{CuO}$  — окислитель.

**Ответ:** 4.

**Пример 5.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



Определите окислитель и восстановитель.

**Решение.**

1. Расставим степени окисления химических элементов и определим, какие элементы изменяют свои степени окисления:

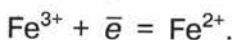


2. Определим, какие химические элементы поменяли свои степени окисления в этой реакции.

Расставив степени окисления химических элементов, мы увидели, что сера, которая была в степени окисления  $-2$ , превратилась в серу в степени окисления  $0$ . Железо, которое было в степени окисления  $+3$ , превратилось в железо в степени окисления  $+2$ .

Запишем схемы процессов окисления и восстановления.

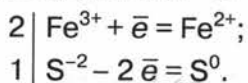
Железо в степени окисления  $+3$  превратилось в железо в степени окисления  $+2$ , т. е. железо приняло один электрон:



Сера была в степени окисления  $-2$ , превратилась в серу в степени окисления  $0$ . Число отданных электронов будет равно двум:

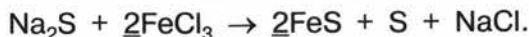


Чтобы соблюдался электронный баланс, т. е. число отданных и принятых электронов было одинаково, необходимо домножить первую полуреакцию на коэффициент 2, вторую полуреакцию на коэффициент 1:

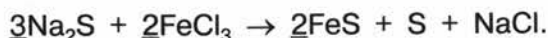


Те числа, которые мы получили, помогут нам расставить коэффициенты. Они будут равны коэффициентам перед соответствующими веществами в правой части уравнения:

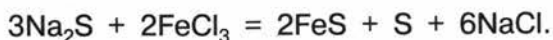




Теперь попробуем расставить остальные коэффициенты в уравнении реакции, учитывая те, которые мы поставили по методу электронного баланса. Отмечаем, что количество атомов серы в левой части уравнения равно 3. Тогда поставим коэффициент 3 перед сульфидом натрия:



Посчитаем количество атомов хлора и натрия в левой части уравнения, их по шесть. Поставим коэффициент 6 перед хлоридом натрия:



$\text{Na}_2\text{S}$  — восстановитель;  $\text{FeCl}_3$  — окислитель.

### Задания для самостоятельной работы

71 Азот является окислителем в реакции:

- 1)  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
- 2)  $3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$

Ответ: ☐.

72 В реакции, схема которой

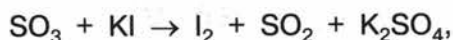


окислителем является:

- 1)  $\text{N}^{-3}$
- 2)  $\text{Cu}^{+2}$
- 3)  $\text{H}^{+1}$
- 4)  $\text{O}^{-2}$

Ответ: ☐.

73 В реакции, схема которой



восстановителем является:

- 1)  $\text{S}^{+6}$
- 2)  $\text{O}^{-2}$



3)  $K^{+1}$ 4)  $I^{-1}$ Ответ: .

74 При взаимодействии с каким из указанных веществ сера является восстановителем?

1) водород

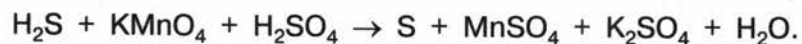
2) кислород

3) натрий

4) железо

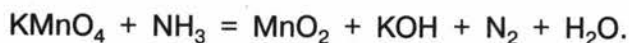
Ответ: .

75 Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой



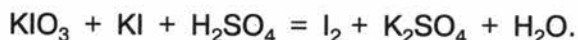
Определите окислитель и восстановитель.

76 Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой



Определите окислитель и восстановитель.

77 Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой



Определите окислитель и восстановитель.

**ЗАНЯТИЕ 9****Обобщение материала. Рубежное тестирование****Вариант 1**

1 Число электронов во внешнем электронном слое атома с зарядом ядра +9 равно:

- 1) 1
- 2) 5
- 3) 3
- 4) 7

Ответ: ☐.

2 В периодах не изменяются(ется):

- 1) число электронов во внешнем электронном слое
- 2) заряды ядер атомов
- 3) число заполняемых электронных слоёв в атомах
- 4) радиусы атомов

Ответ: ☐.

3 Одинаковый вид химической связи имеют аммиак и:

- 1) фторид кальция
- 2) оксид кальция
- 3) цинк
- 4) оксид кремния

Ответ: ☐.

4 В ряду веществ:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{HClO}_3$  — количество веществ, в которых степень окисления атомов хлора  $-1$ , равно:

- 1) 1
- 2) 2
- 3) 3
- 4) 4

Ответ: ☐.

5 Какое уравнение соответствует реакции обмена?

- 1)  $\text{MgO} + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3$
- 2)  $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = 3\text{NaCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3$
- 3)  $2\text{NaI} + \text{Br}_2 = 2\text{NaBr} + \text{I}_2$
- 4)  $2\text{AgBr} = 2\text{Ag} + \text{Br}_2$

Ответ: ☐.

6 Электролитом не является:

- 1)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{MgCl}_2$
- 3)  $\text{AgNO}_3$
- 4)  $\text{SiO}_2$

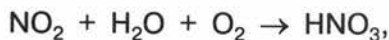
Ответ: ☐.

7 Взаимодействию растворов сульфата аммония и гидроксида натрия соответствует сокращённое ионное уравнение:

- 1)  $\text{SO}_4^{2-} + 2\text{NaOH} = 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_4^{2-}$
- 4)  $2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{OH}^- = 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-}$

Ответ: ☐.

8 В реакции, схема которой



восстановителем является:

- 1)  $\text{O}^{-2}$
- 2)  $\text{N}^{+4}$
- 3)  $\text{O}^0$
- 4)  $\text{H}^+$

Ответ: ☐.

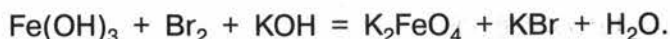
9 Сходство бора, углерода и азота проявляется в том, что:

- 1) их атомы содержат одинаковое число протонов
- 2) во внешнем электронном слое их атомов находится одинаковое число электронов

- 3) образуемые ими простые вещества проявляют неметаллические свойства
- 4) во всех соединениях они проявляют только положительные степени окисления
- 5) соответствующие им высшие оксиды относятся к кислотным оксидам

Ответ: .

- 10 Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой



Определите окислитель и восстановитель.

---



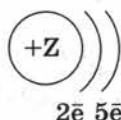
---



---

## Вариант 2

- 1 Схема строения электронных оболочек



соответствует атому химического элемента:

- 1) 5-го периода IIA группы
- 2) 2-го периода VIIA группы
- 3) 5-го периода VIIA группы
- 4) 2-го периода VA группы

Ответ: .

- 2 Атомный радиус химических элементов увеличивается в ряду:

- 1) фосфор → сера → хлор
- 2) мышьяк → фосфор → азот
- 3) кислород → сера → селен
- 4) кремний → фосфор → сера

Ответ: .

3 Ковалентную полярную связь имеет каждое из двух веществ:

- 1) сероводород и хлор
- 2) оксид натрия и оксид хлора(VII)
- 3) оксид кремния и аммиак
- 4) хлорид лития и кислород

Ответ: ☐.

4 В каком из соединений углерод имеет высшую степень окисления?

- 1)  $\text{Al}_4\text{C}_3$
- 2)  $\text{CO}$
- 3)  $\text{CH}_4$
- 4)  $\text{K}_2\text{CO}_3$

Ответ: ☐.

5 К химическим явлениям относят:

- 1) получение азота перегонкой жидкого воздуха
- 2) плавление олова
- 3) получение кислорода из пероксида водорода
- 4) конденсацию пара

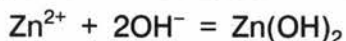
Ответ: ☐.

6 3 моль катионов образуется при полной диссоциации 1 моль:

- 1) фосфата калия
- 2) нитрата железа(III)
- 3) хлорида алюминия
- 4) азотной кислоты

Ответ: ☐.

7 Сокращённое ионное уравнение



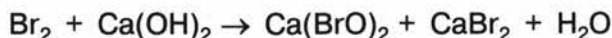
соответствует взаимодействию веществ:

- 1)  $\text{ZnS}$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{ZnSO}_4$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$

- 3)  $\text{ZnO}$  и  $\text{NaOH}$   
 4)  $\text{ZnCl}_2$  и  $\text{Ba(OH)}_2$

Ответ:     .

8 В реакции, схема которой



изменению степени окисления восстановителя соответствует запись:

- 1)  $0 \rightarrow -1$   
 2)  $+2 \rightarrow 0$   
 3)  $0 \rightarrow +1$   
 4)  $-2 \rightarrow 0$

Ответ:     .

9 Для ряда химических элементов

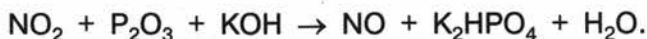


характерны следующие закономерности изменения характеристик:

- 1) увеличение числа электронных слоёв  
 2) уменьшение числа электронов во внешнем слое  
 3) усиление восстановительной способности  
 4) увеличение заряда ядра атома  
 5) увеличение числа протонов в ядре

Ответ:     .

10 Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой



Определите окислитель и восстановитель.

---



---



---



Номер занятия	Тема
10	Классификация и номенклатура неорганических веществ
11	Химические свойства оксидов
12	Химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов
13	Химические свойства кислот
14	Химические свойства солей
15	Общая характеристика химических свойств металлов
16	Алюминий. Железо
17	Химические свойства веществ IVA группы
18	Химические свойства неметаллов VA группы
19	Химические свойства неметаллов VIA группы
20	Химические свойства неметаллов VIIA группы
21	Генетическая взаимосвязь неорганических веществ
22	Качественные реакции на неорганические вещества (ионы)
23	Обобщение материала. Рубежное тестирование

## ЗАНЯТИЕ 10

### Классификация и номенклатура неорганических веществ

#### Контролируемые элементы содержания

Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений

#### Контролируемые умения

##### Составлять:

- формулы неорганических соединений изученных классов.

##### Определять/классифицировать:

- принадлежность веществ к определённому классу соединений.

#### Содержание занятия

Вещества могут состоять из атомов как одного, так и разных химических элементов. По этому признаку все вещества делятся на простые и сложные.

*Вещества, состоящие из атомов одного химического элемента, называются простыми.* Простые вещества делятся на металлы (образованы атомами металлов Na, Ca, Mg) и неметаллы (образованы атомами неметаллов H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, S, P, Si) по их физическим и химическим свойствам.

*Вещества, состоящие из атомов разных химических элементов, называются сложными веществами.* К основным классам сложных неорганических веществ относятся оксиды, основания, кислоты и соли.

Оксиды — это бинарные соединения (соединения, состоящие из двух химических элементов), в состав которых входит элемент кислород в степени окисления  $-2$ .

Оксиды можно разделить на две группы — несолеобразующие и солеобразующие. В свою очередь, солеобразующие делятся на основные, амфотерные и кислотные.

Неметаллы в основном образуют кислотные оксиды. Исключение составляют несолеобразующие оксиды  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$  и некоторые другие.

Оксиды металлов в степени окисления  $+1$  и  $+2$  — основные, исключение — оксид цинка  $ZnO$  и оксид бериллия  $BeO$ , являющиеся амфотерными.

Амфотерными также являются оксиды металлов в степени окисления  $+3$  и  $+4$ .

Металлы в степени окисления  $+5$ ,  $+6$  и  $+7$  образуют кислотные оксиды.

Приведём пример выполнения задания.

**Пример 1.** Оксид серы(IV) является:

- 1) основным
- 2) кислотным
- 3) амфотерным
- 4) несолеобразующим

Для выполнения заданий подобного типа необходимы знания о классификации неорганических веществ. Так как в состав оксида серы(IV) входит типичный неметалл сера (S), то этот оксид является кислотным, ему отвечает сернистая кислота.

**Ответ:** 2.

Основным оксидам соответствуют гидроксиды — основания.

Кислотным оксидам соответствуют гидроксиды — кислоты.

Основания — это соединения, в состав которых входит катион металла (или аммония) и одна или несколько гидроксильных групп. Например,  $NaOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $KOH$ ,  $NH_3 \cdot H_2O$ .

Особо выделяют растворимые основания, которые называют щелочами. К ним относятся гидроксиды щелочных и щёлочноземельных металлов.

По числу гидроксильных групп основания делятся на одно-, двух- и трёхкислотные.

Амфотерные гидроксиды образованы катионами бериллия, цинка или металла в степени окисления  $+3$  и  $+4$  и гидроксид-анионами:  $Be(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ .

Кислоты — это соединения, в состав которых входят катионы водорода и анионы кислотного остатка.

По числу катионов водорода кислоты делятся на одно-, двух- и трёхосновные.

По наличию кислорода в кислотном остатке кислоты делятся на бескислородные и кислородсодержащие.

Формула кислоты	Название кислоты	Названия солей
$HF$	фтороводородная (или плавиковая)	фториды
$HCl$	хлороводородная (или соляная)	хлориды
$HBr$	бромоводородная	бромиды
$HI$	иодоводородная	иодиды

Формула кислоты	Название кислоты	Названия солей
$H_2S$	сероводородная	сульфиды
$HNO_3$	азотная	нитраты
$HNO_2$	азотистая	нитриты
$H_2SO_4$	серная	сульфаты
$H_2SO_3$	сернистая	сульфиты
$H_2CO_3$	угольная	карбонаты
$H_2SiO_3$	кремниевая	силикаты
$H_3PO_4$	фосфорная	фосфаты
$CH_3COOH$	уксусная	ацетаты

*Соли — соединения, в состав которых входит катион металла (или аммония) и анион кислотного остатка.*

По составу соли делятся на средние, кислые и основные:

1. *Средние соли состоят из катиона металла и кислотного остатка — это продукт полного замещения атомов водорода кислоты на катионы металла (или аммония).* Например,  $Na_2SO_4$ ,  $K_3PO_4$ .

2. *Кислые соли — это продукт неполного замещения атомов водорода кислоты на катионы металла.* Кислые соли могут образовывать только двух- и трёхосновные кислоты. К названию соли добавляется приставка гидро- или дигидро-. Например,  $NaHCO_3$  (гидрокарбонат натрия),  $KH_2PO_4$  (дигидрофосфат калия).

3. *Основные соли — это продукт неполного замещения гидроксильных групп основания на кислотные остатки.* Основные соли могут образовывать только двух- и трёхкислотные основания. К названию соли добавляется приставка гидроксо-. Например,  $(CuOH)_2CO_3$  — гидроксокарбонат меди(II).

Приведём примеры выполнения заданий.

**Пример 2.** *Кислотой является каждое из двух веществ:*

- 1)  $NaOH$  и  $H_2SO_4$
- 2)  $HCl$  и  $HNO_3$
- 3)  $H_2S$  и  $H_3N$
- 4)  $NaCl$  и  $NaOH$

Для выбора правильного ответа используем метод исключения. Обращаем внимание на то, что все кислоты содержат атомы водорода. Практически все вещества, приведённые в ответах к заданию, удовлетворяют этому требованию. Единственное вещество  $NaCl$  (ответ 4) не содержит катион водорода, а следовательно, не является кислотой. Мы его отбрасываем и начинаем искать правильный ответ среди оставшихся трёх. Неверным будет также ответ под номером 1, так как  $NaOH$  — гидроксид натрия — является щёлочью. В ответе под номером 3 аммиак ( $H_3N$ ) — газ, который при растворении в воде даёт раствор, имеющий щелочную среду. Таким образом, исключая очевидно неверные ответы, выбираем правильный ответ.

**Ответ:** 2.

**Пример 3.** Вещества, формулы которых  $\text{Al}_2\text{S}_3$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , являются соответственно:

- 1) амфотерным гидроксидом и солью
- 2) солью и основным оксидом
- 3) кислотой и основанием
- 4) солью и основанием

**Решение.**

Проанализируем состав указанных веществ.  $\text{Al}_2\text{S}_3$  состоит из атома металла и кислотного остатка сероводородной кислоты  $\text{H}_2\text{S}$ . Такие вещества называют солями.  $\text{Al}_2\text{S}_3$  — сульфид алюминия, соль.

Рассмотрим вещество  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Данное соединение состоит из атомов металла и гидроксильных групп.  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  — гидроксид натрия, основание.

Вывод: вещества  $\text{Al}_2\text{S}_3$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  являются соответственно солью и основанием.

**Ответ:** 4.

### Задания для самостоятельной работы

1 Хлороводород и водород являются соответственно:

- 1) простыми веществами
- 2) сложными веществами
- 3) простым и сложным веществами
- 4) сложным и простым веществами

**Ответ:** ☐.

2 К классу солей относят каждое из двух веществ:

- 1)  $\text{HNO}_3$  и  $\text{BaCl}_2$
- 2)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{CuS}$
- 3)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{CaO}$
- 4)  $\text{NaOH}$  и  $\text{H}_2\text{O}$

**Ответ:** ☐.

3 К кислотным оксидам относят каждое из двух веществ:

- 1)  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- 2)  $\text{SO}_2$  и  $\text{P}_2\text{O}_5$
- 3)  $\text{Na}_2\text{O}$  и  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- 4)  $\text{ZnO}$  и  $\text{N}_2\text{O}_5$

**Ответ:** ☐.

4 Вещества, формулы которых  $\text{MgCl}_2$  и  $\text{CO}_2$ , являются соответственно:

- 1) солью и основным оксидом
- 2) кислотой и кислотным оксидом
- 3) солью и кислотным оксидом
- 4) основанием и кислотой

Ответ: ☐.

5 Вещества, формулы которых  $\text{SO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , называются соответственно:

- 1) оксид серы(IV) и сульфит натрия
- 2) оксид серы(VI) и сульфат натрия
- 3) оксид серы(IV) и сульфид натрия
- 4) оксид серы(VI) и сульфит натрия

Ответ: ☐.

6 Амфотерным гидроксидом и кислотой соответственно являются:

- 1)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  и  $\text{H}_2\text{S}$
- 2)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{HCl}$
- 3)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  и  $\text{CO}_2$
- 4)  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{H}_2\text{SiO}_3$

Ответ: ☐.

7 Солью кремниевой кислоты и щёлочью соответственно являются:

- 1)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 3)  $\text{SiO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- 4)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{NaOH}$

Ответ: ☐.

8 Названия только простых веществ записаны в ряду:

- 1) алмаз, графит
- 2) углекислый газ, угарный газ
- 3) железо, аммиак
- 4) оксид магния, оксид серы(IV)

Ответ: ☐.

9 Верны ли следующие суждения о свойствах оксидов?

А. Высшие оксиды неметаллов VA группы являются кислотными.

Б. Оксиды металлов IA группы являются основными.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

Ответ: ☐.

10 Приведены формулы веществ: А —  $\text{CuSO}_4$ ; Б —  $\text{CuO}$ ; В —  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Среди них к солям относят:

- 1) только А
- 2) А и В
- 3) только В
- 4) Б и В

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 11

### Химические свойства оксидов

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных.

#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

- химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей).

#### Содержание занятия

Напомним ещё раз, что солеобразующие оксиды по своим химическим свойствам делятся на основные (оксиды типичных металлов в степени окисления +1 и +2, кроме оксидов цинка и бериллия), амфотерные (оксиды металлов в степени окисления +3 и +4, а также оксиды цинка и бериллия), кислотные (оксиды неметаллов или оксиды металлов побочных подгрупп в высших степенях окисления +5, +6 и +7, которым соответствуют кислоты), несолеобразующие оксиды ( $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$ ). Кислотные оксиды иногда называют ангидридами соответствующих кислот. Например, оксид фосфора(V)



считают ангидридом фосфорной кислоты. Химические свойства основных и кислотных оксидов различаются. Амфотерные оксиды проявляют свойства и основных, и кислотных оксидов.

Несолеобразующие оксиды могут участвовать только в окислительно-восстановительных реакциях.

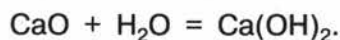
### **Химические свойства основных оксидов**

При изучении химических свойств основных оксидов необходимо различать основные оксиды, образованные щелочными и щёлочноземельными металлами, и основные оксиды, образованные остальными типичными металлами.

Рассмотрим химические свойства *основных оксидов, образованных щелочными и щёлочноземельными металлами.*

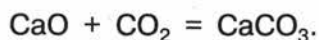
1. Взаимодействие с водой:

*основный оксид + вода = щёлочь*



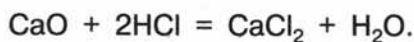
2. Взаимодействие с кислотными оксидами:

*основный оксид + кислотный оксид = соль*



3. Взаимодействие с кислотами:

*основный оксид + кислота = соль + вода*



Приведём пример выполнения задания.

### **Пример 1. Оксид кальция реагирует с:**

- 1) магнием
- 2) оксидом серы(VI)
- 3) сульфидом железа(II)
- 4) гидроксидом магния

### **Решение.**

Оксид кальция — основной оксид активного металла. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, с кислотными и амфотерными оксидами, с водой, если они растворимы, с восстановителями (Al, H<sub>2</sub>, CO). Составим формулы и определим принадлежность каждого из веществ к определённому классу:

магний Mg — металл;

оксид серы(VI) SO<sub>2</sub> — кислотный оксид;

сульфид железа(II) FeS — нерастворимая соль;

гидроксид магния Mg(OH)<sub>2</sub> — нерастворимое основание.

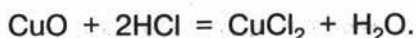
Таким образом, реакция идёт с кислотным оксидом:  $\text{CaO} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3$ .

**Ответ:** 2.

Рассмотрим химические свойства *основных оксидов*, которым соответствуют *нерастворимые основания*.

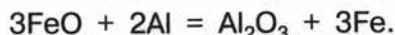
1. Взаимодействие с кислотами:

*основный оксид + кислота = соль + вода*



2. Взаимодействие с более активными металлами при сплавлении:

*основный оксид + металл = металл + основной оксид*



3. Взаимодействие с окислителями, например кислородом или галогенами (для оксидов металлов в промежуточной степени окисления):

*основный оксид + окислитель = основной или амфотерный оксид (при этом металл повышает свою степень окисления)*



### **Химические свойства кислотных оксидов**

1. Взаимодействие с водой:

*кислотный оксид + вода = растворимая кислота*



Исключение: оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  не взаимодействует с водой, так как ему соответствует нерастворимая кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .

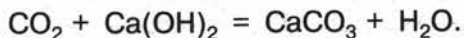
2. Взаимодействие с основными оксидами:

*кислотный оксид + основной оксид = соль*



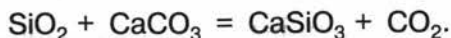
3. Взаимодействие с щелочами (растворимыми основаниями):

*кислотный оксид + щёлочь = соль + вода*



4. Взаимодействие с солями (менее летучие оксиды вытесняют из солей более летучие):

*кислотный оксид (нелетучий) + соль = соль + кислотный оксид (летучий)*



Приведём пример выполнения задания.

### **Пример 2. Оксид кремния реагирует с:**

- 1) оксидом серы(IV)
- 2) гидроксидом натрия
- 3) серной кислотой
- 4) сульфатом калия

### **Решение.**

Оксид кремния — оксид со слабовыраженными кислотными свойствами, может реагировать с веществами, обладающими основными свойствами. Определим классы/группы веществ, представленных в вариантах ответа:  $\text{SO}_2$  — кислотный

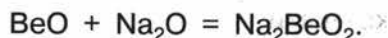
оксид, NaOH — щёлочь, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — кислота, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — соль. Реакция с кислотным оксидом (SO<sub>2</sub>) и серной кислотой не пойдёт. Не произойдёт и вытеснения газа из кислотного остатка соли, так как оксид серы(VI) — нелетучее (жидкое) вещество. **Ответ:** 2.

### Химические свойства амфотерных оксидов

Амфотерные оксиды не растворяются в воде и не реагируют с водой, но проявляют свойства как основных, так и кислотных оксидов.

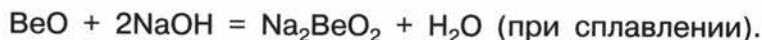
1. Взаимодействие с основными оксидами при сплавлении (в этом случае амфотерный оксид проявляет кислотные свойства и входит в состав кислотного остатка):

*амфотерный оксид + основной оксид = соль*



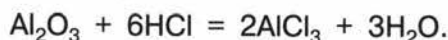
2. Взаимодействие с щелочами (растворимыми основаниями) (в этом случае амфотерный оксид проявляет кислотные свойства и входит в состав кислотного остатка):

*амфотерный оксид + щёлочь = соль + вода*



3. Взаимодействие с кислотами (в этом случае амфотерный оксид проявляет основные свойства):

*амфотерный оксид + кислота = соль + вода*



### Задания для самостоятельной работы

**11** Оксид натрия реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) CaO и NO
- 2) ZnO и Fe
- 3) CO<sub>2</sub> и Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- 4) BaO и CO<sub>2</sub>

**Ответ:** ☐

**12** Щёлочь образуется при взаимодействии с водой:

- 1) оксида азота(III)
- 2) оксида бария
- 3) оксида серы(IV)
- 4) оксида углерода(IV)

**Ответ:** ☐

**13** Между какими оксидами возможна химическая реакция?

- 1) оксид алюминия и оксид натрия
- 2) оксид калия и оксид бария
- 3) оксид углерода(IV) и оксид серы(VI)
- 4) оксид железа(III) и оксид цинка

Ответ: ☐.

**14** Оксид калия реагирует:

- 1) только с основными оксидами
- 2) только с кислотными оксидами
- 3) как с кислотными, так и с основными оксидами
- 4) как с кислотными, так и с амфотерными оксидами

Ответ: ☐.

**15** Оксид кремния реагирует с

- 1) серной кислотой
- 2) оксидом магния
- 3) хлоридом натрия
- 4) фосфатом бария

Ответ: ☐.

**16** Оксид серы(IV) реагирует с

- 1) кислородом
- 2) углеродом
- 3) сульфидом меди(II)
- 4) хлоридом железа(II)

Ответ: ☐.

**17** Оксид фосфора(V) реагирует с

- 1) кислородом
- 2) водой
- 3) оксидом углерода(IV)
- 4) оксидом кремния

Ответ: ☐.

**18** Для восстановления металлов из их оксидов используют:

- 1)  $\text{CO}_2$
- 2)  $\text{CO}$
- 3)  $\text{SO}_3$
- 4)  $\text{NO}$

Ответ: ☐.

**19** Оксид цинка может реагировать с:

- 1)  $\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{O}_2$
- 3)  $\text{NaOH}$
- 4)  $\text{CuCl}_2$

Ответ: ☐.

**20** Оксид алюминия реагирует с каждым из двух веществ:

- 1)  $\text{SO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{O}$
- 2)  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CO}_2$
- 3)  $\text{SO}_2$  и  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- 4)  $\text{CaO}$  и  $\text{ZnO}$

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 12

### Химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства оснований.

#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

- химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей).

#### Содержание занятия

Гидроксиды можно представить как продукт присоединения (реального или мысленного) воды к соответствующим оксидам. Гидроксиды подразделяются на основа-

ния, кислоты, амфотерные гидроксиды. Основания имеют общий состав  $M(OH)_x$ , где  $x$  — степень окисления металла; кислоты имеют общий состав  $H_xKO$ , где  $x$  — заряд кислотного остатка (КО). В молекулах кислородсодержащих кислот замещаемые атомы водорода связаны с центральным элементом через атомы кислорода. В молекулах бескислородных кислот атомы водорода присоединяются непосредственно к атому неметалла. К амфотерным гидроксидам относятся прежде всего гидроксиды алюминия, бериллия и цинка, а также гидроксиды многих переходных металлов в степени окисления +3 и +4.

По растворимости в воде выделяют растворимые основания — щёлочи (образованы щелочными и щёлочноземельными металлами). Основания, образованные остальными металлами, не растворяются в воде. Большинство неорганических кислот растворимы в воде. К нерастворимым в воде неорганическим кислотам относится только кремниевая кислота  $H_2SiO_3$ . Амфотерные гидроксиды в воде не растворяются.

### **Химические свойства оснований**

Все основания, как растворимые, так и нерастворимые, обладают общим характерным свойством — образовывать соли.

Рассмотрим химические свойства растворимых оснований (щелочей).

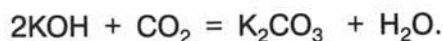
1. При растворении в воде диссоциируют с образованием катиона металла и гидроксид-аниона:



Изменяют окраску индикаторов: фиолетового лакмуса — на синий, фенолфталеина — на малиновый, метилового оранжевого — на жёлтый, универсальной индикаторной бумаги — на синий.

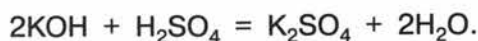
2. Взаимодействие с кислотными оксидами:

*щёлочь + кислотный оксид = соль*



3. Взаимодействие с кислотами:

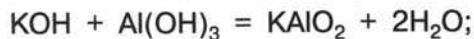
*щёлочь + кислота = соль + вода*



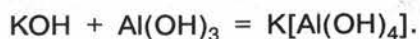
Реакция между кислотой и щёлочью называется реакцией нейтрализации.

4. Взаимодействие с амфотерными гидроксидами:

*щёлочь + амфотерный гидроксид = соль + вода (при сплавлении)*

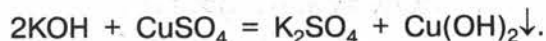


*щёлочь + амфотерный гидроксид = соль (в растворе)*



5. Взаимодействие с солями (при условии растворимости исходной соли и образовании осадка или газа в результате реакции):

*щёлочь + соль = соль<sup>1</sup> + основание*



Приведём пример выполнения задания.



**Пример 1.** Гидроксид натрия взаимодействует с

- 1)  $\text{NaNO}_3$
- 2)  $\text{SiO}_2$
- 3)  $\text{Zn(OH)}_2$
- 4)  $\text{BaO}$
- 5)  $\text{CuSO}_4$
- 6)  $\text{Cu}$

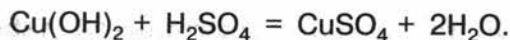
Гидроксид натрия как электролит вступает в реакцию с кислотными оксидами, кислотами и солями по типу реакций ионного обмена. Знания этого вполне достаточно, чтобы выбрать правильные ответы.

Обратим внимание на некоторые особенности этого задания. Даны две соли: нитрат натрия и сульфат меди(II). С нитратом натрия реакции не будет, а при реакции с сульфатом меди(II) выпадает осадок — важное условие возможности протекания реакции обмена. Из двух предложенных оксидов только оксид кремния(IV) является кислотным, а гидроксид цинка является амфотерным основанием, проявляя как кислотные, так и основные свойства. С медью основания не взаимодействуют. **Ответ:** 2, 3, 5.

Рассмотрим химические свойства нерастворимых оснований.

## 1. Взаимодействие с кислотами:

*основание + кислота = соль + вода*



Многокислотные основания способны к образованию не только средних, но и основных солей.

## 2. Разложение при нагревании:

*основание = оксид металла + вода*



Приведём ещё один пример выполнения задания.

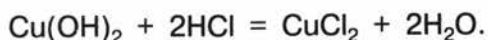
**Пример 2.** Гидроксид меди(II) реагирует с:

- 1) оксидом бария
- 2) хлоридом калия
- 3) соляной кислотой
- 4) гидроксидом натрия

**Решение.**

Гидроксид меди(II) — нерастворимое основание. Может взаимодействовать с кислотами и некоторыми кислотными оксидами, разлагаться при нагревании. Выясним принадлежность каждого из веществ к определённому классу:

оксид бария  $\text{BaO}$  — основной оксид;  
 хлорид калия  $\text{KCl}$  — средняя соль;  
 соляная кислота  $\text{HCl}$  — кислота;  
 гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  — растворимое основание.  
 Таким образом, реакция идёт с соляной кислотой:



**Ответ:** 3.

### Химические свойства амфотерных гидроксидов

Амфотерные гидроксиды способны к образованию двух видов солей, так как при реакциях с щелочами проявляют свойства кислоты, а при реакциях с кислотами проявляют свойства основания.

Рассмотрим химические свойства амфотерных гидроксидов.

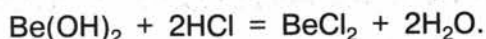
1. Взаимодействие с щелочами:

*амфотерный гидроксид + щёлочь = соль (+ вода)*



2. Взаимодействие с кислотами:

*амфотерный гидроксид + кислота = соль + вода*



### Задания для самостоятельной работы

21 С раствором гидроксида кальция реагирует каждое из двух веществ:

- 1)  $\text{C}$  и  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$
- 2)  $\text{CuO}$  и  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 3)  $\text{CO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- 4)  $\text{KOH}$  и  $\text{CaCl}_2$

**Ответ:** ☐.

22 При взаимодействии раствора гидроксида натрия с оксидом фосфора(V) образуются:

- 1) оксид натрия и фосфорная кислота
- 2) фосфат натрия и вода
- 3) фосфат натрия и водород
- 4) оксид фосфора(III), оксид натрия и водород

**Ответ:** ☐.

23 Гидроксид натрия не реагирует с

- 1)  $\text{CaCO}_3$
- 2)  $\text{ZnCl}_2$
- 3)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 4)  $\text{Al}$

Ответ: ☐.

24 Гидроксид меди(II) реагирует с

- 1) оксидом бария
- 2) хлоридом калия
- 3) соляной кислотой
- 4) гидроксидом натрия

Ответ: ☐.

25 При взаимодействии растворов хлорида железа(III) и гидроксида натрия образуются:

- 1)  $\text{NaCl}$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{NaCl}$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 3)  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2$
- 4)  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{HCl}$

Ответ: ☐.

26 С гидроксидом бария реагирует:

- 1) оксид серы(VI)
- 2) хлорид калия
- 3) оксид кальция
- 4) гидроксид меди(II)

Ответ: ☐.

27 Продуктами реакции разложения гидроксида железа(III) являются:

- 1)  $\text{FeO}$  и  $\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  и  $\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{Fe}$ ,  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$

Ответ: ☐.

**28** Раствор гидроксида лития взаимодействует с

- 1)  $\text{CuCl}_2$
- 2)  $\text{O}_2$
- 3)  $\text{NO}$
- 4)  $\text{Ba(OH)}_2$

Ответ: ☐.

**29** В реакцию с гидроксидом железа(III) вступает:

- 1) нитрат натрия
- 2) сульфат бария
- 3) гидроксид алюминия
- 4) соляная кислота

Ответ: ☐.

**30** С раствором гидроксида калия реагирует каждое из двух веществ:

- 1)  $\text{ZnO}$  и  $\text{Zn(OH)}_2$
- 2)  $\text{Cu}$  и  $\text{CuSO}_4$
- 3)  $\text{SO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$
- 4)  $\text{P}_2\text{O}_5$  и  $\text{Na}_3\text{PO}_4$

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 13

### Химические свойства кислот

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства кислот.

#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

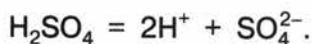
- химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей).

#### Содержание занятия

##### Химические свойства кислот.

Рассмотрим химические свойства растворимых в воде кислот:

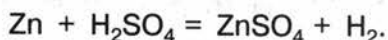
1. При растворении в воде кислоты диссоциируют с образованием катионов водорода и аниона кислотного остатка:



Изменяют окраску лакмуса и метилового оранжевого в красный или розовый цвет, фенолфталеин в растворах кислот остаётся бесцветным.

2. Взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду активности левее водорода (при условии образования растворимой соли):

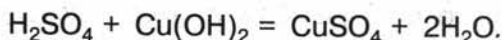
*кислота + металл = соль + водород*



Являясь сильными окислителями, азотная и концентрированная серная кислоты при взаимодействии с металлами никогда не образуют водород. В таких реакциях получается соль соответствующей кислоты, вода и продукты восстановления азота или серы соответственно.

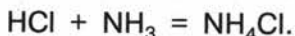
3. Взаимодействуют с основаниями/амфотерными гидроксидами:

*кислота + основание = соль + вода*



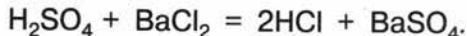
4. Взаимодействуют с аммиаком:

*кислота + аммиак = соль аммония*



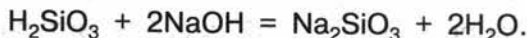
5. Взаимодействуют с солями (при условии образования газа или осадка):

*кислота + соль = соль + кислота*



Многоосновные кислоты способны к образованию не только средних, но и кислых солей.

Нерастворимая кремниевая кислота не изменяет окраску индикаторов (очень слабая кислота), но способна реагировать с растворами щелочей при небольшом нагревании:



Она разлагается при длительном хранении или при нагревании:



Приведём примеры выполнения заданий.

**Пример 1.** Среди веществ, формулы которых  $\text{Ca}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , с раствором азотной кислоты реагируют:

- 1) только  $\text{Ca}$
- 2)  $\text{Ca}$  и  $\text{NH}_3$
- 3)  $\text{Ca}$ ,  $\text{NH}_3$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$
- 4) все приведённые вещества

**Решение.**

Проанализируем химические свойства предложенных в перечне веществ. Кальций — активный металл, с кислотами реагирует; аммиак — вещество, способное

проявлять основные свойства, реакция пойдёт; фосфорная кислота не реагирует с серной кислотой; сульфат калия — соль, с таким же кислотным остатком ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), как и в кислоте, реакция не идёт.

Таким образом, серная кислота реагирует с кальцием и аммиаком. **Ответ: 2.**

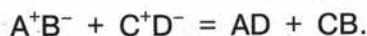
**Пример 2.** В реакцию с хлороводородной кислотой вступает:

- 1) хлорид калия
- 2) нитрат бария
- 3) нитрат серебра
- 4) сульфат натрия

**Решение.**

Хлороводородная (соляная) кислота со сложными веществами вступает главным образом в реакции ионного обмена. Эти реакции идут до конца (необратимо), если образуется осадок, газ или вода.

Составим формулы веществ и перегруппируем ионы по схеме:



Проанализировав варианты ответа, приходим к выводу, что осадок образуется только в реакции соляной кислоты с нитратом серебра: образуется нерастворимый хлорид серебра. **Ответ: 3.**

### Задания для самостоятельной работы

31 В реакцию с раствором фосфорной кислоты вступает:

- 1) гидроксид кальция
- 2) оксид углерода(IV)
- 3) хлорид калия
- 4) нитрат натрия

**Ответ:** .

32 В реакцию с хлороводородной кислотой вступает:

- 1) нитрат кальция
- 2) хлорид бария
- 3) карбонат кальция
- 4) сульфат калия

**Ответ:** .



**33** Разбавленный раствор серной кислоты реагирует с:

- 1) Cu
- 2)  $\text{CuCl}_2$
- 3)  $\text{Cu(OH)}_2$
- 4)  $\text{Cu(NO}_3)_2$

Ответ: ☐.

**34** Соляная кислота реагирует с:

- 1)  $\text{Br}_2$
- 2) Ag
- 3)  $\text{CaCl}_2$
- 4)  $\text{MgCO}_3$

Ответ: ☐.

**35** С раствором азотной кислоты реагирует:

- 1)  $\text{CaCl}_2$
- 2)  $\text{CO}_2$
- 3)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$
- 4)  $\text{BaSO}_4$

Ответ: ☐.

**36** Раствор серной кислоты не реагирует с:

- 1)  $\text{Cu(OH)}_2$
- 2)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- 3)  $\text{SiO}_2$
- 4)  $\text{NH}_3$

Ответ: ☐.

**37** И концентрированная, и разбавленная серная кислота взаимодействует с:

- 1) S
- 2) Cu
- 3)  $\text{Al(OH)}_3$
- 4)  $\text{FeSO}_4$

Ответ: ☐.

**38** Раствор серной кислоты взаимодействует:

- 1) с основными и амфотерными оксидами
- 2) только с кислотными оксидами
- 3) с основными и кислотными оксидами
- 4) только с основными оксидами

Ответ: ☐.

**39** Продуктами реакции разбавленной серной кислоты с оксидом алюминия являются:

- 1)  $\rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\uparrow$
- 2)  $\rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\uparrow + \text{SO}_3$
- 3)  $\rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$
- 4)  $\rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

Ответ: ☐.

**40** Растворы соляной и серной кислот реагируют с:

- 1) углеродом
- 2) оксидом железа(II)
- 3) нитратом калия
- 4) фосфатом кальция

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 14

### Химические свойства солей

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства солей (средних).

#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

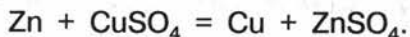
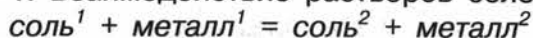
- химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей).

#### Содержание занятия

Средние соли — это сложные вещества, состоящие из катионов металла и анионов кислотного остатка. Соли можно представить как продукты реакции нейтрализации между кислотой и основанием.

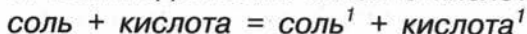
Рассмотрим **химические свойства солей**.

1. Взаимодействие растворов солей с металлами:



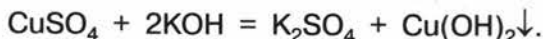
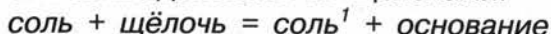
Условия протекания реакции: исходная и образовавшаяся соли являются растворимыми; металл, образующий простое вещество, не должен реагировать с водой при обычных условиях и должен быть активнее (в ряду электрохимического напряжения металлов находится левее), чем металл, входящий в состав соли.

2. Взаимодействие солей с кислотами:



Условия протекания реакции: образование в результате реакции осадка или газа.

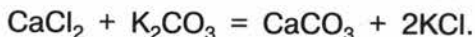
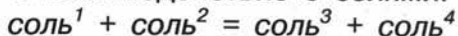
3. Взаимодействие со щелочами:



Условия протекания реакции: исходная соль должна быть растворимой; в результате реакции образуется осадок или газ.

Если продуктом реакции является амфотерный гидроксид, то при добавлении избытка щёлочи первоначально выпавший в осадок гидроксид металла перейдёт в раствор в виде комплексной соли.

4. Взаимодействие с солями:



Условия протекания реакции: исходные соли должны быть растворимыми; в результате реакции образуется нерастворимая соль (осадок).

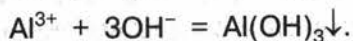
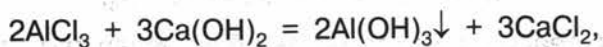
Приведём пример выполнения задания.

**Пример 1.** Раствор хлорида алюминия взаимодействует с:

- 1)  $\text{K}_2\text{SO}_4$
- 2)  $\text{MgSO}_4$
- 3)  $\text{HNO}_3$
- 4)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Для успешного выполнения этого задания необходимо применить знания о химических свойствах солей. Соли взаимодействуют с металлами (согласно ряду напряжений), с растворимыми в воде основаниями, растворами кислот и другими солями. При этом следует помнить условия осуществления реакций ионного обмена в водных растворах до конца (выпадение осадка, выделение газа, образование слабого электролита).

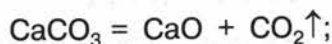
При анализе приведённых вариантов ответов на основе описанных выше положений становится ясно, что из перечисленных веществ хлорид алюминия  $\text{AlCl}_3$  вступает в реакции лишь с гидроксидом кальция  $\text{Ca(OH)}_2$  по уравнению



5. Гидролиз солей<sup>1</sup>: некоторые соли подвергаются обменно-взаимодействию с водой при растворении с образованием кислоты и основания. Необратимому гидролизу подвергаются соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой (в таблице растворимости обозначены знаком «—»). Такие соли невозможно получить по реакции обмена между растворами солей. Например, сульфид алюминия:



6. Реакции разложения: при нагревании некоторые соли подвергаются разложению: нитраты, карбонаты, сульфаты, перманганат калия, хлорат калия, соли аммония:



Приведём ещё один пример выполнения задания.

### Пример 2. Взаимодействие возможно между веществами:

- 1) фосфатом натрия и кремниевой кислотой
- 2) хлоридом серебра и нитратом бария
- 3) сульфатом меди(II) и гидроксидом натрия
- 4) силикатом кальция и оксидом углерода(IV)

### Решение.

Рассмотрим возможность протекания каждой реакции:  $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$  взаимодействие невозможно, так как реакции ионного обмена происходят между растворами электролитов, а кремниевая кислота — нерастворимая кислота;

$\text{AgCl} + \text{Ba(NO}_3)_2 \rightarrow$  взаимодействие невозможно, так как хлорид серебра — нерастворимая соль;

$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ ; реакция возможна, так как в результате образовалось нерастворимое основание —  $\text{Cu(OH)}_2$  (выпадает осадок).

Обязательно проверяем последний вариант ответа:  $\text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow$  реакция невозможна, так как летучий (газообразный) оксид не может вытеснить нелетучий оксид ( $\text{SiO}_2$ ) из кислотного остатка. **Ответ: 3.**

<sup>1</sup> Знание данного свойства солей не проверяется в рамках ОГЭ по химии.

## Задания для самостоятельной работы

41 С раствором сульфата меди(II) может взаимодействовать каждое из двух веществ:

- 1) Zn и  $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 2) Ag и NaOH
- 3) Fe и  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 4) Al и  $\text{Fe}(\text{OH})_2$

Ответ: ☐.

42 Практически осуществимой является реакция между:

- 1)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  и NaOH
- 2)  $\text{ZnSO}_4$  и Ag
- 3)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{CaCO}_3$
- 4) KBr и  $\text{AgNO}_3$

Ответ: ☐.

43 Сульфат цинка образуется в результате взаимодействия:

- 1)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{ZnCl}_2$  и  $\text{H}_2\text{S}$
- 3)  $\text{CuSO}_4$  и Zn
- 4)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  и ZnO

Ответ: ☐.

44 Среди веществ, формулы которых  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ , в реакцию с соляной кислотой вступает(ют):

- 1) только  $\text{CaCO}_3$
- 2)  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- 3)  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{CuSO}_4$
- 4)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{CuSO}_4$

Ответ: ☐.

45 С раствором хлорида меди(II) реагирует:

- 1) серная кислота
- 2) гидроксид железа(III)

- 3) гидроксид калия
- 4) хлорид калия

Ответ: ☐.

46 С раствором карбоната калия реагирует:

- 1) оксид магния
- 2) оксид углерода(II)
- 3) гидроксид меди(II)
- 4) азотная кислота

Ответ: ☐.

47 С выделением газа протекает реакция между:

- 1) силикатом натрия и серной кислотой
- 2) карбонатом калия и соляной кислотой
- 3) нитратом свинца и хлоридом бария
- 4) сульфатом натрия и хлоридом бария

Ответ: ☐.

48 Хлорид аммония вступает в реакцию с

- 1) гидроксидом кальция
- 2) раствором серной кислоты
- 3) кислородом
- 4) раствором нитрата бария

Ответ: ☐.

49 Каждая из трёх солей:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$  и  $\text{AgNO}_3$  — реагирует с:

- 1) медью
- 2) азотной кислотой
- 3) хлоридом кальция
- 4) гидроксидом калия

Ответ: ☐.



50 Простое вещество образуется при разложении:

- 1)  $\text{NH}_4\text{Cl}$
- 2)  $\text{CaCO}_3$
- 3)  $\text{MgSiO}_3$
- 4)  $\text{NaNO}_3$

Ответ: ☐ .

## ЗАНЯТИЕ 15

### Общая характеристика химических свойств и способов получения металлов

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства простых веществ — металлов: щелочных и щёлочноземельных металлов, алюминия, железа.

Химические свойства сложных веществ.

#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

- химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей);
- взаимосвязь между составом, строением и свойствами неорганических веществ.

#### Содержание занятия

##### Общие свойства металлов.

Наличие слабо связанных с ядром валентных электронов обуславливает общие химические свойства металлов. В химических реакциях они всегда выступают в роли восстановителя, простые вещества — металлы никогда не проявляют окислительных свойств.

##### Получение металлов:

- восстановление из оксидов углеродом C, угарным газом CO, водородом  $\text{H}_2$  или более активным металлом Al, Ca, Mg;
- восстановление из растворов солей более активным металлом;
- электролиз растворов или расплавов соединений металлов — восстановление металлов с помощью электрического тока.

В природе металлы встречаются преимущественно в виде соединений, только малоактивные металлы встречаются в виде простых веществ (самородные металлы).

Приведём пример выполнения задания.

##### Пример 1. Верны ли следующие суждения о щелочных металлах?

- А. Щелочные металлы во всех соединениях имеют степень окисления +1.
  - Б. С неметаллами щелочные металлы образуют соединения с ионной связью.
- 1) верно только А
  - 2) верно только Б

- 3) верны оба суждения  
4) оба суждения неверны

При выполнении этого и подобных ему заданий необходимо использовать знания о характеристике химических элементов по их положению в Периодической системе Д. И. Менделеева. Все щелочные металлы расположены в IA группе, значит, они имеют один электрон на внешнем энергетическом уровне. В связи с этим в сложных веществах все они имеют одинаковую степень окисления, равную +1.

Если металлы, в том числе и щелочные, отдают электрон внешнего слоя, то они непременно превращаются в ионы:  $\text{Me}^0 - 1\bar{e} \rightarrow \text{Me}^+$ .

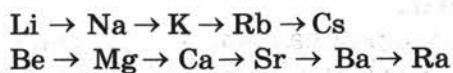
Следовательно, с неметаллами они образуют соединения с ионной связью. Проведённый анализ позволяет выбрать правильный ответ: 3.

Приведём ещё один пример выполнения задания.

**Пример 2. С водой не реагирует:**

- 1) магний  
2) ртуть  
3) барий  
4) стронций

Все перечисленные металлы находятся во IIA группе. Барий и стронций относятся к щёлочноземельным металлам, активность которых довольно высока. Так, и барий, и стронций реагируют с водой при обычной температуре. Магний по активности приближается к щёлочноземельным металлам, однако он реагирует с водой только при нагревании. А вот ртуть малоактивна, она расположена в ряду напряжений металлов после водорода и не реагирует с водой даже при очень сильном нагревании. Помните, что химическая активность металлов в главных подгруппах возрастает сверху вниз:



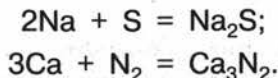
→  
химическая активность возрастает

**Ответ: 2.**

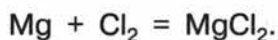
**Химические свойства металлов**

**1. Взаимодействие с простыми веществами — неметаллами.**

Большинство металлов могут быть окислены такими неметаллами, как галогены, кислород, сера, азот. Но для начала большинства таких реакций требуется предварительное нагревание. В дальнейшем реакция может идти с выделением большого количества тепла, что приводит к воспламенению металла:



При комнатной температуре возможны реакции только между самыми активными металлами (щелочными и щёлочноземельными) и самыми активными неметаллами (галогенами, кислородом).

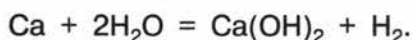
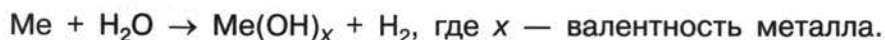


Щелочные металлы (Na, K) в реакции с кислородом образуют пероксиды и надпероксиды ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KO}_2$ ).

## 2. Взаимодействие со сложными веществами.

### а) Взаимодействие металлов с водой.

При комнатной температуре с водой взаимодействуют щелочные и щёлочноземельные металлы. В результате реакции замещения образуются щёлочь (растворимое основание) и водород:

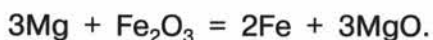


При нагревании с водой взаимодействуют остальные металлы, стоящие в ряду активности левее водорода. Магний реагирует с кипящей водой, алюминий после удаления оксидной плёнки с поверхности реагирует с водой при обычной температуре. В результате образуются нерастворимые основания — гидроксид магния или гидроксид алюминия — и выделяется водород. Металлы, находящиеся в ряду активности от цинка (включительно) до свинца (включительно), взаимодействуют с парами воды (т. е. при температуре выше  $100^\circ\text{C}$ ), при этом образуются оксиды соответствующих металлов и водород.

Металлы, стоящие в ряду активности правее водорода, с водой не взаимодействуют даже при нагревании.

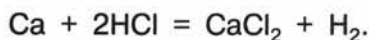
### б) Взаимодействие с оксидами.

Активные металлы взаимодействуют по реакции замещения с оксидами других металлов или неметаллов, восстанавливая их до простых веществ:



### в) Взаимодействие с кислотами.

Металлы, расположенные в ряду активности левее водорода, вступают в реакцию с кислотами с выделением водорода и образованием соответствующей соли:



Металлы, стоящие в ряду активности правее водорода, с растворами кислот не взаимодействуют.

Особое место занимают реакции металлов с азотной и концентрированной серной кислотами. Все металлы, кроме благородных (золото, платина), могут быть окислены этими кислотами-окислителями. В результате этих реакций всегда будут образовываться соответствующие соли, вода и продукт восстановления азота или серы соответственно.

### г) Взаимодействие с солями.

В соответствии с положением металла в ряду активности возможны реакции восстановления (вытеснения) менее активного металла из раствора его соли другим более активным металлом (начиная с магния). В результате реакции образуется соль более активного металла и простое вещество — менее активный металл:



## Задания для самостоятельной работы

51 С водой при обычных условиях реагирует:

- 1) медь
- 2) железо
- 3) свинец
- 4) барий

Ответ: ☐.

52 С литием реагирует:

- 1) азот
- 2) оксид натрия
- 3) кальций
- 4) фосфат кальция

Ответ: ☐.

53 С магнием не реагирует:

- 1) хлор
- 2) оксид кальция
- 3) соляная кислота
- 4) сульфат меди(II) (p-p)

Ответ: ☐.

54 Какой из указанных металлов вступает в реакцию с соляной кислотой?

- 1) серебро
- 2) золото
- 3) алюминий
- 4) медь

Ответ: ☐.

55 С медью не реагирует:

- 1) хлор
- 2) кислород

- 3) серная кислота (конц.)
- 4) хлорид железа(II) (p-p)

Ответ: ☐.

56 Какой из указанных металлов проявляет наибольшую химическую активность в реакции с водой?

- 1) натрий
- 2) калий
- 3) цинк
- 4) магний

Ответ: ☐.

57 Какие вещества образуются при взаимодействии цинка с разбавленной серной кислотой?

- 1) сульфат цинка, вода и оксид серы(IV)
- 2) сульфат цинка и водород
- 3) сульфит цинка и водород
- 4) сульфид цинка и вода

Ответ: ☐.

58 Магний при обычных условиях вступает в реакцию с каждым из двух веществ:

- 1) вода и соляная кислота
- 2) вода и гидроксид натрия
- 3) соляная кислота и гидроксид натрия
- 4) соляная кислота и раствор сульфата меди(II)

Ответ: ☐.

59 С разбавленной серной кислотой не реагирует:

- 1) железо
- 2) цинк
- 3) медь
- 4) магний

Ответ: ☐.

60 Медь реагирует с раствором:

- 1)  $\text{AgNO}_3$
- 2)  $\text{FeSO}_4$
- 3)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- 4)  $\text{NaOH}$

Ответ: ☐

## ЗАНЯТИЕ 16

### Алюминий. Железо

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства простых веществ — металлов: алюминия и железа.

Химические свойства соединений алюминия и железа.

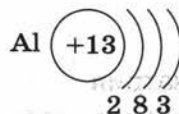
#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

- химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей);
- взаимосвязь между составом, строением и свойствами неорганических веществ.

#### Содержание занятия

**Алюминий (Al).** Во внешнем электронном слое у атома алюминия находится 3 электрона. Распределение электронов в атоме алюминия:

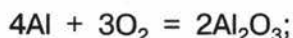


В химических реакциях он выступает в качестве восстановителя. Характерная степень окисления алюминия +3.

Алюминий — активный металл. Но при нормальных условиях алюминий покрыт тонкой и прочной оксидной плёнкой и потому не реагирует с классическими окислителями: с  $\text{H}_2\text{O}$  ( $t^\circ$ ),  $\text{O}_2$ ,  $\text{HNO}_3$  (без нагревания). Благодаря этому алюминий практически не подвержен коррозии. Однако при разрушении оксидной плёнки алюминий выступает как активный металл-восстановитель.

Легко реагирует с простыми веществами:

— с кислородом:



— с галогенами:



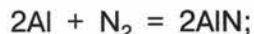


С другими неметаллами реагирует при нагревании:

а) с серой, образуя сульфид алюминия:



б) с азотом, образуя нитрид алюминия:



в) с углеродом, образуя карбид алюминия:

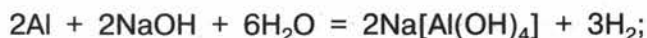


Алюминий реагирует со сложными веществами:

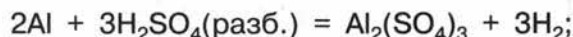
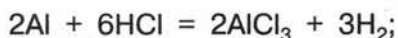
— с водой (после удаления защитной оксидной плёнки, например, амальгамированием или растворами горячей щёлочи):



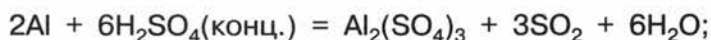
— со щелочами (с образованием тетрагидроксоалюминатов и других алюминатов):



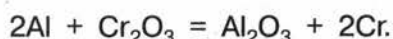
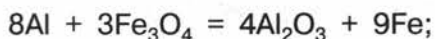
— легко растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах:



— при нагревании растворяется в кислотах — окислителях, образующих растворимые соли алюминия (холодные концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют алюминий):



— восстанавливает металлы из их оксидов (этот метод получения простых веществ — металлов называется алюминотермией):



Приведём пример выполнения задания.

**Пример 1.** При обычных условиях алюминий взаимодействует с каждым из двух веществ:

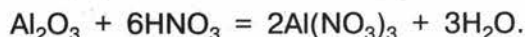
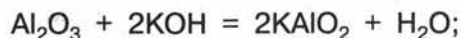
- 1)  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CO}_2$
- 2)  $\text{CaO}$  и  $\text{HNO}_3(\text{конц.})$
- 3)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{p-p})$
- 4)  $\text{CuSO}_4(\text{p-p})$  и  $\text{HCl}(\text{p-p})$

Алюминий, как и все металлы, — сильный восстановитель, а следовательно, может вступать в реакции с некоторыми веществами, проявляющими окислительные свойства.

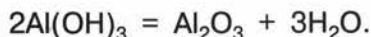
При обычных условиях алюминий может реагировать с водой, если разрушить оксидную плёнку на его поверхности, но не может взаимодействовать с углекислым газом (кислотный оксид со слабыми окислительными свойствами). Не реагирует алюминий и с концентрированной азотной кислотой и оксидом активного металла (CaO); при нагревании реагирует с оксидами менее активных металлов и не может вытеснить более активный металл из соли (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). А вот с соляной кислотой и солью, содержащей малоактивный металл (Cu), реагирует при обычных условиях. **Ответ: 4.**

### Свойства оксида и гидроксида алюминия

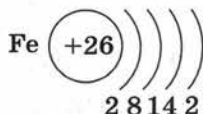
Оксид и гидроксид алюминия — белые твёрдые вещества, которые обладают амфотерными свойствами, т. е. взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами:



Гидроксид алюминия разлагается при нагревании, в результате чего образуются оксид алюминия и вода:



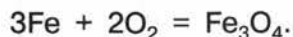
**Железо (Fe)** — элемент побочной подгруппы восьмой группы четвёртого периода ПСХЭ. Во внешнем четвёртом слое атома железа находится 2 электрона:



Основные степени окисления железа +2 и +3, менее характерна для железа степень окисления +6.

Простое вещество железо — ковкий металл серебристо-белого цвета с высокой химической реакционной способностью: железо быстро корродирует при высоких температурах или при высокой влажности на воздухе. В чистом кислороде железо горит, а в мелкодисперсном состоянии самовозгорается и на воздухе.

С кислородом железо реагирует при нагревании. При сгорании железа в кислороде образуется оксид Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> (железная окалина):

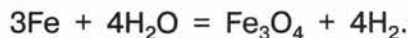


При нагревании порошка серы и железа образуется сульфид железа(II):

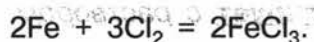


При нагревании железо реагирует с галогенами, азотом, фосфором, кремнием, углеродом.

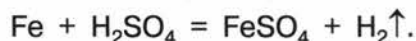
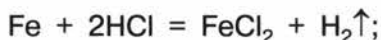
При высокой температуре (выше 700 °C) железо реагирует с парами воды:



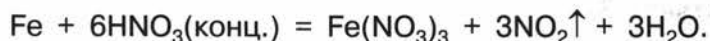
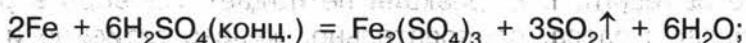
Железо горит в хлоре, при этом образуется хлорид железа(III):



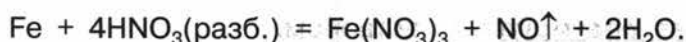
С соляной и разбавленной (приблизительно 20%-ной) серной кислотами железо реагирует с образованием солей железа(II):



Железо не растворяется в холодных концентрированных серной и азотной кислотах из-за пассивации поверхности металла прочной оксидной плёнкой. Горячие концентрированные серная и азотная кислоты взаимодействуют с железом при нагревании:

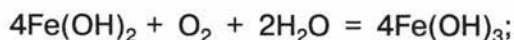


При обычных условиях разбавленная азотная кислота реагирует с железом с образованием нитрата железа(III) и оксида азота(II):

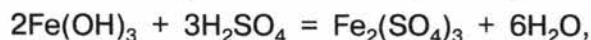
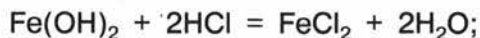


### Свойства оксидов и гидроксидов железа

Оксид железа(II)  $\text{FeO}$  (твёрдое вещество чёрного цвета) обладает основными свойствами. Ему отвечает нерастворимое основание — гидроксид железа(II)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  (твёрдое вещество светло-зелёного цвета), которое легко окисляется кислородом воздуха или раствором пероксида водорода в гидроксид железа(III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  (твёрдое вещество бурого цвета):



Оксид железа(III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  слабо амфотерен, ему отвечает основание  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Оба основания железа растворяются в растворах кислот:



а при нагревании разлагаются:



Гидроксид железа(III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  проявляет слабо амфотерные свойства, он способен реагировать только с концентрированными растворами щелочей:



При хранении водных растворов солей железа(II) наблюдается окисление железа(II) до железа(III).

**Пример 2. Железо не реагирует с раствором:**

- 1) хлороводородной кислоты
- 2) серной кислоты
- 3) хлорида бария
- 4) нитрата серебра

**Решение.**

Начать нужно с общего анализа свойств железа. Железо реагирует с неметаллами, растворами кислот и тех солей, в состав которых входят менее активные металлы. Следовательно, с соляной и серной кислотами реакция пойдёт. А вот более активный металл — барий (см. ряд активности металлов) из раствора соли (хлорида) железо не вытеснит, т. е. реакция не пойдёт. Серебро в ряду активности расположено правее железа, следовательно, железо активнее и реакция замещения пойдёт. **Ответ: 3.**

**Задания для самостоятельной работы****61** Алюминий не реагирует с раствором:

- 1) серной кислоты
- 2) сульфата магния
- 3) гидроксида натрия
- 4) нитрата меди(II)

**Ответ:** ☐**62** Железо не реагирует с раствором:

- 1) соляной кислоты
- 2) азотной кислоты
- 3) хлорида натрия
- 4) нитрата меди(II)

**Ответ:** ☐**63** Алюминий реагирует с

- 1) магнием
- 2) оксидом углерода(II)
- 3) гидроксидом железа(II)
- 4) нитратом серебра (p-p)

**Ответ:** ☐

**64** Железо реагирует с

- 1) бромом
- 2) оксидом натрия
- 3) хлоридом кальция
- 4) гидроксидом натрия

Ответ: ☐.

**65** С разбавленным раствором каждого из веществ: KOH, HCl, AgNO<sub>3</sub> — взаимодействует:

- 1) Cu
- 2) Mg
- 3) Al
- 4) Fe

Ответ: ☐.

**66** В реакцию с железом может вступать каждое из двух веществ:

- 1) CuSO<sub>4</sub> и O<sub>2</sub>
- 2) S и NaOH(р-р)
- 3) MgCl<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>O
- 4) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Ответ: ☐.

**67** Хлорид железа(III) образуется в результате взаимодействия железа с

- 1) хлороводородом
- 2) раствором хлорида меди(II)
- 3) хлоридом алюминия
- 4) хлором

Ответ: ☐.

**68** Алюминий взаимодействует с каждым из двух веществ:

- 1) Cl<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 2) S и NaCl

3)  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$

4)  $\text{K}_2\text{O}$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

Ответ: ☐.

**69** Алюминий не реагирует с

- 1) водой
- 2) гидроксидом калия
- 3) соляной кислотой
- 4) хлоридом натрия

Ответ: ☐.

**70** Железо при обычных условиях вступает в реакцию с каждым из двух веществ:

- 1) оксидом серы(VI) и кислородом
- 2) водородом и углеродом
- 3) кислородом и хлором
- 4) водой и цинком

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 17

### Химические свойства веществ IVA группы

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства простых веществ — неметаллов: углерода и кремния.  
Химические свойства соединений углерода и кремния.

#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

- химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей);
- взаимосвязь между составом, строением и свойствами неорганических веществ.

#### Содержание занятия

К химическим элементам IVA группы относятся углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb.



В ряду  $C — Si — Ge — Sn — Pb$  из-за различной химической природы элементов их разбивают на две подгруппы: углерод и кремний составляют подгруппу углерода, германий, олово, свинец — подгруппу германия.

Электронные конфигурации внешнего слоя атомов элементов  $ns^2np^2$ , в соединениях углерод и кремний могут проявлять степени окисления от  $-4$  до  $+4$ . Углерод и кремний проявляют свойства типичных неметаллов, для германия характерны переходные свойства, а олово и свинец — типичные металлы. С увеличением атомного номера в подгруппе уменьшается электроотрицательность элементов. Для углерода и кремния характерны ковалентные соединения, для олова и свинца — ионные.

В ряду  $C — Si — Ge — Sn — Pb$  наблюдается монотонное изменение свойств от неметаллических к металлическим. Об усилении металлических свойств свидетельствует изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов элементов в степени окисления  $+4$  при переходе от углерода к свинцу:  $CO_2$  — кислотные свойства,  $SiO_2$  — слабо выраженные кислотные свойства,  $GeO_2$  — амфотерные свойства.

Кислотные свойства соответствующих гидроксидов изменяются аналогично.

Углерод встречается в атмосфере в виде  $CO_2$ , из него образованы многие минералы и горные породы, например мел, известняк, мрамор (химическая формула которых  $CaCO_3$ ), доломит  $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ , малахит  $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ . Углерод входит в состав белков, нуклеиновых кислот, углеводов — веществ, без которых невозможна жизнь.

Углерод образует несколько простых веществ (аллотропных видоизменений): алмаз, графит, фуллерен и др.

Алмаз представляет собой бесцветные прозрачные кристаллы. Это высокопрочное вещество, имеющее уникальную твёрдость и отличную преломляющую способность, что важно для создания абразивных материалов, режущих инструментов и ювелирных украшений.

Графит — серое непрозрачное, жирное на ощупь вещество. Его широко применяют в качестве электродного материала в электрохимии, он входит в состав смазок, используется в качестве замедлителя нейтронов в ядерных реакторах.

Кремний аморфный представляет собой бурый порошок, кристаллический — светло-серые твёрдые хрупкие кристаллы металлического вида. Кристаллический кремний подобен алмазу.

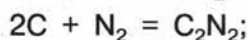
Кремний широко используется в микроэлектронике в качестве полупроводникового материала для микросхем и в металлургии для получения чистых металлов.

### Химические свойства простых веществ: углерода и кремния

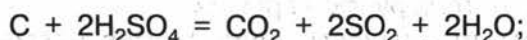
1. В реакциях с простыми веществами, образованными более электроотрицательными элементами (кислород, галогены, азот, сера), углерод и кремний проявляют свойства восстановителей. При нагревании графита и кремния с избытком кислорода образуются высшие оксиды:



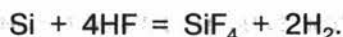
Со фтором углерод и кремний реагируют при обычных условиях, а сера и азот вступают в реакции с углеродом и кремнием только при сильном нагревании:



2. Реакции с кислотами. К действию обычных кислот углерод и кремний устойчивы. Углерод окисляется концентрированными серной и азотной кислотами:



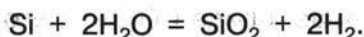
а кремний реагирует с фтороводородом:



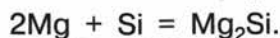
3. Реакции со щелочами. Кремний растворяется в водных растворах щелочей с выделением водорода:



4. Взаимодействие с водой. В обычных условиях углерод и кремний с водой не взаимодействуют, но при высокой температуре они реагируют с водяным паром:



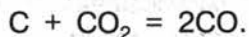
5. Окислительные свойства углерода и кремния проявляются в реакциях с активными металлами, при этом образуются карбиды и силициды:



### Кислородные соединения углерода и кремния

Оксид углерода(II) CO, или угарный газ, при обычных условиях — газ без цвета и запаха,  $t_{\text{пл}} = -205^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = -191,5^\circ\text{C}$ . Он сильно ядовит, горит голубоватым пламенем, легче воздуха, плохо растворим в воде.

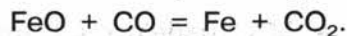
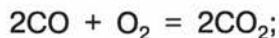
Угарный газ образуется при сжигании углерода в недостатке кислорода, кроме того, CO можно получать при взаимодействии раскалённого угля с водяным паром или с диоксидом углерода:



#### Химические свойства

1. В обычных условиях оксид углерода(II) не взаимодействует с водой, щелочами и кислотами.

2. При повышенной температуре CO взаимодействует с кислородом и оксидами металлов:

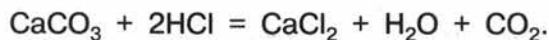


Оксид углерода(IV) (диоксид углерода, углекислый газ, угольный ангидрид)  $\text{CO}_2$  — газ без цвета и запаха, не поддерживающий дыхания и горения, тяжелее воздуха,  $t_{\text{пл}} = -57^\circ\text{C}$ , растворим в воде.

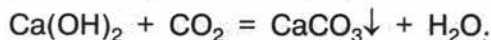
В промышленности для получения оксида углерода(IV) используют высокотемпературное разложение мрамора:



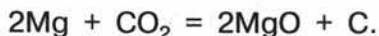
В лаборатории для получения больших количеств диоксида углерода на мрамор действуют соляной кислотой:



Для обнаружения выделяющегося  $\text{CO}_2$  его пропускают через известковую воду, при этом выпадает белый осадок карбоната кальция:



Необходимо помнить, что в атмосфере  $\text{CO}_2$  зажжённый магний не гаснет, а продолжает гореть:



Приведём пример выполнения задания.

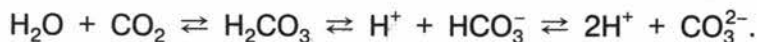
**Пример 1.** Углекислый газ реагирует с каждым из двух веществ:

- 1)  $\text{HCl}$  и  $\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{KOH}$  и  $\text{NaCl}$
- 3)  $\text{Ba(OH)}_2$  и  $\text{CaO}$
- 4)  $\text{HNO}_3$  и  $\text{SiO}_2$

**Решение.**

Углекислый газ ( $\text{CO}_2$ ) как кислотный оксид реагирует с водой, основными оксидами и щелочами и не реагирует с кислотными оксидами и кислотами. С этой точки зрения не могут быть верными варианты ответа 1 и 4 (из-за  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ). Остаются варианты ответа 2 и 4. Однако во второй вариант ответа включён хлорид натрия — растворимая соль, которая не реагирует с  $\text{CO}_2$ . А вот вариант ответа 3, включающий два вещества с основными свойствами (основание и оксид) —  $\text{Ba(OH)}_2$  и  $\text{CaO}$ , верный. И в том и в другом случае в результате реакции будет образовываться соль.

Угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  в незначительных количествах образуется при растворении углекислого газа в воде, при этом в растворе существуют следующие равновесия:

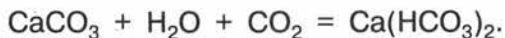


Угольная кислота очень слабая и неустойчива в свободном виде. Как двухосновная кислота она образует средние соли — карбонаты и кислые соли — гидрокарбонаты. При действии на соли угольной кислоты сильных кислот выделяется углекислый газ, что используют как качественную реакцию на эти соли:



Из всех карбонатов в воде растворимы только карбонаты щелочных металлов ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$  растворим хуже всех) и аммония. Гидрокарбонаты большинства металлов хорошо растворимы в воде.

Под действием избытка оксида углерода(IV) нерастворимые в воде карбонаты превращаются в растворимые гидрокарбонаты:



При нагревании гидрокарбонаты распадаются на карбонаты, углекислый газ и воду:



Все карбонаты, кроме термически устойчивых карбонатов щелочных металлов, при нагревании разлагаются на оксид металла и диоксид углерода:

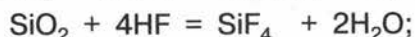
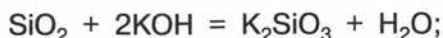


Из солей угольной кислоты наибольшее практическое значение имеют сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и её различные кристаллогидраты:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (кристаллическая сода),  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , а также поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , мел, известняк и мрамор, имеющие состав  $\text{CaCO}_3$ .

Оксид кремния(IV), или кремнезём,  $\text{SiO}_2$  — твёрдое, очень тугоплавкое вещество (температура плавления более  $1700^\circ\text{C}$ ), встречается в природе в виде минералов кварца и др.

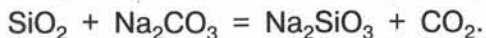
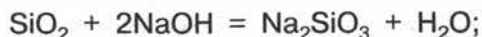
#### Химические свойства

1. Все формы  $\text{SiO}_2$  в воде практически нерастворимы, при обычных условиях на них действуют лишь растворы щелочей, фтор, газообразный фтороводород и плавиковая кислота:



Последнюю реакцию используют при травлении стекла.

2. Оксид кремния(IV) — типичный кислотный оксид, поэтому при сплавлении он реагирует с основными оксидами, щелочами и карбонатами с образованием силикатов:



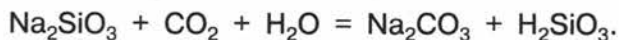
Приведённые выше реакции диоксида кремния с оксидами и солями лежат в основе промышленного получения различных стёкол, а также цемента.

Кремниевые кислоты получают действием минеральных кислот на растворы силикатов или гидролизом галогенидов и сульфидов кремния, поскольку прямое взаимодействие кремнезёма с водой невозможно.

Силикаты — соли метакремниевой, или просто кремниевой, кислоты  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Из них в воде растворимы только силикаты натрия и калия, называемые жидким стеклом. Жидкое стекло используют для укрепления грунтов, для изготовления силикатного клея и огнеупорных тканей. Остальные силикаты — тугоплавкие, нерастворимые в воде вещества. При нагревании кремниевая кислота разлагается:



Реакция силикатов с углекислым газом является качественной для обнаружения силикат-ионов:



Приведём пример выполнения задания.

**Пример 2.** Кремниевая кислота реагирует с:

- 1)  $\text{KNO}_3$
- 2)  $\text{H}_2\text{S}$
- 3)  $\text{CO}_2$
- 4)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$

**Решение.**

Кремниевая кислота, как было указано выше, очень слабая, нерастворимая кислота, а следовательно, практически не диссоциирует на ионы водорода и кислотного остатка. Это, в свою очередь, приводит к тому, что в реакцию с металлами, основными оксидами, нерастворимыми основаниями и солями, характерными для большинства кислот, она не вступает. Не реагирует кремниевая кислота и с кислотами, кислотными оксидами. Единственное, с чем реагирует кремниевая кислота, — это щёлочи, т. е. растворимые основания. **Ответ: 4.**

### Задания для самостоятельной работы

**71** Углерод не реагирует с:

- 1) оксидом железа(II)
- 2) кислородом
- 3) водородом
- 4) хлоридом натрия

**Ответ:** ☐ 1.

**72** С кремнием реагирует:

- 1) вода
- 2) соляная кислота
- 3) силикат кальция
- 4) гидроксид натрия

**Ответ:** ☐ 2.

**73** Окислительные свойства углерод проявляет при взаимодействии с:

- 1)  $\text{O}_2$
- 2)  $\text{Ca}$

3)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

4)  $\text{CuO}$

Ответ: ☐.

74 С углеродом **не реагирует**:

1) натрий

2) водород

3) оксид углерода(II)

4) серная кислота (конц.)

Ответ: ☐.

75 Оксид кремния реагирует с:

1) оксидом серы(IV)

2) гидроксидом натрия

3) серной кислотой

4) сульфатом калия

Ответ: ☐.

76 Оксид углерода(IV) реагирует с каждым из двух веществ:

1)  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{KCl}$

2)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и  $\text{SiO}_2$

3)  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и  $\text{O}_2$

4)  $\text{CaO}$  и  $\text{KOH}$

Ответ: ☐.

77 Оксид кремния реагирует с:

1) серной кислотой

2) оксидом магния

3) хлоридом натрия

4) фосфатом бария

Ответ: ☐.



**78** Оксид углерода(IV) взаимодействует с:

- 1)  $\text{KNO}_3$
- 2)  $\text{P}_2\text{O}_5$
- 3)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 4)  $\text{HCl}$

Ответ: ☐.

**79** С раствором карбоната калия реагирует:

- 1)  $\text{HCl}$
- 2)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- 3)  $\text{KOH}$
- 4)  $\text{O}_2$

Ответ: ☐.

**80** При взаимодействии силиката натрия и соляной кислоты образуются:

- 1) хлор и оксид кремния
- 2) сульфат натрия и вода
- 3) оксид кремния, водород и хлорид натрия
- 4) кремниевая кислота и хлорид натрия

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 18

### Химические свойства неметаллов VA группы

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства простых веществ-неметаллов: азота и фосфора.  
Химические свойства соединений азота и фосфора.

#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

- химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей);
- взаимосвязь между составом, строением и свойствами неорганических веществ.

### Содержание занятия

В главную подгруппу V группы входят химические элементы азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня —  $ns^2np^3$ , для элементов-неметаллов подгруппы характерны степени окисления от -3 до +5. Для первых представителей подгруппы — азота и фосфора — характерны неметаллические свойства, мышьяк и сурьма уже проявляют металлические свойства, висмут — типичный металл.

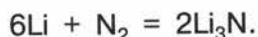
Азот  $N_2$  — при обычных условиях бесцветный газ, не имеющий запаха; основной компонент воздуха (78 % по объёму).

Элемент азот входит в состав растений и организмов животных в форме белков, для синтеза которых используются нитраты.

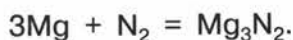
Фосфор содержится в костях, нервных и мышечных тканях, зубной эмали и участвует в процессах обмена веществ. Для фосфора характерны несколько аллотропных модификаций. Главные из них — белый, красный и чёрный фосфор, которые при определённых условиях могут превращаться друг в друга.

#### Химические свойства простых веществ: азота и фосфора

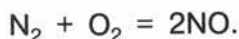
Азот вступает в химические реакции только при условии, что при образовании связей в продуктах реакции выделяется энергия, достаточная для разрыва связи в молекуле азота. При обычных условиях азот реагирует только с литием:



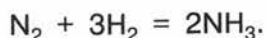
Реакция с магнием возможна при сильном нагревании:



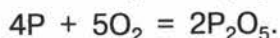
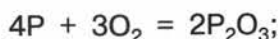
Для вступления азота в химическую реакцию необходима активация его молекул нагреванием, облучением или электрическим разрядом. Так, с кислородом азот взаимодействует только в электрическом разряде, образуя оксид азота(II):



С водородом реакция идёт только при нагревании (хотя процесс и экзотермический), высоком давлении и в присутствии катализатора:

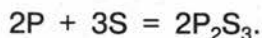
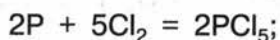
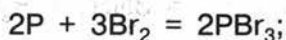


Для фосфора наиболее активной модификацией является белый фосфор, состоящий из молекул  $P_4$ . Красный фосфор — аморфное полимерное неядовитое вещество. Чёрный фосфор — полимерное вещество с металлическим блеском, полупроводник. Белый фосфор — прозрачное, мягкое, активное вещество, растворим в сероуглероде  $CS_2$ , эфире, но нерастворим в воде, поэтому его хранят под слоем воды. Уже при комнатной температуре мелкодисперсный белый фосфор самовоспламеняется, образуя, в зависимости от количества кислорода, оксиды  $P_2O_3$  или  $P_2O_5$  (точнее,  $P_4O_6$  и  $P_4O_{10}$ ):



Белый фосфор может воспламениться даже под водой под воздействием струи газообразного кислорода.

В отличие от азота белый фосфор активно реагирует с галогенами, серой с образованием  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{PBr}_5$ ,  $\text{PBr}_3$ ,  $\text{P}_2\text{S}_5$ ,  $\text{P}_2\text{S}_3$ :



Красный и чёрный фосфор гораздо менее активны, эти модификации вступают в различные химические реакции при более высоких температурах.

Как и азот, фосфор реагирует с металлами, образуя фосфиды, которые, как и нитриды, легко разлагаются водой:

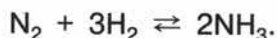


### Водородные соединения азота и фосфора

Аммиак  $\text{NH}_3$  — бесцветный газ с резким запахом (запах нашатырного спирта), сжижается при  $-33,4^\circ\text{C}$  и затвердевает при  $-77,7^\circ\text{C}$ , очень хорошо растворим в воде.

#### Получение

1. В промышленности аммиак получают синтезом из водорода и азота:



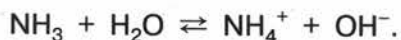
2. В лаборатории аммиак обычно получают, нагревая смесь хлорида аммония и гидроксида кальция:



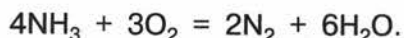
Реакция солей аммония со щелочами, сопровождающаяся выделением аммиака, является качественной реакцией на ионы аммония.

#### Химические свойства

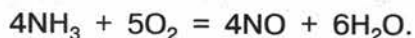
1. Раствор аммиака — слабое основание, в воде имеет щелочную реакцию среды из-за установления в нём следующего равновесия:



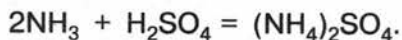
2. Аммиак за счёт атома азота проявляет только восстановительные свойства, так как содержит азот в отрицательной степени окисления. В отсутствие катализатора при окислении аммиака кислородом образуется азот:



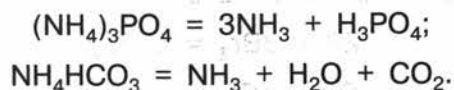
В присутствии катализатора аммиак окисляется до оксида азота(II):



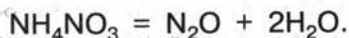
Соли аммония образуются при взаимодействии аммиака с кислотами. Все они хорошо растворимы в воде:



Соли аммония термически неустойчивы и при нагревании разлагаются. При этом образуется аммиак:



Если соль образована кислотой-окислителем, то при нагревании происходит окислительно-восстановительная реакция:



Аммиак находит применение в производстве азотной кислоты и азотных удобрений: нитрата аммония  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , карбамида (мочевины)  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , аммофоса.

Фосфин  $\text{PH}_3$  — чрезвычайно ядовитый газ,  $t_{\text{пл}} = -134^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = -88^\circ\text{C}$ , практически не растворяется в воде. Это менее устойчивое соединение и более сильный восстановитель. На воздухе фосфин самопроизвольно воспламеняется, образуя фосфорную кислоту:



В ряду  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{SbH}_3 \rightarrow \text{BiH}_3$  восстановительные свойства водородных соединений элементов усиливаются.

### Кислородсодержащие соединения азота и фосфора

#### Оксиды азота и фосфора

Кислородные соединения азота сильно различаются по своим химическим и физическим свойствам. Степень окисления азота в них изменяется от +1 до +5. Среди оксидов азота есть бесцветные ( $\text{N}_2\text{O}$  и  $\text{NO}$ ) и бурый ( $\text{NO}_2$ ) газы, синяя жидкость ( $\text{N}_2\text{O}_3$ ) и кристаллическое вещество ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ). Сходство оксидов азота обусловлено тем, что они образованы сильно электроотрицательными атомами кислорода и азота, поэтому связи в молекулах ковалентные, и, следовательно, все вещества имеют низкие температуры плавления и кипения. Все эти оксиды довольно реакционноспособны, и часто одним из продуктов, в который превращается оксид, является азот, обладающий высокой химической стабильностью.

Оксид азота(I)  $\text{N}_2\text{O}$  — «веселящий газ». Это название связано с тем, что оксид является наркотическим средством и вдыхание его в небольших дозах вызывает конвульсивный смех.

Оксид азота(II)  $\text{NO}$  — бесцветный газ, плохо растворим в воде,  $t_{\text{пл}} = -164^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = -152^\circ\text{C}$ .

В лаборатории его получают действием азотной кислоты средней концентрации на различные металлы:



#### Химические свойства

Оксид азота(II) проявляет свойства и восстановителя, и окислителя.

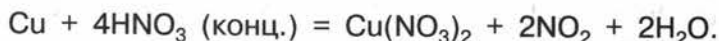
Важным химическим свойством  $\text{NO}$  является способность окисляться галогенами и присоединять кислород с образованием бурого газа  $\text{NO}_2$ :



Диоксид азота  $\text{NO}_2$  — бурый газ (иногда его называют «лисий хвост») с характерным запахом, очень ядовит,  $t_{\text{пл}} = -11,2^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 21^\circ\text{C}$ .

*Получение*

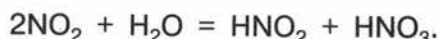
1. Основной лабораторный способ получения  $\text{NO}_2$  заключается во взаимодействии концентрированной азотной кислоты с тяжёлыми металлами:



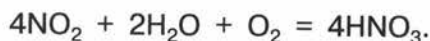
2. Особо чистый оксид  $\text{NO}_2$  получают при термическом разложении нитратов меди и свинца:

*Химические свойства*

1. При растворении в воде на холоде  $\text{NO}_2$  обратимо диспропорционирует:



При растворении  $\text{NO}_2$  в воде в присутствии кислорода получается только азотная кислота:

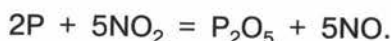
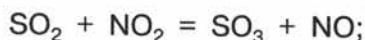
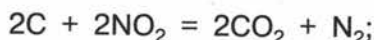


Эту реакцию используют при получении азотной кислоты.

2. Диоксид азота диспропорционирует и при взаимодействии с растворами щелочей:



3. Оксид  $\text{NO}_2$  — окислитель, в его парах окисляются многие вещества:

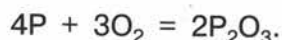


Оксид азота(V)  $\text{N}_2\text{O}_5$  — белое кристаллическое гигроскопичное вещество, сильный окислитель.

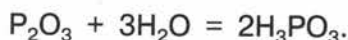
Важнейшее свойство оксида  $\text{N}_2\text{O}_5$  — образование азотной кислоты при взаимодействии с водой:



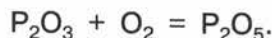
Оксид фосфора(III)  $\text{P}_2\text{O}_3$  — белое кристаллическое вещество ( $t_{\text{пл}} = 24^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 175^\circ\text{C}$ ), образуется при медленном окислении белого фосфора кислородом:



Оксид фосфора(III) является типичным кислотным оксидом, при взаимодействии его с холодной водой образуется фосфористая кислота:

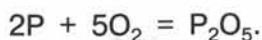


При взаимодействии с кислородом  $\text{P}_2\text{O}_3$  проявляет восстановительные свойства:

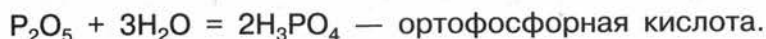


Оксид фосфора(V)  $\text{P}_2\text{O}_5$  — наиболее стабильный оксид фосфора — твёрдое белое гигроскопичное вещество,  $t_{\text{пл}} = -569^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 591^\circ\text{C}$ .

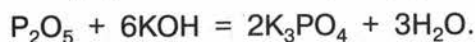
Получают оксид фосфора(V) при сжигании фосфора в избытке кислорода:



Оксид фосфора(V) активно взаимодействует с водой, при этом образуются различные фосфорные кислоты:

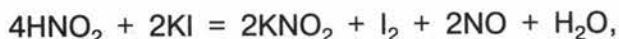


Оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$  является типичным кислотным оксидом, поэтому он активно взаимодействует с основными оксидами и основаниями с образованием солей:



*Азотистая и азотная кислоты. Нитраты*

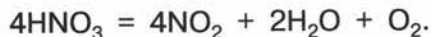
Азотистая кислота  $\text{HNO}_2$  — неустойчивая слабая кислота, проявляющая свойства как окислителя:



так и восстановителя:



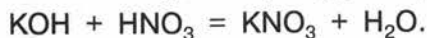
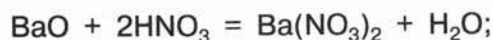
Азотная кислота  $\text{HNO}_3$  — бесцветная жидкость с резким удушливым запахом, неограниченно смешивающаяся с водой,  $t_{\text{пл}} = -41,6^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 82,6^\circ\text{C}$ . Обычно азотная кислота окрашена в бурый цвет из-за частичного разложения и выделения  $\text{NO}_2$ :



Азотная кислота необходима для получения удобрений, взрывчатых веществ, красителей.

*Химические свойства*

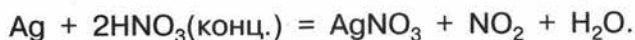
1. Азотная кислота — сильная, поэтому она вступает во все реакции, характерные для кислот:



2. Окисление металлов. Важное свойство азотной кислоты — её ярко выраженная окислительная способность. Нитрат-ион, содержащий азот в степени окисления +5, в зависимости от условий (концентрация кислоты, природа восстановителя, температура) может принимать от одного до восьми электронов и превращаться в  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$  и др.

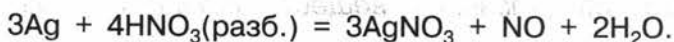
Необходимо заметить, что азотная кислота обладает окислительной способностью при любой концентрации, но, чем концентрированнее кислота, тем меньше она восстанавливается.

Продукт восстановления концентрированной азотной кислоты малоактивными металлами —  $\text{NO}_2$ :



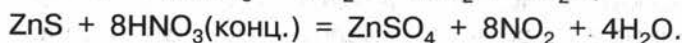
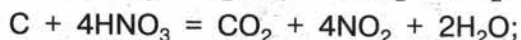
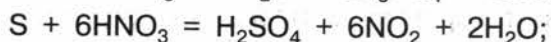
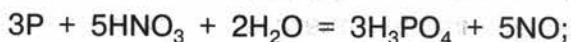


Продукт восстановления разбавленной кислоты определяется её концентрацией:



Азотная кислота взаимодействует почти со всеми металлами, за исключением Au, Pt, W. Концентрированная  $\text{HNO}_3$  не реагирует при обычных условиях с Fe, Al и Cr из-за образования на поверхности металлов плотной оксидной плёнки, препятствующей взаимодействию с азотной кислотой. Однако при сильном нагревании она взаимодействует и с этими металлами с выделением  $\text{NO}_2$ .

3. Взаимодействие с неметаллами и сложными веществами. В зависимости от условий проведения реакции азотная кислота при этом восстанавливается до NO или  $\text{NO}_2$ :



*Нитраты* — соли азотной кислоты, как правило, хорошо растворимы в воде. Нитраты калия, натрия, кальция и аммония называют селитрами. Водные растворы нитратов не обладают окислительными свойствами в отличие от расплавов, которые являются сильными окислителями.

В зависимости от катиона металла разложение нитратов происходит по-разному. Можно выделить три группы солей.

Нитраты щелочных металлов (кроме лития) разлагаются при нагревании на нитрит и кислород:



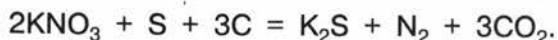
Нитраты большинства металлов (лития, а также стоящих в ряду напряжений от щёлочноземельных металлов до меди включительно) при термическом разложении образуют оксид металла,  $\text{NO}_2$  и кислород:



Нитраты серебра и ртути разлагаются до металла,  $\text{NO}_2$  и кислорода:



При сплавлении смеси калийной селитры, серы и угля (чёрного пороха) наблюдается сильная вспышка за счёт протекания следующего процесса:



Выделение большого количества энергии при взрыве связано в основном с образованием крайне стабильной молекулы  $\text{N}_2$ .

*Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли*

Ортофосфорная (фосфорная) кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  представляет собой прозрачные кристаллы, расплывающиеся на воздухе, неограниченно растворимые в воде,  $t_{\text{пл}} = 42^\circ\text{C}$ .

Фосфорная кислота проявляет все свойства, характерные для класса кислот, т. е. реагирует с металлами, оксидами металлов, основаниями и солями.

Приведём пример решения задания.

**Пример 1.** Какое из указанных веществ вступает в реакцию с оксидом фосфора(V)?

- 1) кислород
- 2) вода
- 3) оксид углерода(IV)
- 4) силикат кальция

**Решение.**

Оксид фосфора(V) — высший кислотный оксид, что позволяет сделать вывод о его способности реагировать главным образом с веществами, обладающими основными свойствами, например с основными оксидами и основаниями. Однако среди предложенных вариантов ответа этих групп веществ нет. Вместе с тем для кислотных оксидов не характерны реакции с другими кислотными оксидами, в данном случае с  $\text{CO}_2$ . Как высший оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$  не будет реагировать с окислителями, каковым является кислород. А вот с водой оксид фосфора(V) реагирует хорошо, с образованием фосфорной кислоты. Реакция с силикатом кальция также не пойдёт, так как вытеснить нелетучий оксид кремния из кислотного остатка соли оксид фосфора не сможет. **Ответ:** 2.

**Пример 2.** Ортофосфорная кислота взаимодействует с

- 1) медью
- 2) нитратом натрия
- 3) аммиаком
- 4) гидроксидом калия
- 5) оксидом кальция
- 6) оксидом серы(IV)

Ортофосфорная кислота является электролитом, образующим при диссоциации ионы водорода, следовательно, она характеризуется всеми свойствами неорганических кислот. Она взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, оксидами металлов, гидроксидами металлов и солями. Это положение помогает выбрать правильный ответ: аммиак, гидроксид калия и оксид кальция. С нитратом натрия реакция не идёт, оксид серы(IV) является кислотным оксидом и поэтому не реагирует с кислотой, а медь стоит в ряду напряжений после водорода. **Ответ:** 3, 4, 5.

**Задания для самостоятельной работы**

**81** Азот реагирует с

- 1) водой
- 2) соляной кислотой
- 3) кислородом
- 4) фосфором

**Ответ:** ☐.

**82** Фосфор реагирует с

- 1) хлором
- 2) аммиаком
- 3) оксидом углерода(IV)
- 4) соляной кислотой

Ответ: ☐.

**83** С хлоридом аммония реагирует:

- 1) гидроксид кальция
- 2) серная кислота
- 3) нитрат бария
- 4) серебро

Ответ: ☐.

**84** С водой не взаимодействует:

- 1)  $\text{NO}_2$
- 2)  $\text{NO}$
- 3)  $\text{N}_2\text{O}_3$
- 4)  $\text{N}_2\text{O}_5$

Ответ: ☐.

**85** Самовоспламеняется на воздухе:

- 1) жидкий азот
- 2) фосфор белый
- 3) фосфор красный
- 4) сера пластическая

Ответ: ☐.

**86** Оксид фосфора(III) не реагирует с

- 1)  $\text{O}_2$
- 2)  $\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{NaOH}$
- 4)  $\text{HCl}$

Ответ: ☐.

**87** Азот является восстановителем в реакции с

- 1) кислородом
- 2) водородом
- 3) натрием
- 4) литием

Ответ: ☐.

**88** При горении аммиака на воздухе образуется:

- 1)  $N_2$
- 2)  $N_2O$
- 3)  $NO$
- 4)  $HNO_3$

Ответ: ☐.

**89** Оксид азота(IV) не образуется при термическом разложении:

- 1)  $AgNO_3$
- 2)  $KNO_3$
- 3)  $Cu(NO_3)_2$
- 4)  $Fe(NO_3)_3$

Ответ: ☐.

**90** При взаимодействии оксида азота(IV) с раствором гидроксида натрия образуются:

- 1) только нитрат натрия и вода
- 2) только нитрит натрия и вода
- 3) смесь нитрита и нитрата натрия и вода
- 4) смесь нитрита и нитрида натрия

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 19

### Химические свойства неметаллов VIA группы

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства простых веществ-неметаллов: кислорода и серы.

Химические свойства соединений кислорода и серы.

#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

- химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей);
- взаимосвязь между составом, строением и свойствами неорганических веществ.

#### Содержание занятия

К элементам VIA группы относятся: кислород O, сера S, селен Se, теллур Te и радиоактивный полоний Po.

Электронная конфигурация внешнего электронного слоя атомов этих элементов (иногда называемых халькогенами) —  $ns^2np^4$ , для приобретения конфигурации инертного газа атомам не хватает только двух электронов, что объясняет их склонность проявлять окислительные свойства. При переходе от кислорода к полонию окислительные свойства простых веществ ослабевают. Наибольшей окислительной способностью обладают кислород и сера, являющиеся типичными неметаллами. Селен и теллур занимают промежуточное положение между неметаллами и металлами, а полоний — типичный металл.

Для всех элементов подгруппы (кроме полония) характерна степень окисления  $-2$ . Все элементы, за исключением кислорода, образуют также соединения, где их степень окисления равна  $+4$  или  $+6$ , это связано с наличием свободной  $d$ -орбитали в электронной оболочке атома.

Первый представитель группы — кислород по электроотрицательности уступает только фтору, поэтому для него почти всегда характерна степень окисления  $-2$ . В соединениях со фтором степени окисления кислорода  $+2$  ( $OF_2$ ) и  $+1$  ( $O_2F_2$ ), в пероксидах  $-1$ .

От кислорода к теллуру темнеет окраска неметаллических модификаций:  $O_2$  — бесцветный газ, у S жёлтая окраска, Se — красный, Te — коричневый.

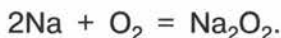
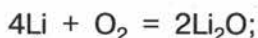
#### Кислород

Кислород — бесцветный газ без запаха, плохо растворим в воде; жидкий кислород имеет светло-голубой цвет,  $t_{пл} = -219\text{ }^{\circ}\text{C}$ ,  $t_{кип} = -183\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

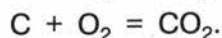
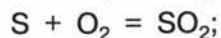
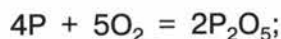
##### Химические свойства

1. В силу высокой окислительной способности кислород реагирует с большинством металлов уже при комнатной температуре, образуя основные оксиды.

При окислении кислородом щелочных металлов только для лития характерно образование оксида  $Li_2O$ . Остальные щелочные металлы и барий при взаимодействии с кислородом образуют пероксиды и надпероксиды:



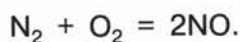
2. При нагревании кислород активно взаимодействует и с неметаллами (за исключением гелия, неона, аргона). В атмосфере кислорода с ослепительно ярким пламенем сгорает фосфор; интенсивно, ярко-синим пламенем горит сера; без пламени, постепенно раскаляясь, сгорает древесный уголь:



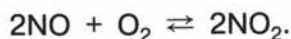
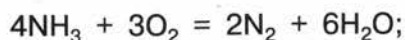
При неполном сгорании углерода (в недостатке кислорода) образуется угарный газ:



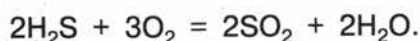
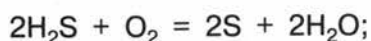
Реакция кислорода с азотом происходит при 1200 °С или в электрическом разряде, это обусловлено высокой прочностью тройной связи в молекуле N<sub>2</sub>:



3. Кислород реагирует не только с простыми, но и со многими сложными веществами — сульфидами, селенидами, низшими оксидами и т. д.:



Сероводород, реагируя с кислородом при нагревании, даёт серу или оксид серы(IV) в зависимости от количества кислорода:



#### *Получение кислорода*

Основные промышленные способы получения кислорода:

1) фракционная перегонка жидкого воздуха (азот, обладающий более низкой температурой кипения, испаряется, а жидкий кислород остаётся);

2) электролиз воды:



В лаборатории кислород получают разложением солей, оксидов и др.:



#### *Применение кислорода*

Кислород и его соединения играют важнейшую роль в процессах обмена веществ и дыхания. Кислород необходим для производства стали из чугуна, осуществления высокотемпературной сварки металлов, сжигания горючих и топливных материалов, таких, как водород, метан, нефть, уголь и т. п.



## Сера

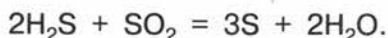
### Получение и применение серы

Промышленный метод получения серы основан на получении её из самородной серы путём плавления.

В лаборатории для получения серы используют неполное окисление сероводорода:



или:

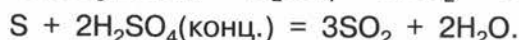
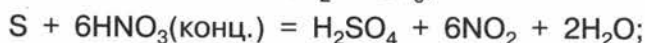
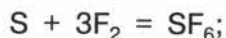


Полученная в результате этих реакций сера легко кристаллизуется на холодной поверхности.

Сера является ценным продуктом в химическом синтезе для получения сернистого газа, серной кислоты, сероводорода и сероуглерода, а также для вулканизации резины, в производстве пороха, инсектицидов и фунгицидов.

### Химические свойства

1. Восстановительные свойства. На воздухе сера горит, образуя оксид серы(IV)  $\text{SO}_2$ . В сравнительно мягких условиях при комнатной температуре сера реагирует со фтором, хлором и концентрированными кислотами — окислителями ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):



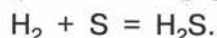
При взаимодействии серы с хлором получается смесь хлоридов серы  $\text{SCl}_2$  и  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ , так как для серы характерно образование связи S—S.

Только при взаимодействии со фтором сера образует высший галогенид  $\text{SF}_6$ . Это обусловлено небольшими размерами атома фтора. Молекула  $\text{SF}_6$  имеет форму октаэдра с атомом серы в центре. Это термически и химически устойчивое вещество (не реагирует с водой, кислотами, щелочами). Низкая реакционная способность  $\text{SF}_6$  обусловлена валентным и координационным насыщением серы.

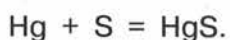
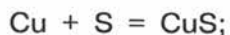
2. Окислительные свойства. Со многими менее электроотрицательными неметаллами сера активно реагирует при нагревании. Так, при пропускании паров серы над углём образуется сероуглерод, используемый в качестве растворителя для многих органических соединений:



Сера активно взаимодействует с фосфором и водородом:



Сера реагирует со многими металлами, образуя сульфиды:



3. Подобно галогенам, сера при нагревании растворяется в щелочах:



Приведём пример выполнения задания.

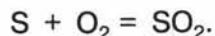
**Пример 1.** Сера реагирует с:

- 1) кислородом
- 2) сероводородом
- 3) оксидом кремния
- 4) хлоридом кальция

**Решение.**

Сера — неметалл, который может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Может реагировать с металлами (исключения: золото, платина и рутений), неметаллами (исключения: азот и иод), некоторыми сложными веществами (KOH, бертолетова соль, концентрированные кислоты).

Со сложными веществами, обладающими слабовыраженными окислительно-восстановительными свойствами ( $\text{SiO}_2$  и  $\text{CaCl}_2$ ), практически не реагирует. Реакция серы с  $\text{H}_2\text{S}$  не идёт, так как в данном случае у серы близкие устойчивые степени окисления: 0 и -2:



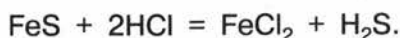
**Ответ:** 1.

*Сероводород. Сульфиды*

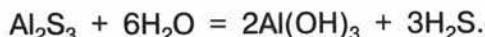
$\text{H}_2\text{S}$  — бесцветный очень токсичный газ с запахом тухлых яиц,  $t_{\text{пл}} = -86^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = -60^\circ\text{C}$ , малорастворим в воде.

*Получение*

1. Действием разбавленных кислот на сульфиды:



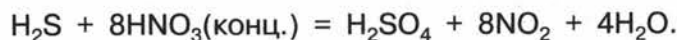
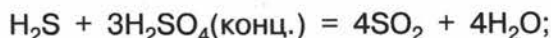
2. Для получения более чистого сероводорода твёрдый сульфид алюминия гидролизуют холодной водой:

*Химические свойства*

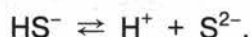
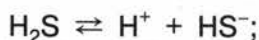
Сероводород — типичный восстановитель. Кроме кислорода, он легко окисляется галогенами:



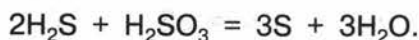
В зависимости от силы окислителя, температуры и реакции среды сероводород может превращаться в вещества, в которых сера имеет степени окисления 0, +4, +6:



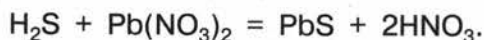
Сероводородная кислота — раствор сероводорода в воде. Это слабая двухосновная кислота, которая диссоциирует ступенчато:



Сероводородная кислота, как и сероводород, типичный восстановитель и вступает во многие реакции, характерные для сероводорода. Она реагирует с хлором, с солями трёхвалентного железа, сернистой кислотой. Например:



При пропускании сероводорода через раствор, содержащий ионы свинца  $\text{Pb}^{2+}$ , образуется чёрный осадок сульфида свинца:



Эту реакцию также используют для обнаружения сероводорода или сульфид-ионов.

Сульфиды можно получить нагреванием металла с серой, действием сероводорода на щёлочи (растворимые сульфиды) и в результате реакций обмена (нерастворимые сульфиды).

Сульфиды металлов, стоящих в ряду напряжений левее железа (включительно), растворимы в сильных кислотах:

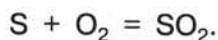


*Химические свойства соединений серы(IV)*

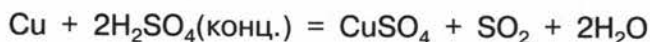
Оксид серы (IV)  $\text{SO}_2$  — бесцветный газ с резким запахом,  $t_{\text{пл}} = -75,5^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = -10,1^\circ\text{C}$ .

*Получение*

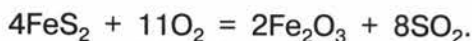
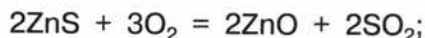
1. Оксид серы(IV)  $\text{SO}_2$  образуется при сгорании серы и сероводорода на воздухе:



2. В лаборатории диоксид серы получают взаимодействием металлов (чаще всего меди) с концентрированной серной кислотой:



или при обжиге сульфидных минералов:



3. Сернистый газ можно получить реакцией обмена между солями сернистой кислоты и сильной кислотой:



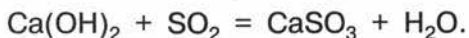
Оксид серы(IV) хорошо растворяется в воде, при этом, кроме физического растворения, происходит и химическая реакция:



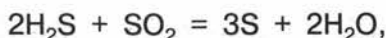
*Сернистая кислота*  $\text{H}_2\text{SO}_3$  — слабая малоустойчивая кислота.

Химические реакции, характерные для диоксида серы, сернистой кислоты и её солей, можно разделить на две группы.

1. Реакции, протекающие без изменения степени окисления, например:



2. Окислительно-восстановительные реакции, в которых производные S(IV) могут проявлять свойства как окислителя:



так и восстановителя:

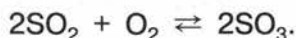


В ряду  $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SeO}_2 \rightarrow \text{TeO}_2$  происходит ослабление кислотных свойств, растворимость оксидов в воде падает.

*Химические свойства соединений серы (VI)*

Оксид серы(VI)  $\text{SO}_3$  — ангидрид серной кислоты — при комнатной температуре представляет собой бесцветную жидкость, которая затвердевает уже при  $17^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 44,8^\circ\text{C}$ .

Оксид  $\text{SO}_3$  получают окислением  $\text{SO}_2$  только в присутствии катализатора (Pt или  $\text{V}_2\text{O}_5$ ) и при высоком давлении:



В лаборатории для получения  $\text{SO}_3$  проводят термическое разложение сульфатов:



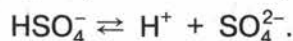
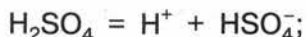
Оксид серы(VI) — гигроскопическое вещество, при растворении его в воде получается серная кислота:



При растворении  $\text{SO}_3$  в воде из-за выделения большого количества теплоты образуется туман, поэтому в сернокислотном производстве оксид серы(VI) растворяют в концентрированной серной кислоте. Полученный раствор называется «олеум».

*Серная кислота* — маслянистая жидкость с  $t_{\text{пл}} = 10,3^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 296^\circ\text{C}$ . Это сильная двухосновная кислота.

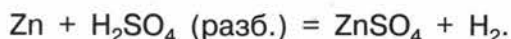
В воде она диссоциирует ступенчато, образуя гидросульфат- и сульфат-ионы:



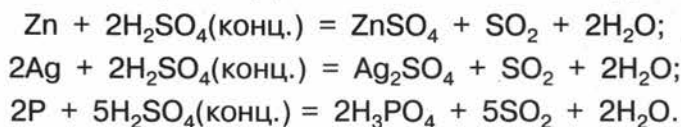
*Химические свойства*

1. Окислительные свойства серной кислоты зависят от её концентрации и природы металла, с которым она взаимодействует.

Разбавленная серная кислота окисляет за счёт ионов  $\text{H}^+$  только металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до водорода:



При взаимодействии концентрированной серной кислоты с различными металлами и со многими неметаллами происходит её восстановление до  $\text{SO}_2$ :



Необходимо помнить, что при разбавлении концентрированной серной кислоты водой выделяется большое количество теплоты, поэтому для её разбавления надо *наливать кислоту в воду*, а не наоборот.

2. Концентрированная серная кислота обладает водоотнимающими свойствами, т. е. способностью поглощать влагу. Так, концентрированная серная кислота обугливает бумагу и сахарозу.

Приведём пример выполнения задания.

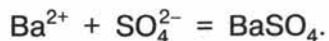
**Пример 2.** В реакцию с раствором серной кислоты вступает:

- 1) медь
- 2) гидроксид железа(III)
- 3) сульфат бария
- 4) нитрат алюминия

**Решение.**

Определим принадлежность веществ, приведённых в задании, к классам и группам неорганических веществ: медь — малоактивный металл; гидроксид железа(III) — амфотерный гидроксид; сульфат бария и нитрат алюминия — соли. В реакцию с раствором серной кислоты не вступает медь, так как в ряду активности она расположена правее водорода; с амфотерными гидроксидами, в данном случае  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , реакция идёт; с солями реакция не пойдёт, так как в случае с сульфатом бария реагирующие вещества содержат одинаковые анионы ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), а в случае контакта с раствором нитрата алюминия не образуется малодиссоциирующее вещество, что является обязательным условием для необратимого протекания реакций ионного обмена. **Ответ:** 2.

*Соли серной кислоты.* Серная кислота, как все кислоты, реагирует с основаниями и оксидами с образованием сульфатов и гидросульфатов. Наименьшей растворимостью обладает сульфат бария, именно поэтому его образование в виде белого осадка используют как качественную реакцию на сульфат-ион:



**Задания для самостоятельной работы**

**91** С кислородом реагирует:

- 1) вода
- 2) оксид углерода(II)

- 3) оксид алюминия
- 4) нитрат натрия

Ответ: ☐.

92 Сера реагирует с

- 1) кислородом
- 2) сероводородом
- 3) оксидом кремния
- 4) хлоридом алюминия

Ответ: ☐.

93 Сера является восстановителем в реакции с

- 1) магнием
- 2) кислородом
- 3) водородом
- 4) железом

Ответ: ☐.

94 С разбавленной серной кислотой не реагирует:

- 1) железо
- 2) цинк
- 3) медь
- 4) магний

Ответ: ☐.

95 И кислород, и водород реагируют с

- 1)  $\text{SO}_2$
- 2)  $\text{FeO}$
- 3)  $\text{NaOH}$
- 4)  $\text{NH}_3$

Ответ: ☐.



**96** Сера реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) азот и цинк
- 2) кислород и оксид магния
- 3) гидроксид натрия и аммиак
- 4) водород и ртуть

Ответ: ☐.

**97** Оксид серы(IV) реагирует с

- 1) медью
- 2) сульфатом бария
- 3) оксидом кремния
- 4) гидроксидом натрия

Ответ: ☐.

**98** При взаимодействии оксида серы(VI) с оксидом натрия образуется(ются):

- 1) соль и кислород
- 2) основание
- 3) основание и кислород
- 4) соль

Ответ: ☐.

**99** В реакцию с раствором серной кислоты вступает:

- 1) нитрат натрия
- 2) нитрат бария
- 3) азот
- 4) кислород

Ответ: ☐.

**100** Среди веществ, формулы которых  $\text{CuO}$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , с раствором серной кислоты реагируют:

- 1) только  $\text{CuO}$
- 2)  $\text{CuO}$  и  $\text{BaCl}_2$
- 3)  $\text{CuO}$ ,  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{Al}$
- 4) все приведённые вещества

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 20

### Химические свойства неметаллов VIIA группы

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства простых веществ-неметаллов: галогенов.  
Химические свойства соединений галогенов.

#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

- химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей);
- взаимосвязь между составом, строением и свойствами неорганических веществ.

#### Содержание занятия

Элементы VIIA группы называют галогенами. К галогенам относят фтор, хлор, бром, иод и астат.

Во внешнем электронном слое атомов галогенов находятся 7 электронов.

Наименьший радиус атома среди всех галогенов имеет фтор, поэтому у него самая высокая относительная электроотрицательность среди всех химических элементов. По этой причине не существует веществ, в которых фтор имел бы положительную степень окисления, не говоря о высшей степени окисления, соответствующей номеру группы (+7). Для фтора возможны степени окисления только -1 и 0. Остальные галогены в соединении с более электроотрицательным кислородом могут образовывать вещества, в которых степень окисления их атомов положительна. Таким образом, для Cl, Br, I характерны степени окисления: -1, 0, +1, +3, +5, +7.

Молекулы галогенов состоят из двух атомов.

Фтор F<sub>2</sub> при нормальных условиях представляет собой светло-зелёный газ с очень резким запахом. Чрезвычайно ядовит.

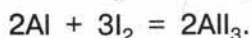
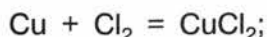
Хлор Cl<sub>2</sub> — жёлто-зелёный газ с резким запахом, растворяется в воде, ядовит.

Бром Br<sub>2</sub> — красно-бурая жидкость с резким запахом. Пары брома ядовиты.

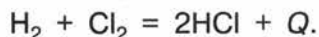
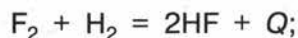
Иод I<sub>2</sub> — твёрдое вещество. При нормальных условиях представляет собой кристаллы тёмно-серого цвета с металлическим блеском, которые при нагревании легко переходят в газообразное состояние, практически минуя жидкое (возгоняются). Раствор иода (5%-ный) в спирте применяется в медицине для обеззараживания ран (иодная настойка).

#### Химические свойства галогенов

Галогены — типичные неметаллы. Они реагируют с металлами и водородом, выступая в роли окислителей. При взаимодействии галогенов с металлами образуются соли — галогениды:

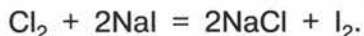
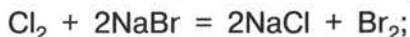


Рассмотрим реакции галогенов с водородом. Фтор реагирует с водородом со взрывом, а хлор — только на свету:



Бром и иод с водородом реагируют не так энергично, как фтор и хлор.

Окислительная способность галогенов в ряду  $F_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow I_2$  убывает. Более активный галоген может вытеснить менее активный из раствора его соли. Например, хлор вытесняет бром и иод из соответствующих галогенидов:



Бром вытесняет из солей только иод. Фтор в этих реакциях не используют, так как фтор реагирует с водой.

Приведём пример выполнения задания.

**Пример 1.** Хлор реагирует с:

- 1)  $H_2SO_4$
- 2)  $NaNO_3$
- 3)  $KBr$
- 4)  $CO_2$

**Решение.**

Хлор — сильный окислитель и поэтому не реагирует с высшими кислородсодержащими кислотами (например,  $H_2SO_4$  и  $NaNO_3$ ) и высшими оксидами ( $CO_2$ ). А вот с галогеноводородными кислотами и солями реагировать может в том случае, если кислотный остаток образован анионом менее активного (чем хлор) галогена. Следовательно, реакция с  $KBr$  пойдёт. **Ответ:** 3.

**Галогеноводороды.** Растворы летучих водородных соединений галогенов являются кислотами. Сила этих кислот увеличивается в ряду  $HF \rightarrow HCl \rightarrow HBr \rightarrow HI$ .  $HI$  является самой сильной кислотой. В ряду  $HCl \rightarrow HBr \rightarrow HI$  увеличивается и восстановительная способность галогеноводородных кислот за счёт галогенид-анионов. Для растворов галогеноводородных кислот характерны общие для всех кислот свойства.

Приведём ещё один пример выполнения задания.

**Пример 2.** Разбавленная соляная кислота взаимодействует с:

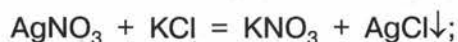
- 1)  $Cu$
- 2)  $SiO_2$
- 3)  $AgNO_3$
- 4)  $BaSO_4$

**Решение.**

Кислоты реагируют с металлами, расположенными в ряду активности левее водорода, основными оксидами, основаниями и солями.

Медь — металл малоактивный, расположен правее водорода; оксид кремния — кислотный оксид, с ним соляная кислота также не реагирует.  $AgNO_3$  и  $BaSO_4$  — соли. Но если нитрат серебра — растворимая соль, образующая за счёт катиона серебра и хлорид-аниона осадок, то сульфат бария — соль, нерастворимая не только в воде, но и в кислотах. **Ответ:** 3.

Большинство солей галогеноводородных кислот растворимо. Нерастворимыми являются галогениды серебра (кроме фторида серебра). Реакция с ионами серебра — качественная реакция на галогенид-ионы:



### Задания для самостоятельной работы

**101** Хлор реагирует с:

- 1)  $\text{N}_2$
- 2)  $\text{KF}$
- 3)  $\text{NaI}$
- 4)  $\text{O}_2$

Ответ: ☐.

**102** Между какими веществами возможна химическая реакция?

- 1) иод и бромид калия
- 2) бром и хлорид магния
- 3) хлор и фторид калия
- 4) хлор и иодид натрия

Ответ: ☐.

**103** Иод образуется в результате взаимодействия:

- 1) брома с раствором иодида калия
- 2) железа с раствором иодида калия
- 3) цинка с иодоводородной кислотой
- 4) иодоводорода с гидроксидом калия

Ответ: ☐.

**104** Хлор не вытесняет галоген из раствора:

- 1) фторида натрия
- 2) бромида натрия

- 3) иодида натрия
- 4) бромоводорода

Ответ: ☐.

105 С хлором **не реагирует**:

- 1) фосфор
- 2) алюминий
- 3) бромид натрия
- 4) соляная кислота

Ответ: ☐.

106 В реакцию с хлороводородной кислотой вступает:

- 1) хлорид калия
- 2) нитрат бария
- 3) нитрат серебра
- 4) сульфат натрия

Ответ: ☐.

107 Соляная кислота реагирует с

- 1)  $\text{Br}_2$
- 2)  $\text{Ag}$
- 3)  $\text{CaCl}_2$
- 4)  $\text{MgCO}_3$

Ответ: ☐.

108 Раствор иодида калия реагирует с

- 1)  $\text{FeO}$
- 2)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- 3)  $\text{Br}_2$
- 4)  $\text{NaBr}$

Ответ: ☐.

**109** Раствор нитрата серебра реагирует с

- 1) KBr
- 2) CuO
- 3) BaSO<sub>4</sub>
- 4) CaCO<sub>3</sub>

Ответ: ☐.

**110** И с хлоридом калия, и с соляной кислотой реагирует:

- 1) нитрат серебра
- 2) сульфат натрия
- 3) карбонат кальция
- 4) фосфат аммония

Ответ: ☐.

## ЗАНЯТИЕ 21

### Генетическая взаимосвязь неорганических веществ. Получение неорганических веществ

#### Контролируемые элементы содержания

Взаимосвязь различных классов неорганических веществ.  
Химические свойства сложных веществ.

#### Контролируемые умения

##### Составлять:

- уравнения химических реакций.

#### Содержание занятия

Зная химические свойства классов неорганических веществ, можно составить генетические ряды металлов и неметаллов. В основу этих рядов положен один и тот же элемент.

*Среди металлов можно выделить две разновидности рядов:*

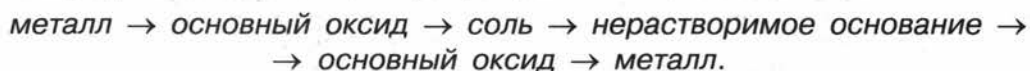
1. Генетический ряд, в котором в качестве основания выступает щёлочь. Этот ряд можно представить с помощью следующих превращений:

металл → основной оксид → щёлочь → соль.

Например:  $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{LiNO}_3$ .

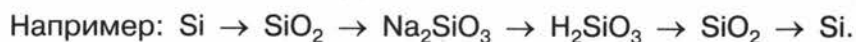


2. Генетический ряд, где в качестве основания выступает нерастворимое основание, можно представить цепочкой превращений:

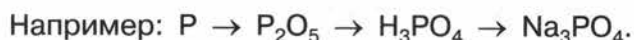


Среди неметаллов также можно выделить две разновидности рядов:

1. Генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает нерастворимая кислота:



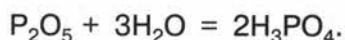
2. Генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает растворимая кислота. Цепочку превращений можно представить в следующем виде:



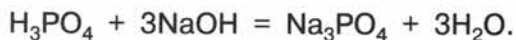
Прокомментируем представленную схему превращений веществ на основе неметалла фосфора. Превращение фосфора в оксид фосфора(V) происходит в результате его горения — реакции соединения с кислородом:



Взаимодействием оксида фосфора(V) с водой при кипячении получаем ортофосфорную кислоту:



В результате нейтрализации ортофосфорной кислоты раствором гидроксида натрия образуется ортофосфат натрия:



При рассмотрении возможностей проявления взаимосвязей между веществами необходимо принимать во внимание, что каждое следующее вещество в схеме превращений получается из предыдущего и само является исходным для получения последующего. При этом также необходимо анализировать, к какому классу относится каждое из веществ, участвующих в превращениях; учитывать общие химические свойства веществ и их специфические свойства; рассматривать возможные способы получения веществ.

Таблица 3

### Способы получения неорганических веществ

Способ получения	Пример реакции
1. Получение простых веществ — металлов	
Активные металлы: — электролиз расплава солей	$2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{электр. ток}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

Способ получения	Пример реакции
<p><i>Менее активные металлы:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— восстановление из оксидов водородом, оксидом углерода(II), более активными металлами</li> </ul>	$\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$
<ul style="list-style-type: none"> <li>— вытеснение из растворов солей более активными металлами (но стоящими в ряду напряжений металлов после магния)</li> </ul>	$\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
<p><i>Неактивные металлы:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— электролиз раствора солей;</li> <li>— термическое разложение солей, оксидов (Ag, Hg)</li> </ul>	$2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{э}} 2\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2$ $2\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$
2. Простые вещества—неметаллы	
<p><i>Водород:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— электролиз растворов солей активных металлов;</li> <li>— взаимодействие щелочных и щёлочноземельных металлов с водой;</li> <li>— взаимодействие металлов, стоящих в ряду напряжений металлов до водорода, с растворами кислот (кроме азотной);</li> <li>— взаимодействие цинка или алюминия со щелочами;</li> <li>— взаимодействие гидридов металлов с водой</li> </ul> <p><i>Углерод:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— неполное сгорание органических веществ</li> </ul> <p><i>Азот:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— (в лаборатории) термическое разложение нитрита аммония</li> </ul> <p><i>Кислород:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— (в лаборатории) термическое разложение перманганата калия;</li> <li>— каталитическое разложение пероксида водорода</li> </ul> <p><i>Кремний:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— восстановление из оксида магнием</li> </ul> <p><i>Фосфор:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— восстановление из фосфата кальция нагреванием с песком и углём</li> </ul> <p><i>Сера:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— неполное сгорание сероводорода</li> </ul> <p><i>Хлор:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— электролиз растворов или расплавов хлоридов металлов;</li> <li>— окисление концентрированной соляной кислоты сильными окислителями (дихромат калия, перманганат калия, оксид марганца(IV))</li> </ul> <p><i>Бром:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— вытеснение из раствора бромидов хлором</li> </ul> <p><i>Иод:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>— вытеснение из раствора иодидов хлором или бромом;</li> <li>— окисление иодид-ионов другими окислителями</li> </ul>	$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{э}} 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2$ $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2$ $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$ $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{H}_2$ $2\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 4\text{C} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $2\text{Mg} + \text{SiO}_2 = \text{Si} + 2\text{MgO}$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{SiO}_2 + 5\text{C} = 3\text{CaSiO}_3 + 2\text{P} + 5\text{CO}$ $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{э}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$ $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = \text{Br}_2 + 2\text{KCl}$ $2\text{KI} + \text{Cl}_2 = \text{I}_2 + 2\text{KCl}$ $2\text{CuCl}_2 + 4\text{KI} = 2\text{CuI} + \text{I}_2 + 4\text{KCl}$

Способ получения	Пример реакции
3. Получение оксидов	
<ul style="list-style-type: none"> <li>— горение (окисление) простых веществ в кислороде;</li> <li>— окисление простых веществ сложными веществами;</li> <li>— окисление сложных веществ кислородом (горением);</li> <li>— термическое разложение сложных веществ:</li> <li>— гидроксидов;</li> <li>— солей</li> </ul>	$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ $\text{Na} + \text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$ $\text{Fe} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{FeO}$ $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + \text{SO}_2$ $\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + \text{CaO}$ $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
4. Получение оснований	
1) <i>Растворимые основания (щёлочи):</i> — взаимодействие металлов, оксидов  2) <i>Нерастворимые основания:</i> — реакция обмена растворимых солей со щелочами	$2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2$ $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$ $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{H}_2$ $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NaNO}_3$
5. Получение кислородсодержащих кислот	
1) <i>Растворимые кислоты:</i> — реакция соответствующих оксидов с водой; — окисление простого вещества — неметалла концентрированной азотной кислотой 2) <i>Нерастворимые кислоты:</i> — реакция обмена растворимых солей с растворимой кислотой	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{P} + 5\text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaCl}$
6. Получение летучих водородных соединений	
<ul style="list-style-type: none"> <li>— синтез из простых веществ;</li> <li>— гидролиз бинарных соединений;</li> <li>— вытеснение летучих бескислородных кислот из их солей более сильными или нелетучими кислотами</li> </ul>	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$ $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{S}\uparrow + 2\text{NaCl}$
7. Получение солей	
<ul style="list-style-type: none"> <li>— взаимодействие металлов с неметаллами;</li> <li>— реакция кислот с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов до водорода; оксидами и гидроксидами металлов;</li> <li>— реакция ионного обмена солей с кислотами, щелочами и солями;</li> <li>— реакция солей менее активных металлов с более активными металлами, стоящими в ряду напряжений металлов после магния</li> </ul>	$2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaCO}_3\downarrow$ $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$

Приведём примеры выполнения заданий, отражающих сходство и различия свойств неорганических веществ различных классов.

**Пример 1.** Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать:

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А)  $N_2$   
Б)  $CO_2$   
В)  $AgNO_3$

РЕАГЕНТЫ

- 1)  $H_2O$ ,  $NaOH$   
2)  $Cu$ ,  $AlBr_3$   
3)  $H_2O$ ,  $SiO_2$   
4)  $Li$ ,  $O_2$

Ответ:

А	Б	В

Данная формулировка задания предполагает анализ возможности протекания 24 химических реакций. Вместе с тем при правильном алгоритме решения, предусматривающем первичный анализ химических свойств веществ, представленных в левом столбце, число вариантов существенно уменьшается.

Так, азот ( $N_2$ ) — простое вещество, имеет низкую реакционную способность и реагирует, прежде всего, с другими простыми веществами — металлами и неметаллами.

Углекислый газ ( $CO_2$ ) — высший кислотный оксид, со слабыми окислительными свойствами, реагирует с водой и веществами, проявляющими основные свойства, в данном задании — с гидроксидом натрия.

Нитрат серебра ( $AgNO_3$ ) — соль, катион которой является малоактивным металлом, следовательно, может вступать в реакции с более активными металлами ( $Cu$ ) и в реакции обмена ( $AlBr_3$ ).

Отработка подобного подхода к решению заданий приведёт к улучшению результатов выполнения и сокращению времени, затрачиваемого на его выполнение.

Ответ:

А	Б	В
4	1	2

**Пример 2.** Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать:

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А)  $H_2$   
Б)  $HBr$   
В)  $CuCl_2$

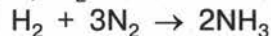
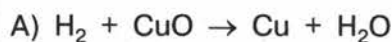
РЕАГЕНТЫ

- 1)  $CuO$ ,  $N_2$   
2)  $NO_2$ ,  $Na_2SO_4$   
3)  $Si$ ,  $H_2O$   
4)  $AgNO_3$ ,  $KOH$

**Решение.**

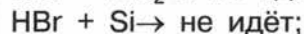
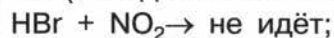
Анализируем свойства веществ, расположенных в левом столбце.

Водород — восстановитель, следовательно, будет реагировать с веществами-окислителями. Составляем уравнения реакций.



**Вывод:** А-1.

Б)  $\text{HBr}$  — кислота, реагирует с металлами, с веществами с основными свойствами (оксиды и основания), а также может вступать в реакции с солями.

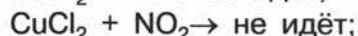
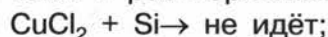


$\text{HBr} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgBr} + \text{HNO}_3$  — реакция протекает до конца, так как образуется жёлтый осадок бромида серебра;

$\text{HBr} + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$  — реакция протекает до конца, так как образуется вода.

**Вывод:** Б-4.

В)  $\text{CuCl}_2$  — растворимая соль, реагирует с более активными металлами, щелочами и растворимыми солями.



$\text{CuCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{AgCl} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  — реакция протекает до конца, так как образуется белый творожистый осадок хлорида серебра;

$\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$  — реакция протекает до конца, так как образуется синий осадок гидроксида меди (II).

**Вывод:** В-4.

**Ответ:**

А	Б	В
1	4	4

**Пример 3.** Даны вещества:  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{NaOH}$ , раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии гидроксид меди(II). Опишите признаки проводимых реакций. Для второй реакции напишите сокращённое ионное уравнение реакции.

**Решение.**

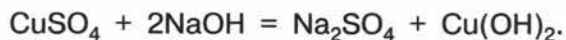
Как видно из условия, даны два вещества, содержащие атомы меди, — сама медь и оксид меди(II). Однако медь — малоактивный металл, расположенный в ряду напряжений металлов (ряду активности) правее водорода, а следовательно, с раствором серной кислоты не реагирует.

Таким образом, на первом этапе получения заданного продукта используем оксид меди(II). Для этого проводим реакцию с раствором серной кислоты:



При взаимодействии чёрного порошка оксида с раствором серной кислоты наблюдается растворение порошка и появление у раствора голубого окрашивания, которое обусловлено наличием в растворе катионов  $\text{Cu}^{2+}$ .

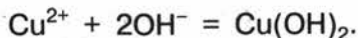
На втором этапе проводим реакцию между полученной солью и щёлочью:



Происходит выпадение осадка гидроксида меди(II) голубого цвета.



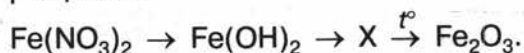
Составляем для этой реакции сокращённое ионное уравнение:



Взаимодействие сульфата меди(II) с гидроксидом натрия относится к реакциям ионного обмена, признаком протекания этой реакции до конца будет образование осадка гидроксида меди(II).

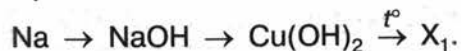
### Задания для самостоятельной работы

111 Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для первого превращения составьте сокращённое ионное уравнение реакции.

112 Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для второго превращения составьте сокращённое ионное уравнение реакции.

113 Даны вещества:  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CaCO}_3$ . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии нитрат кальция. Опишите признаки проводимых реакций. Для реакции ионного обмена напишите сокращённое ионное уравнение реакции.

114 Даны вещества:  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{NaOH}$ , раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии гидроксид меди(II). Опишите признаки проводимых реакций. Для второй реакции напишите сокращённое ионное уравнение реакции.

## ЗАНЯТИЕ 22

### Качественные реакции на неорганические вещества (ионы)

#### Контролируемые элементы содержания

Определение характера среды раствора кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы, ион аммония). Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак).

#### Контролируемые умения

##### Распознавать опытным путём:

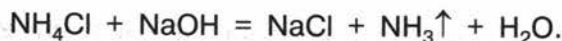
- газообразные вещества: кислород, водород, углекислый газ, аммиак;
- растворы кислот и щелочей по изменению окраски индикатора;
- кислоты, щёлочи и соли по наличию в их растворах хлорид-, сульфат-, карбонат-ионов и иона аммония.



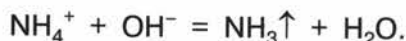
### Содержание занятия

Химические реакции, которые позволяют определить наличие в растворе определённых ионов, называются *качественными реакциями*. Качественным реакциям присущи особые признаки, отличающие их от других взаимодействий, например выделение газа, изменение цвета раствора, выпадение осадка определённого цвета, появление характерного запаха. Рассмотрим некоторые качественные реакции неорганических веществ.

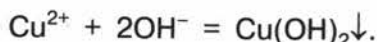
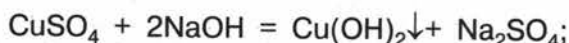
1. Распознавание иона аммония. При взаимодействии солей аммония со щелочами выделяется газ с характерным запахом — аммиак:



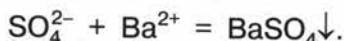
Качественной реакцией на катионы аммония  $\text{NH}_4^+$  является взаимодействие с гидроксид-анионами:



2. Распознавание иона меди. При взаимодействии растворимых в воде солей двухвалентной меди с раствором щёлочи выпадает ярко-синий осадок гидроксида меди(II):



3. Распознавание сульфат-аниона. Сульфат-анион  $\text{SO}_4^{2-}$  распознают по взаимодействию с катионами  $\text{Ba}^{2+}$ . При этом в осадок выпадает белый, нерастворимый в воде и кислотах сульфат бария  $\text{BaSO}_4$ :



Например:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4\downarrow.$

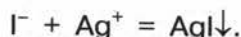
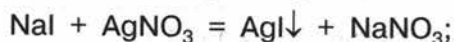
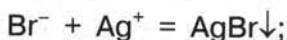
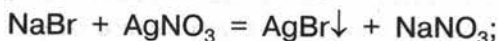
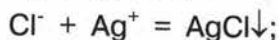
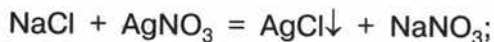
4. Распознавание хлоридов, бромидов и иодидов. При взаимодействии растворимых в воде хлоридов, бромидов и иодидов металлов с раствором нитрата серебра выпадает осадок галогенида серебра:

хлорид серебра  $\text{AgCl}$  — белого цвета;

бромид серебра  $\text{AgBr}$  — светло-жёлтого цвета;

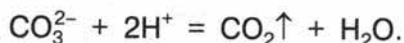
иодид серебра  $\text{AgI}$  — жёлтого цвета.

Примеры:



5. Распознавание карбонат-аниона.

Карбонат-анионы распознают действием на карбонаты кислот, при этом выделяется углекислый газ:

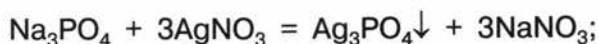


Пример:



#### 6. Распознавание фосфат-иона.

При взаимодействии растворимых солей фосфорной кислоты с раствором нитрата серебра выпадает осадок фосфата серебра жёлтого цвета:



В более полном виде качественные реакции на различные ионы представлены в таблице 4.

Таблица 4

#### Качественные реакции на катионы и анионы

Ион	Реактив	Признаки реакции
$\text{H}^+$	Индикатор	В кислой среде лакмус и метилоранж изменяют свою окраску на красную, фенолфталеин остаётся бесцветным
	$\text{CO}_3^{2-}$	$\uparrow$ выделение газа без цвета и запаха
$\text{NH}_4^+$	$\text{OH}^-$	$\uparrow$ выделение газа с резким запахом (аммиак)
$\text{Li}^+$	$\text{PO}_4^{3-}$	$\downarrow$ выпадение белого осадка
$\text{Ag}^+$	$\text{Cl}^-$	$\downarrow$ выпадение белого творожистого осадка
	$\text{Br}^-$	$\downarrow$ выпадение желтоватого творожистого осадка
	$\text{I}^-$	$\downarrow$ выпадение жёлтого осадка
	$\text{PO}_4^{3-}$	$\downarrow$ выпадение жёлтого осадка, растворимого в азотной кислоте
	$\text{S}^{2-}$	$\downarrow$ выпадение чёрного осадка
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\downarrow$ выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах
	$\text{CO}_3^{2-}$	$\downarrow$ выпадение белого осадка, растворимого в сильных кислотах
	$\text{PO}_4^{3-}$	$\downarrow$ выпадение белого осадка
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\downarrow$ выпадение белого осадка, растворимого в сильных кислотах
	$\text{PO}_4^{3-}$	$\downarrow$ выпадение белого осадка
$\text{Mg}^{2+}$	$\text{OH}^-$	$\downarrow$ выпадение белого аморфного осадка
	$\text{CO}_3^{2-}$	$\downarrow$ выпадение белого осадка, растворимого в сильных кислотах
	$\text{PO}_4^{3-}$	$\downarrow$ выпадение белого осадка
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{OH}^-$	$\downarrow$ выпадение голубого осадка
	$\text{S}^{2-}$	$\downarrow$ выпадение чёрного осадка
	$\text{I}^-$	$\downarrow$ выпадение серого осадка, раствор меняет цвет на бурый
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{OH}^-$	$\downarrow$ выпадение серо-зелёного осадка, буреющего на воздухе

Ион	Реактив	Признаки реакции
$Zn^{2+}$	$OH^-$	↓ выпадение белого осадка, растворимого в избытке щёлочи
	$CO_3^{2-}$	↓ выпадение белого осадка, растворимого в сильных кислотах
$Pb^{2+}$	$Cl^-$	↓ выпадение белого осадка
	$I^-$	↓ выпадение жёлтого осадка, растворимого в горячей воде
	$S^{2-}$	↓ выпадение чёрного осадка
$Fe^{3+}$	$OH^-$	↓ выпадение бурого осадка
	$CO_3^{2-}$	↓ выпадение бурого осадка и ↑ выделение газа
	$I^-$	раствор меняет цвет на бурый
$Al^{3+}$	$OH^-$	↓ выпадение белого осадка, растворимого в избытке щёлочи
	$CO_3^{2-}$	↓ выпадение белого осадка и ↑ выделение газа
	$S^{2-}$	↓ выпадение белого осадка и ↑ выделение газа с неприятным запахом
	$PO_4^{3-}$	↓ выпадение белого осадка
$OH^-$	индикатор	в щелочной среде лакмус изменяет свою окраску на синюю, метилоранж — на жёлтую, а фенолфталеин становится малиновым
$Cl^-$	$Ag^+$	↓ выпадение белого творожистого осадка
$Br^-$	$Ag^+$	↓ выпадение желтоватого творожистого осадка
$I^-$	$Ag^+$	↓ выпадение жёлтого осадка
$S^{2-}$	$H^+$	↑ выделение газа с неприятным запахом
	$Ag^+, Cu^{2+}, Pb^{2+}$	↓ выпадение чёрного осадка
$SO_4^{2-}$	$Ba^{2+}$	↓ выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах
$SO_3^{2-}$	$Ba^{2+}$	↓ выпадение белого осадка, растворимого в азотной кислоте
	$H^+$	↑ выделение газа, бесцветного, с неприятным запахом
$CO_3^{2-}$	$H^+$	↑ выделение газа без цвета и запаха
	$Ca^{2+}$	↓ выпадение белого осадка, растворимого в сильных кислотах
$SiO_3^{2-}$	$H^+$	↓ выпадение желеобразного осадка
$PO_4^{3-}$	$Ag^+$	↓ выпадение жёлтого осадка, растворимого в кислотах
	$Ca^{2+}, Ba^{2+}, Al^{3+}$	↓ выпадение белого осадка

Приведём примеры выполнения заданий.

**Пример 1.** Установите соответствие между двумя веществами и реактивом, с помощью которого можно различить эти вещества.

**ВЕЩЕСТВА**

- А)  $\text{NaNO}_3$  и  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$   
 Б)  $\text{FeCl}_2$  и  $\text{FeCl}_3$   
 В)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{HNO}_3$

**РЕАКТИВ**

- 1)  $\text{AgNO}_3$   
 2)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$   
 3)  $\text{BaCl}_2$   
 4)  $\text{NaOH}$

**Решение.**

Первая пара веществ содержит одинаковый анион, а следовательно, распознавание можно провести по катиону. Но практически все соли натрия растворимы, а вот ион кальция образует нерастворимое вещество с карбонат-ионом. **Ответ:** А-2.

Вторую пару веществ также распознаём по катиону: в результате взаимодействия ионов  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$  с гидроксид-ионами образуются осадки разного цвета. Осадок  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  — серо-зелёный, а  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — буро-коричневый (как ржавчина). **Ответ:** Б-4.

Третью пару веществ можно распознать по реакции на анион, так как во всех кислотах содержатся одинаковые ионы водорода ( $\text{H}^+$ ). Так как практически все нитраты растворимы в воде, то легче найти катион, который с сульфат-ионом будет образовывать нерастворимое вещество: таким катионом является ион бария —  $\text{Ba}^{2+}$ , а содержится он в хлориде бария. **Ответ:** В-3.

**Ответ:**

А	Б	В
2	4	3

**Пример 2.** Установите соответствие между двумя веществами, взятыми в виде водных растворов, и реактивом, с помощью которого можно различить эти два вещества. К каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца.

**ВЕЩЕСТВА**

- А)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$   
 Б)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{KNO}_3$   
 В)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{MgCl}_2$

**РЕАКТИВ**

- 1)  $\text{NaOH}$   
 2)  $\text{NaCl}$   
 3)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$   
 4)  $\text{HCl}$

**Решение.**

Охарактеризуем вещества и рассмотрим, каким образом реагенты взаимодействуют с исходными веществами: реагируют только с одним из веществ или признаки протекания реакций отличаются друг от друга.

А) Соли — карбонат калия и сульфат калия — имеют различные анионы; следует подбирать реактив, с помощью которого можно различить анионы  $\text{CO}_3^{2-}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ . Таковым является ион водорода.

$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$  — наблюдаем выделение газа.

$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow$  изменений нет.

**Вывод:** А-4.

Б) Соли хлорид бария и нитрат калия можно различить по качественной реакции на катион бария.

$3\text{BaCl}_2 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{NaCl}$  — выпадение белого осадка фосфата натрия.

$\text{KNO}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$  изменений нет.

**Вывод:** Б-3.

В) Соли хлорид бария и хлорид магния имеют одинаковые анионы, поэтому следует подобрать реактив, с помощью которого можно различить катионы.

$\text{BaCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow$  изменений нет.

$\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$  — происходит выпадение белого осадка.

**Вывод:** В-1.

**Ответ:**

А	Б	В
4	3	1

### Задания для самостоятельной работы

**115** Покраснение влажной лакмусовой бумажки используют для подтверждения выделения:

- 1) водорода
- 2) кислорода
- 3) аммиака
- 4) сероводорода

**Ответ:** ☐.

**116** Для подтверждения качественного состава раствора хлорида меди(II) следует воспользоваться реактивами:

- 1)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{KOH}$  и  $\text{AgNO}_3$
- 3)  $\text{HNO}_3$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- 4)  $\text{NaNO}_3$  и  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

**Ответ:** ☐.

**117** Для подтверждения качественного состава гидроксида кальция следует использовать реактивы:

- 1) лакмус и хлорид бария
- 2) фенолфталеин и карбонат натрия
- 3) лакмус и гидроксид лития
- 4) фенолфталеин и нитрат калия

Ответ: .

**118** Растворы нитрата серебра и гидроксида кальция можно использовать для подтверждения качественного состава:

- 1) сульфата меди(II)
- 2) нитрата бария
- 3) хлорида аммония
- 4) соляной кислоты

Ответ: .

**119** В лаборатории имеются следующие растворы реактивов:



А)  $\text{H}_2\text{SO}_4$



Б)  $\text{K}_2\text{SO}_4$



В) фенолфталеин



Г)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$



Д) метилоранж



Е)  $\text{AgNO}_3$



Ж)  $\text{NaOH}$



З)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$



Для установления качественного состава соляной кислоты необходимо воспользоваться реактивами, указанными под буквами:

- 1) А и Б
- 2) В и Г
- 3) Д и Е
- 4) Ж и З

Ответ:

**120** Распознать растворы нитрата серебра и нитрата натрия можно с помощью раствора:

- 1) фенолфталеина
- 2) азотной кислоты
- 3) ацетата натрия
- 4) соляной кислоты

Ответ:

**121** Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции.

**РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА**

- А)  $\text{Na}_2\text{S}(\text{тв.})$  и  $\text{HCl}$
- Б)  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{CuSO}_4$
- В)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{BaCl}_2$

**ПРИЗНАК РЕАКЦИИ**

- 1) выпадение белого осадка
- 2) выпадение чёрного осадка
- 3) выпадение голубого осадка
- 4) выделение газа

Ответ:

А	Б	В

**122** Установите соответствие между двумя веществами, взятыми в виде водных растворов, и реактивом, с помощью которого можно различить эти два вещества между собой.

**ВЕЩЕСТВА**

- А)  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- Б)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и  $\text{NaOH}$
- В)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{MgSO}_4$

**РЕАКТИВ**

- 1)  $\text{Cu}$
- 2)  $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
- 3)  $\text{K}_2\text{CO}_3$
- 4) фенолфталеин

Ответ:

А	Б	В

## ЗАНЯТИЕ 23

### Обобщение материала по блоку «Неорганическая химия». Рубежное тестирование

#### Контролируемые элементы содержания

Химические свойства простых веществ. Химические свойства сложных веществ. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ.

#### Контролируемые умения

##### Характеризовать:

- химические элементы (от водорода до кальция) на основе их положения в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностей строения их атомов;
- взаимосвязь между составом, строением и свойствами неорганических веществ; химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей).

##### Составлять:

- уравнения химических реакций.

#### Вариант 1

1 Вещества, формулы которых  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , являются соответственно:

- 1) основанием и амфотерным оксидом
- 2) амфотерным гидроксидом и основным оксидом
- 3) солью и основанием
- 4) солью и амфотерным оксидом

Ответ: ☐.

2 И с кислородом, и с водородом реагирует:

- 1) азот
- 2) аммиак
- 3) оксид меди(II)
- 4) хлороводород

Ответ: ☐.

3 Оксид цинка реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) гидроксидом меди(II) и соляной кислотой
- 2) оксидом калия и хлоридом калия
- 3) оксидом натрия и гидроксидом натрия
- 4) водой и серной кислотой

Ответ: ☐.

**4** Раствор гидроксида калия вступает в реакцию с

- 1) железом
- 2) водородом
- 3) оксидом серы(IV)
- 4) хлоридом натрия

Ответ: ☐.

**5** С раствором серной кислоты реагирует каждое из двух веществ:

- 1) Zn и  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 2) Cu и  $\text{CuCO}_3$
- 3)  $\text{CO}_2$  и NaOH
- 4) P и NaCl

Ответ: ☐.

**6** С раствором нитрата кальция реагирует:

- 1)  $\text{ZnCl}_2$
- 2)  $\text{K}_2\text{CO}_3$
- 3) CO
- 4) CuO

Ответ: ☐.

**7** Установите соответствие между названием вещества и реагентами, с которыми это вещество может взаимодействовать:

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) магний  
Б) оксид железа(II)  
В) гидроксид бария

РЕАГЕНТЫ

- 1)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$   
2) NaOH,  $\text{SO}_3$   
3)  $\text{H}_2\text{O}$ , HCl  
4)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , Al

Ответ:

А	Б	В

- 8 Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции:

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А)  $\text{CuCl}_2$  и  $\text{NaOH}$   
 Б)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{AgNO}_3$   
 В)  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{Ba}(\text{OH})_2$

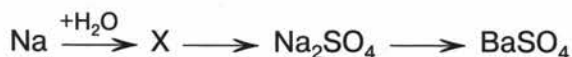
ПРИЗНАК РЕАКЦИИ

- 1) выпадение белого осадка  
 2) выпадение бурого осадка  
 3) выпадение голубого осадка  
 4) выделение газа

Ответ:

А	Б	В

- 9 Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для третьего превращения составьте сокращённое ионное уравнение реакции.

- 10 Даны вещества:  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NaOH}$ , раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии раствор сульфата магния. Опишите признаки проводимых реакций. Для второй реакции напишите сокращённое ионное уравнение реакции.

## Вариант 2

- 1 Кислотой и основным оксидом соответственно являются:

- 1)  $\text{NH}_3$  и  $\text{CO}_2$   
 2)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{K}_2\text{O}$   
 3)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{N}_2\text{O}$   
 4)  $\text{HCl}$  и  $\text{Al}_2\text{O}_3$

Ответ: .

- 2 И с магнием, и с водородом реагирует:

- 1) хлор  
 2) оксид фосфора(V)  
 3) гидроксид кальция  
 4) сероводородная кислота

Ответ: .

**3** Между какими оксидами возможна химическая реакция?

- 1) оксид алюминия и оксид натрия
- 2) оксид калия и оксид бария
- 3) оксид углерода(IV) и оксид серы(VI)
- 4) оксид железа(III) и оксид цинка

Ответ: ☐.

**4** В реакцию с раствором гидроксида натрия вступает:

- 1) гидроксид кальция
- 2) оксид меди(II)
- 3) хлорид алюминия
- 4) серебро

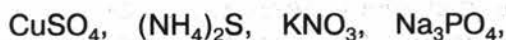
Ответ: ☐.

**5** Раствор серной кислоты не реагирует с

- 1)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- 3)  $\text{SiO}_2$
- 4)  $\text{NH}_3$

Ответ: ☐.

**6** Среди солей, формулы которых



с раствором хлорида железа(III) реагируют:

- 1) только  $\text{CuSO}_4$
- 2)  $\text{CuSO}_4$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- 3)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  и  $\text{Na}_3\text{PO}_4$
- 4) все приведённые соли

Ответ: ☐.

- 7 Установите соответствие между названием вещества и реагентами, с которыми это вещество может взаимодействовать:

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) оксид кальция  
Б) серная кислота  
В) цинк

РЕАГЕНТЫ

- 1)  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{CO}_2$   
2)  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{NaOH}$   
3)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCl}$   
4)  $\text{KOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

Ответ:

А	Б	В

- 8 Установите соответствие между двумя веществами, взятыми в виде водных растворов, и реактивом, с помощью которого можно различить эти два вещества между собой:

ВЕЩЕСТВА

- А)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$   
Б)  $\text{KCl}$  и  $\text{KI}$   
В)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{NaCl}$

РЕАКТИВ

- 1)  $\text{NaOH}$   
2)  $\text{Br}_2$   
3)  $\text{HCl}$   
4)  $\text{BaCl}_2$

Ответ:

А	Б	В

- 9 Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для второго превращения составьте сокращённое ионное уравнение реакции.

- 10 Даны вещества:  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Fe}$ , раствор  $\text{HCl}$ . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии раствор хлорида железа(II). Опишите признаки проводимых реакций. Для реакции ионного обмена напишите сокращённое ионное уравнение реакции.



Номер занятия	Тема
24	Многообразие и особенности строения органических веществ
25	Углеводороды: метан, этан, этилен, ацетилен
26	Кислородсодержащие соединения: метанол, этанол, глицерин, уксусная кислота
27	Биологически важные вещества. Природные источники углеводов

## ЗАНЯТИЕ 24

### Многообразие и особенности строения органических веществ

#### Контролируемые элементы содержания

Первоначальные сведения об органических веществах: предельных и непредельных углеводородах (метане, этане, этилене, ацетилене) и кислородсодержащих веществах: спиртах (метаноле, этаноле, глицерине), карбоновых кислотах (уксусной и стеариновой). Биологически важные вещества: белки, жиры, углеводы.

#### Контролируемые умения

##### Определять:

- взаимосвязь между составом, строением и свойствами отдельных представителей органических веществ.

#### Содержание занятия

##### *Причины многообразия органических соединений*

Углерод образует огромное количество водородных соединений. Насчитывается более 100 млн органических веществ, и их число продолжает расти.

Во всех органических соединениях углерод проявляет валентность, равную IV. Это объясняется тем, что у атома углерода четыре электрона, расположенные во внешнем электронном слое, могут образовывать четыре ковалентные связи.

Атомы углерода способны соединяться между собой и образовывать цепочки различной длины и строения. Соединение атомов углерода в молекулах органических веществ получило название «углеродный скелет». Углеродный скелет молекул может быть линейным, разветвлённым, циклическим. А возможно даже сочетание таких структур.

Между атомами углерода в молекулах органических веществ могут быть простые — одинарные, двойные и тройные (кратные) связи.

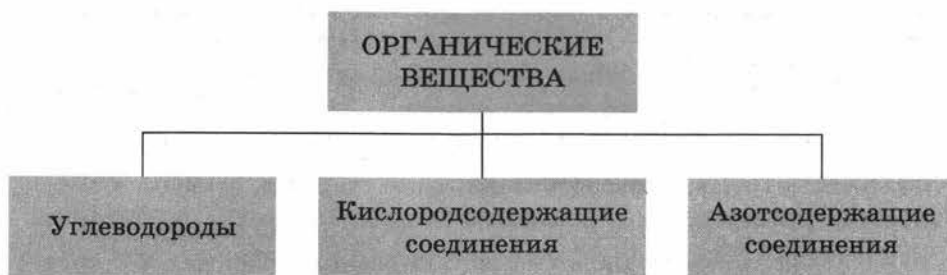
Такая особенность атомов углерода приводит к тому, что вещества одного и того же состава могут иметь разное строение.

Вещества, имеющие одну и ту же молекулярную формулу, но различное химическое строение и обладающие поэтому разными свойствами, называются *изомерами*.

Между атомами углерода связи ковалентные неполярные, между углеродом и другими химическими элементами — ковалентные полярные.

Большинство органических веществ — неэлектролиты; имеют низкие температуры кипения и плавления.

Органические вещества, как правило, подразделяют на три группы.



Если вещество образовано только атомами углерода и водорода, то такие вещества называются *углеводородами*. В 9 классе вы познакомились только с отдельными представителями этой группы веществ: метаном, этаном, этиленом и ацетиленом. Более подробно вы узнаете о них на занятии 25. Вместе с тем эти вещества очень распространены в природе. Так, например, метан составляет основную массу природного (болотного) газа, активно используемого в бытовых газовых плитах. Он содержится в газах, выделяющихся при добыче нефти. Газообразные, жидкие и твёрдые предельные углеводороды содержатся в нефти.

В углеродные цепочки могут встраиваться и другие атомы, например кислорода и азота. В таком случае эти вещества будут относиться к кислород- или азотсодержащим.

*Кислородсодержащие органические вещества* также многообразны. Все они содержат функциональную группу, т. е. группу атомов, которая во многом и определяет их физические и химические свойства. Вы познакомитесь только с отдельными представителями этой группы: спиртами, карбоновыми кислотами и углеводами. Сложно представить нашу жизнь без спиртовых растворов, эфиров, уксусной кислоты и сахаров (углеводов). Их роль в жизнедеятельности человека очень велика.

*Азотсодержащие органические вещества* также многообразны и важны. Большую роль в организме человека играют аминокислоты и белки: мышцы, ферменты и гормоны — вот далеко не полный перечень того, что образовано молекулами белков. О биологически важных веществах речь пойдёт на занятии 27.

Приведём примеры выполнения заданий.

**Пример 1.** Выберите верные утверждения об органических веществах:

- 1) в состав всех органических веществ входит углерод
- 2) во всех органических веществах углерод четырёхвалентен
- 3) атомы в молекулах органических веществ соединены только ковалентными связями
- 4) молекулярной формуле  $C_4H_{10}$  соответствует одно вещество
- 5) большинство органических веществ — негорючие вещества

**Решение.**

Верность предложенных утверждений определяется при внимательном прочтении вышеизложенного материала занятия.

Действительно, органическую химию иногда называют «химией соединений углерода», и именно четырёхвалентность углерода во многом определяет такое многообразие органических веществ.

Основным видом химической связи является ковалентная связь, однако, например, в солях карбоновых кислот связь ионная.

Молекулярной формуле  $C_4H_{10}$  соответствуют 2 вещества — бутан и изобутан. Поэтому четвёртое утверждение неверно.

Практически все органические вещества легко вступают в реакцию горения.

**Ответ:** 1, 2.

**Пример 2.** Выберите верные утверждения о природном газе:

- 1) основным компонентом природного газа является метан
- 2) образует с воздухом взрывоопасную смесь
- 3) является чистым веществом
- 4) хорошо растворим в воде
- 5) горит с образованием угарного газа и водорода

**Решение.**

Действительно, метан является основным компонентом природного газа: в зависимости от месторождения доля метана может достигать 97 %. Вместе с тем уточнение, что метан лишь компонент природного газа, свидетельствует о том, что природный газ — смесь, а не чистое вещество. То, что природный газ в смеси с воздухом взрывоопасен, как правило, хорошо известно; к сожалению, нередко случаи взрывов на шахтах и в жилых домах.

Природный газ практически не растворим в воде; наблюдаемые на болотах поднимающиеся пузыри — это и есть его выход на поверхность.

А вот при горении природного газа образуются углекислый газ и вода.

**Ответ:** 1, 2.

## ЗАНЯТИЕ 25

### Углеводороды: метан, этан, этилен, ацетилен

#### Контролируемые элементы содержания

Первоначальные сведения об органических веществах: предельных и непредельных углеводородах (метане, этане, этилене, ацетилене).

#### Контролируемые умения

##### Определять:

- возможность протекания реакций некоторых представителей органических веществ с: кислородом, водородом, металлами, водой, основаниями, кислотами, солями.

#### Содержание занятия

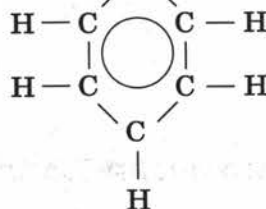
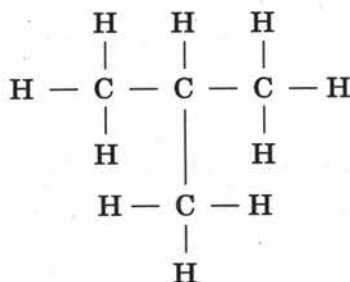
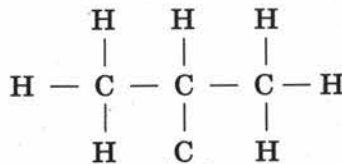
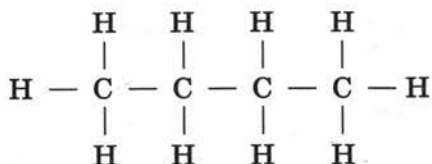
*Углеводороды — это органические вещества, состоящие из двух элементов: углерода и водорода.*

Для атомов углерода характерно свойство соединяться между собой, образуя прочные цепочки. Молекулы углеводородов могут иметь линейную и разветвлённую структуры, а также образовывать вещества циклического строения.

Между атомами углерода могут быть простые — одинарные — связи. Это характерно для *предельных* углеводородов. В молекулах этих соединений все валентные связи полностью насыщены, поэтому они не способны к реакциям присоединения. Если в молекулах углеводородов содержится *двойная* или *тройная связь*, то такие углеводороды называются *непредельными* или *ненасыщенными*.

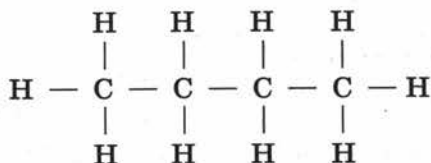
Рассмотрим примеры строения молекул углеводородов.

#### Молекулы углеводородов

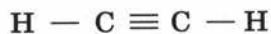
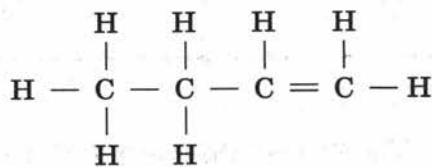


#### УГЛЕВОДОРОДЫ

##### Предельные

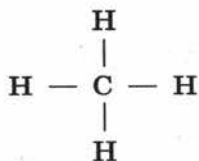


##### Непредельные

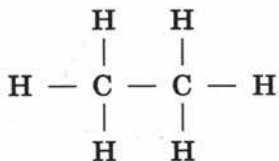


Углеводороды, в которых атомы углерода связаны между собой простой (одинарной) связью, называются *алканами*. Алканы также называются *насыщенными* (*предельными*) *углеводородами* или *парафинами*. Общая формула алканов  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ .

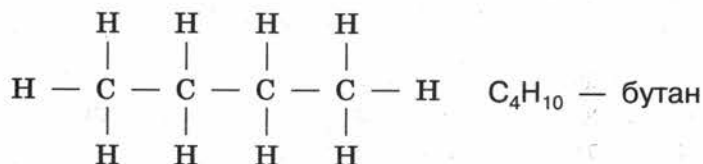
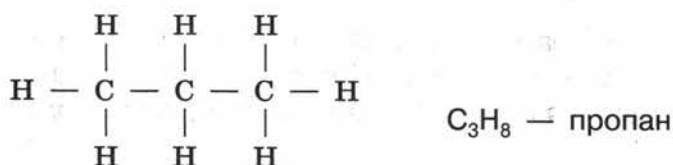
Приведём структурные и молекулярные формулы первых представителей класса алканов:



$\text{CH}_4$  — метан



$\text{C}_2\text{H}_6$  — этан

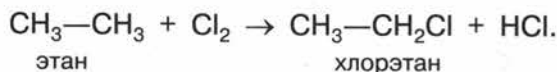


Первым представителем ряда алканов является метан. Метан — основной компонент природного газа. Он широко используется в быту. Это бесцветный газ без запаха, нерастворим в воде, легче воздуха. Пропан и бутан используются для заправки бытовых газовых баллонов и в качестве топлива для автомобилей. Так же как и метан, они являются газами без цвета и запаха, пожаро- и взрывоопасны.

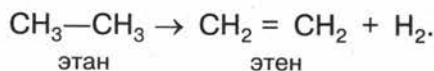
Общим свойством углеводородов является их способность гореть на воздухе с образованием углекислого газа и воды:



Характерными для алканов являются реакции замещения, в ходе которых атомы водорода замещаются на другие атомы или группы атомов. Так, например, этан на свету реагирует с хлором с образованием галогеналкана — хлорэтана:



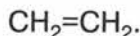
При нагревании алканов в присутствии катализатора протекает реакция *дегидрирования* (отщепления водорода), которая приводит к образованию алкенов — непредельных углеводородов:



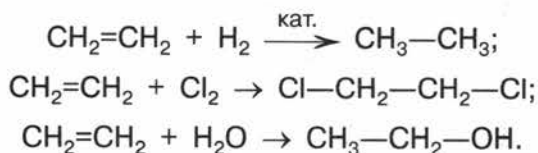
Углеводороды, в молекуле которых имеется одна двойная связь между атомами углерода, называются *алкенами*.

Общая формула алкенов  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

Простейшим алкеном является этен (тривиальное название — этилен):

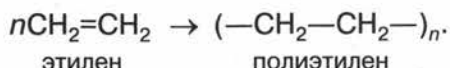


Алкены относятся к классу непредельных (ненасыщенных) углеводородов. Характерными реакциями для них являются реакции присоединения, которые протекают по месту двойной связи в молекуле. Например, этилен вступает в реакции присоединения с водородом, галогенами, водой, галогеноводородами:





При повышенной температуре, давлении и в присутствии катализатора молекулы этилена соединяются друг с другом вследствие разрыва двойной связи. Процесс соединения одинаковых молекул в более крупные молекулы называется реакцией полимеризации:



Представителями непредельных (ненасыщенных) углеводородов являются также алкины — углеводороды, содержащие в молекуле одну тройную связь между атомами углерода. Общая формула алкинов  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ .

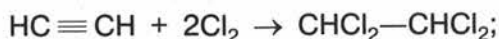
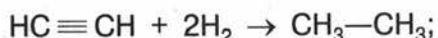
Гомологический ряд алкинов начинается с этина (тривиальное название — ацетилен):



В обычных условиях ацетилен — газ со слабым запахом (резкий чесночный запах технического ацетилена обусловлен примесями), малорастворим в воде. Ацетилен в смеси с воздухом взрывоопасен. Взрыв ацетилена возможен даже в отсутствие кислорода или других окислителей.

Температура горения ацетилена в чистом кислороде достигает около  $3200^\circ\text{C}$ , что делает его очень ценным для получения высоких температур в технических целях. Поэтому ацетилен применяется для сварки и резки металлов.

Ацетилен — весьма реакционноспособное соединение; он вступает в реакции присоединения с водородом, галогенами, галогеноводородами:



Реакция с бромной водой (раствором брома в воде) является качественной реакцией на непредельные соединения. При пропускании непредельного соединения через бромную воду наблюдается обесцвечивание бромной воды.

Непредельные соединения обесцвечивают также и раствор перманганата калия.

Таблица 5

### Сравнительная характеристика углеводородов

	Алканы		Алкены	Алкины
Общая формула гомологического ряда	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$		$\text{C}_n\text{H}_{2n}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
Представители и молекулярная формула	метан $\text{CH}_4$	этан $\text{C}_2\text{H}_6$	этен (этилен) $\text{C}_2\text{H}_4$	этин (ацетилен) $\text{C}_2\text{H}_2$
Структурная формула	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_3$	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	$\text{CH} \equiv \text{CH}$



	Алканы		Алкены	Алкины
Относительная молекулярная масса	16	30	28	26
Физические свойства	Газ, легче воздуха, нерастворим в воде	Газ, тяжелее воздуха, нерастворим в воде	Газ, немного легче воздуха, нерастворим в воде	Газ, легче воздуха, малорастворим в воде
Химические свойства	Характерны реакции замещения		Характерны реакции присоединения	Характерны реакции присоединения

Приведём примеры выполнения заданий.

**Пример 1.** Для метана верны следующие утверждения:

- 1) молекула содержит два атома углерода и шесть атомов водорода
- 2) является непредельным углеводородом
- 3) атомы водорода соединены с атомом углерода одинарными связями
- 4) вступает в реакцию присоединения с водородом
- 5) горит с образованием углекислого газа и воды

**Решение.**

Как видно из вышеприведённой таблицы, состав метана отражается молекулярной формулой  $\text{CH}_4$ , что позволяет сделать вывод об ошибочности первого утверждения. На основании знания структурной формулы метана можно сделать вывод, что метан — предельный углеводород и все связи в молекуле одинарные: утверждение 2 неверное, а 3 верное.

Как предельный углеводород, метан не вступает в реакции присоединения (в том числе с водородом), но, как и все углеводороды, горит с образованием углекислого газа и воды. **Ответ:** 3, 5.

**Пример 2.** Для ацетилена верны следующие утверждения:

- 1) при комнатной температуре является газом
- 2) является предельным углеводородом
- 3) атомы углерода в молекуле соединены тройной связью
- 4) не взаимодействует с раствором брома
- 5) сгорает с образованием угарного газа и водорода

**Решение.**

Для начала вспомним молекулярную и структурную формулу ацетилена:  $\text{C}_2\text{H}_2$  и  $\text{CH}\equiv\text{CH}$ . Как видно из формулы, ацетилен — непредельный углеводород и в нём есть тройная связь: утверждение 2 неверное, а 3 верное.

Углеводороды, имеющие в своём составе от 1 до 4 атомов углерода, являются газообразными веществами, следовательно, утверждение 1 верное.

Определим верность утверждений 4 и 5. Как и все углеводороды с кратными связями, ацетилен реагирует с бромной водой (обесцвечивает).

При горении углеводородов образуются углекислый газ и вода, а не те вещества, которые указаны в ответе 5. **Ответ:** 1 и 3.

## Задания для самостоятельной работы

1 Для этана верны следующие утверждения:

- 1) молекула содержит один атом углерода и четыре атома водорода
- 2) является предельным углеводородом
- 3) атомы водорода соединены между собой двойной связью
- 4) вступает в реакцию присоединения с водородом
- 5) реагирует с кислородом

Ответ:

☐ ☐

2 Для ацетилена верны следующие утверждения:

- 1) при комнатной температуре является газом
- 2) является предельным углеводородом
- 3) взаимодействует с раствором  $\text{Br}_2$
- 4) атомы водорода в молекуле соединены тройной связью
- 5) сгорает с образованием угарного газа и водорода

Ответ:

☐ ☐

3 Для этана верны следующие утверждения:

- 1) имеет три атома углерода в молекуле
- 2) атомы углерода в молекуле соединены одинарной связью
- 3) хорошо растворим в воде
- 4) вступает с хлором в реакцию замещения
- 5) является негорючим веществом

Ответ:

☐ ☐

4 Для этилена верны следующие утверждения:

- 1) атомы углерода в молекуле связаны тройной связью
- 2) является непредельным соединением
- 3) обесцвечивает раствор перманганата калия
- 4) взаимодействует с натрием
- 5) не вступает в реакцию горения

Ответ:

☐ ☐

**5** Выберите верные утверждения о природном газе.

- 1) основным компонентом природного газа является метан
- 2) образует с воздухом взрывоопасную смесь
- 3) является чистым веществом
- 4) хорошо растворим в воде
- 5) горит с образованием угарного газа и водорода

Ответ:

☐☐

**6** Для этилена верны следующие утверждения:

- 1) молекула содержит четыре атома водорода
- 2) является предельным углеводородом
- 3) атомы углерода в молекуле соединены тройной связью
- 4) характерны реакции замещения
- 5) вступает с хлором в реакцию присоединения

Ответ:

☐☐

**7** Для этана верны следующие утверждения:

- 1) относительная молекулярная масса равна 26
- 2) является газообразным веществом (при н. у.)
- 3) атомы углерода в молекуле соединены двойной связью
- 4) вступает в реакцию с хлором
- 5) сгорает с образованием угарного газа и водорода

Ответ:

☐☐

**8** Для ацетиленов верны следующие утверждения:

- 1) состав молекулы соответствует общей формуле  $C_nH_{2n}$
- 2) является непредельным углеводородом
- 3) атомы углерода в молекуле соединены двойной связью
- 4) вступает с водой в реакцию присоединения
- 5) сгорает с образованием углерода и водорода

Ответ:

☐☐

9 Для этана верны следующие утверждения:

- 1) молекула содержит один атом углерода и четыре атома водорода
- 2) относительная молекулярная масса равна 30
- 3) является непредельным углеводородом
- 4) вступает в реакции замещения
- 5) обесцвечивает раствор  $\text{KMnO}_4$

Ответ:



10 Для ацетиленов верны следующие утверждения:

- 1) при комнатной температуре является газом
- 2) является предельным углеводородом
- 3) атомы углерода в молекуле соединены тройной связью
- 4) не взаимодействует с раствором  $\text{KMnO}_4$
- 5) сгорает с образованием угарного газа и водорода

Ответ:



## ЗАНЯТИЕ 26

**Кислородсодержащие соединения:** метанол, этанол, глицерин, уксусная кислота

### Контролируемые элементы содержания

Первоначальные сведения об органических кислородсодержащих веществах: спиртах (метаноле, этаноле, глицерине), карбоновых кислотах (уксусной и стеариновой).

### Контролируемые умения

#### Определять:

- возможность протекания реакций некоторых представителей органических веществ с: кислородом, водородом, металлами, водой, основаниями, кислотами, солями.

### Содержание занятия

Свойства кислородсодержащих органических веществ очень разнообразны, и они определяются тем, в состав какой группы атомов входит атом кислорода. Эта группа называется функциональной.

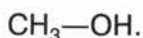
Группу атомов, которая существенным образом определяет свойства органического вещества, называют *функциональной группой*.

Принадлежность вещества к определённому классу определяется функциональной группой.

## Спирты

Спирты — органические соединения, содержащие в молекуле одну или несколько гидроксильных групп ( $-\text{OH}$ ), непосредственно связанных с атомами углерода.

Простейшим представителем класса одноатомных спиртов является метанол, или метиловый спирт:



Метанол — опаснейший яд. Попадание в организм порядка 10 мл метанола приводит к тяжёлому отравлению, одним из последствий которого является слепота. Большое количество метанола, попавшего в организм, приводит к смертельному исходу.

Ещё одним представителем гомологического ряда спиртов является этанол, или этиловый спирт, имеющий формулу



Этанол является продуктом брожения углеводов, которые содержатся в ягодах и фруктах. Это вещество обладает токсическим и наркотическим действием. Его попадание в организм вызывает возбуждение, а затем резкое угнетение центральной нервной системы, следствием которого может стать постепенное разрушение мозговой оболочки. Кроме того, употребление этанола приводит к нарушению важнейших функций организма и тяжёлому поражению внутренних органов.

При обычных условиях этанол и метанол являются жидкостями, неограниченно смешивающимися с водой.

Химические свойства спиртов определяются наличием в их молекулах  $\text{OH}$ -группы. При взаимодействии спиртов со щелочными и некоторыми другими активными металлами происходит замещение атома водорода гидроксильной группы на атом металла. При этом образуются солеподобные продукты — алкоголяты:



Приведём пример выполнения задания.

### Пример 1. Для этанола характерно:

- 1) наличие в молекуле двух атомов углерода
- 2) газообразное агрегатное состояние (н. у.)
- 3) наличие двойной связи между атомами углерода
- 4) взаимодействие с натрием
- 5) взаимодействие с углекислым газом

### Решение.

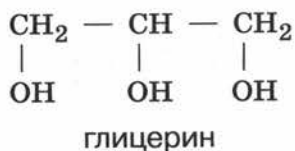
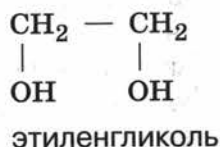
Для определения верности предложенных утверждений об этаноле следует вспомнить, что этанол — это спирт, имеющий формулу  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ : первое утверждение верное. Как и большинство спиртов, этанол — жидкость (н. у.), значит, утверждение 2 неверное. Исходя из молекулярного состава этанола, можно сделать вывод, что число атомов углерода и водорода в его молекуле соответствует формуле этана, т. е. предельного углеводорода, а следовательно, в молекуле этанола только одинарные связи:  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  или  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$  (утверждение 3 неверное).

Из химических свойств спиртов следует вспомнить, что спирты реагируют только с активными металлами (литием, натрием, калием) и, так же как и все органические вещества, горят в кислороде с образованием углекислого газа, но с ним не реагируют. Таким образом, верными являются утверждения 1 и 4.

**Ответ:** 1, 4.

Если в молекуле присутствует несколько гидроксильных групп, то такие спирты называют *многоатомными*.

Типичными представителями многоатомных спиртов являются двухатомный спирт — *этиленгликоль* ( $C_2H_6O_2$ ) и трёхатомный спирт — *глицерин* ( $C_3H_8O_3$ ), структурные формулы которых:



Этиленгликоль является жидкостью, хорошо растворимой в воде. Очень ядовит!

Глицерин — вязкая бесцветная жидкость, смешивающаяся с водой в любых соотношениях. Благодаря высокой гигроскопичности (способности поглощать влагу) глицерин используют в качестве увлажняющего компонента многих косметических средств. Как и многие другие многоатомные спирты, глицерин имеет сладкий вкус. Он не ядовит, поэтому используется также и в пищевой промышленности. Глицерин образуется в процессе расщепления жиров в организме. По своим химическим свойствам и этиленгликоль, и глицерин аналогичны метанолу и этанолу.

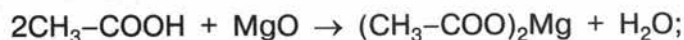
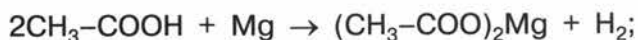
Особым свойством этих веществ является их реакция с гидроксидом меди(II), в результате которой происходит образование раствора ярко-синего (василькового) цвета.

### Карбоновые кислоты

В составе карбоновых кислот находится карбоксильная группа —COOH.

Важнейшее значение имеет *уксусная кислота*  $CH_3COOH$ . Она необходима для синтеза красителей, медикаментов (например, аспирина), сложных эфиров, ацетатного волокна. 3—9%-ный водный раствор уксусной кислоты — уксус, вкусовое и консервирующее средство.

Уксусная кислота обладает всеми химическими свойствами, характерными для класса кислот. В частности, она взаимодействует с металлами, основными оксидами, основаниями, солями более слабых кислот:





Примером высшей карбоновой кислоты является стеариновая кислота, которая содержит 18 атомов углерода. Соли высших карбоновых кислот натрия и калия называются *мылами*. Стеарат натрия  $C_{17}H_{35}COONa$  входит в состав твёрдого мыла.

Приведём пример выполнения ещё одного задания.

**Пример 2.** Для уксусной кислоты верны следующие утверждения:

- 1) молекула содержит один атом кислорода
- 2) является хорошо растворимой в воде жидкостью (н. у.)
- 3) атомы углерода в молекуле соединены двойной связью
- 4) реагирует с карбонатом натрия
- 5) вступает в реакцию с медью

**Решение.**

Вспомним формулу уксусной кислоты:  $CH_3COOH$ .

Уксусная кислота, она же этановая, содержит два атома кислорода, так как карбоксильная группа имеет формулу  $COOH$ . Из вышеприведённой формулы также видно, что атомы углерода в ней соединены одинарной, а не двойной связью. Про существование уксуса — раствора уксусной кислоты многие знают ещё с детского возраста.

Как и все кислоты, уксусная кислота реагирует с карбонатами, при этом выделяется углекислый газ. А вот с медью, расположенной в ряду активности металлов правее водорода, реакция не идёт. **Ответ:** 2, 4.

### Задания для самостоятельной работы

**11** Для этанола верны следующие утверждения:

- 1) в состав молекулы входит один атом углерода
- 2) атомы углерода в молекуле соединены двойной связью
- 3) является жидкостью (н. у.), хорошо растворимой в воде
- 4) вступает в реакцию с активными металлами
- 5) сгорает с образованием угарного газа и водорода

**Ответ:** ☐ ☐.

**12** Для метилового спирта верны следующие утверждения:

- 1) является газообразным веществом (н. у.)
- 2) в молекуле имеется гидроксильная группа
- 3) ядовит
- 4) плохо растворим в воде
- 5) вступает в реакцию с серебром

**Ответ:** ☐ ☐.

**13** Для глицерина верны следующие утверждения:

- 1) молекула содержит 3 атома углерода
- 2) все связи в молекуле двойные
- 3) газообразное вещество (н. у.)
- 4) реагирует с натрием
- 5) нерастворим в воде



Ответ:     .

**14** Для уксусной кислоты верны следующие утверждения:

- 1) изменяет окраску лакмуса
- 2) молекула содержит 3 атома кислорода
- 3) реагирует со спиртами
- 4) взаимодействует с медью
- 5) горит с образованием водорода и угарного газа



Ответ:     .

**15** Для глицерина верны следующие утверждения:

- 1) молекула содержит 8 атомов водорода
- 2) атомы углерода соединены двойной связью
- 3) хорошо растворим в воде
- 4) вступает в реакцию присоединения с водородом
- 5) не реагирует с натрием



Ответ:     .

**16** Для уксусной кислоты верны следующие утверждения:

- 1) составу молекулы отвечает формула  $C_2H_4O$
- 2) атомы углерода в молекуле соединены двойной связью
- 3) имеет специфический запах
- 4) вступает в реакцию с серебром
- 5) вступает в реакцию с гидроксидом меди(II)



Ответ:     .

17 Для метанола характерно(ы):

- 1) наличие в молекуле двух атомов углерода
- 2) жидкое агрегатное состояние (н. у.)
- 3) наличие двойной связи между атомами углерода и кислорода
- 4) взаимодействие с натрием
- 5) реакции присоединения водорода

Ответ: .

18 Для этанола верны следующие утверждения:

- 1) относится к многоатомным спиртам
- 2) является жидкостью (при н. у.)
- 3) проводит электрический ток (является электролитом)
- 4) реагирует с  $H_2$
- 5) вступает в реакцию горения

Ответ: .

19 Для уксусной кислоты характерно(а):

- 1) наличие пяти атомов водорода в молекуле
- 2) хорошая растворимость в воде
- 3) наличие двойной связи в молекуле
- 4) взаимодействие с медью
- 5) взаимодействие с соляной кислотой

Ответ: .

20 Для метанола характерно(ы):

- 1) наличие в молекуле трёх атомов углерода
- 2) наличие гидроксильной группы в молекуле
- 3) наличие двойной связи между атомами углерода
- 4) реакция горения
- 5) реакции присоединения воды

Ответ: .

## ЗАНЯТИЕ 27

### Биологически важные вещества. Природные источники углеводов

#### Контролируемые элементы содержания

Биологически важные вещества: белки, жиры, углеводы.

#### Контролируемые умения

##### Определять:

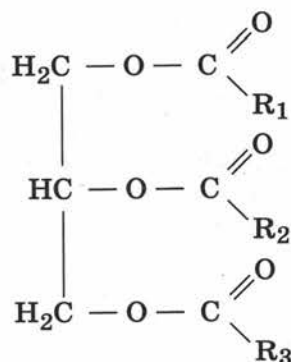
- возможность протекания реакций некоторых представителей органических веществ с: кислородом, водородом, металлами, водой, основаниями, кислотами, солями.

#### Содержание занятия

##### Состав и строение жиров

Жиры — это соединения, образованные в результате взаимодействия глицерина и карбоновых кислот, содержащих большое число атомов углерода.

Жиры относятся к классу сложных эфиров. Общая формула жиров выглядит следующим образом:



Твёрдые жиры образованы преимущественно высшими предельными карбоновыми кислотами — стеариновой  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ , пальмитиновой  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$  и некоторыми другими.

Жидкие жиры образованы высшими непредельными карбоновыми кислотами — олеиновой  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ , линолевой  $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$  и линоленовой  $\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$ . Названия жиров образуются прибавлением окончания -ат. Например: тристеарат, трипальмитат. В зависимости от происхождения жиры делят на животные и растительные.

Жиры животного происхождения твёрдые. Исключением является рыбий жир. Жиры растительного происхождения обычно жидкие. Их называют маслами. Исключением является кокосовое масло.

Как и все органические вещества, жиры горят, т. е. вступают в реакцию с кислородом. Разрушаются под действием растворов кислот и щелочей.

Приведём пример выполнения задания.

**Пример 1.** Для жиров верны следующие утверждения:

- 1) состоят только из атомов углерода и водорода
- 2) в молекулах есть двойные связи
- 3) практически нерастворимы в воде
- 4) существуют только в жидком агрегатном состоянии
- 5) не реагируют со щелочами

**Решение.**

Жиры относятся к кислородсодержащим соединениям, следовательно, утверждение 1 неверное.

Между атомами углерода и кислорода в кислотном остатке карбоксильной группы имеется двойная связь (утверждение 2 верное).

Жиры практически нерастворимы в воде (утверждение 3 верное), именно поэтому, для того чтобы помыть жирную посуду, применяют специальные моющие средства. А вот в щелочах жиры разрушаются (утверждение неверное), в результате чего образуются соли высших карбоновых кислот и глицерин.

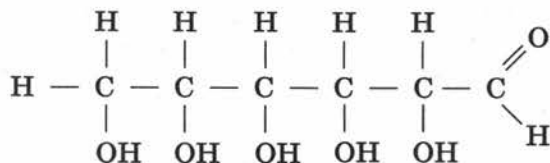
Кроме жидких жиров (подсолнечное, оливковое масла, рыбий жир), существуют и твёрдые — свиное сало, говяжий жир. Утверждение 4 неверное. **Ответ:** 2, 3.

**Углеводы**

Название «углеводы» возникло в связи с тем, что химический состав большинства соединений этого класса выражается общей формулой  $C_n(H_2O)_m$ . Но оказалось, что такое название является неточным, потому что были найдены углеводы, состав которых не отвечает этой формуле.

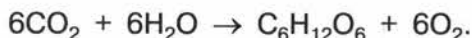
**Глюкоза.** Формула глюкозы —  $C_6H_{12}O_6$ . Это бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. Её иногда называют виноградным сахаром: она содержится во фруктах, в мёде, а в очень малом количестве — в крови человека и животных.

Рассмотрим строение молекулы глюкозы:



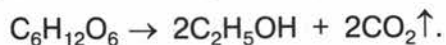
В молекуле глюкозы есть пять гидроксильных групп и одна карбонильная функциональная группа, поэтому глюкоза проявляет свойства как многоатомных спиртов, так и альдегидов.

Образуется глюкоза в процессе фотосинтеза в клетках растений, содержащих хлорофилл, под действием солнечного света:



Важным химическим свойством глюкозы является её брожение под действием ферментов, вырабатываемых микроорганизмами. *Спиртовое брожение* идёт под дей-

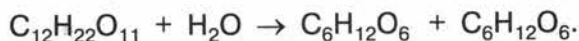
ствием фермента дрожжей. Сложный химизм этого процесса суммарно выражается уравнением



Глюкоза — необходимый компонент пищи, один из главных участников обмена веществ в организме. Она очень питательна и легко усваивается. При её окислении выделяется больше трети используемой в организме энергии:



**Сахароза.** Сахароза — соединение, известное каждому как обычный сахар. Её формула —  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Она относится к дисахаридам. Сахароза может не только растворяться в воде, но и взаимодействовать с ней (подвергаться гидролизу) под воздействием ферментов или кислот:



При этом образуются глюкоза и фруктоза, которые имеют одинаковую молекулярную формулу, но разную структуру.

Приведём ещё один пример выполнения задания.

**Пример 2.** Для глюкозы верны следующие утверждения:

- 1) относится к углеводам
- 2) содержит 12 атомов кислорода
- 3) растворяется в воде
- 4) раствор проводит электрический ток
- 5) является полимером

**Решение.**

Знание состава молекулы глюкозы —  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  — позволяет ответить на два первых вопроса: глюкоза — углевод, а число атомов кислорода равно 6, а не 12.

Глюкоза — растворимое в воде вещество. Так как в глюкозе связи ковалентные неполярные, то её раствор не проводит электрический ток.

Полимеры — это вещества, состоящие из множества повторяющихся молекул, а молекула глюкозы не соединена с другими фрагментами молекул. **Ответ:** 1, 3.

## Белки

**Белки** — это азотсодержащие органические соединения, состоящие из множества остатков молекул аминокислот, т. е. веществ, содержащих группу  $-\text{COOH}$  и  $-\text{NH}_2$  (аминогруппу). Например:  $\text{NH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$  (аминоуксусная кислота, или глицин). Именно из аминокислот в живом организме синтезируются белки. Они содержатся в протоплазме и ядре всех растительных и животных клеток и являются главными носителями жизни.

Разнообразие белков определяется тем, какие остатки аминокислот и в какой последовательности образуют молекулу белка. В результате гидролиза белков, т. е. в результате их взаимодействия с водой, было выделено 20 аминокислот. В состав белков могут входить атомы углерода (его массовая доля составляет 50—55 %), кис-



лорода (21,5—23,5 %), азота (15—17 %), водорода (6,5—7,3 %), серы (0,3—2,5 %), а также небольшие количества фосфора, иода, железа и других элементов. Поэтому свои белки присущи каждому живому организму.

Белки уникальны. Каждый из них выполняет свою биологическую роль. Так, из одних белков образуется мышечная ткань, из других — покровная, из третьих — опорная.

Веществами белковой природы являются также гормоны и ферменты. *Ферменты* можно рассматривать как катализаторы биохимических процессов. Они во много раз ускоряют процессы, протекающие в живых организмах. *Гормоны* — очень активные вещества, которые влияют на деятельность определённых органов и систем органов и регулируют процессы обмена веществ.

### Задания для самостоятельной работы

**21** Для глюкозы верны следующие утверждения:

- 1) относится к углеводородам
- 2) содержит 6 атомов углерода
- 3) растворима в воде
- 4) раствор не проводит электрический ток
- 5) при спиртовом брожении выделяется кислород

Ответ:

☐ ☐

**22** Для глюкозы верны следующие утверждения:

- 1) относится к предельным углеводородам
- 2) содержит шесть атомов углерода
- 3) нерастворима в воде
- 4) является жидкостью
- 5) вступает в реакции брожения

Ответ:

☐ ☐

**23** Для белков верны следующие утверждения:

- 1) относятся к углеводам
- 2) являются полимерными соединениями
- 3) содержат атомы азота
- 4) атомы углерода соединены двойными связями
- 5) образуются в процессе фотосинтеза

Ответ:

☐ ☐

**24** Для белков верны следующие утверждения:

- 1) образованы только атомами углерода, водорода и кислорода
- 2) атомы углерода соединены ионными связями
- 3) состоят из фрагментов молекул аминокислот
- 4) выполняют ферментативную функцию
- 5) вступают в реакции брожения

☐

Ответ:     .

**25** Для жиров верны следующие утверждения:

- 1) состоят из атомов углерода и водорода
- 2) атомы в молекуле соединены только одинарными связями
- 3) служат для запаса энергии в организме
- 4) растворяются в воде
- 5) реагируют со щелочами

☐

Ответ:     .

Номер занятия	Тема
28	Решение задач: массовая доля элемента в веществе; вычисление массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ
29	Правила работы в химической лаборатории. Бытовые химические знания. Виды смесей и способы их разделения. Способы получения и собирания газов

## ЗАНЯТИЕ 28

**Решение задач: массовая доля элемента в веществе; вычисление массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ**

### Контролируемые умения

#### Вычислять:

- массовую долю химического элемента в веществе;
- массовую долю растворённого вещества в растворе;
- количество вещества, массу или объём вещества по количеству вещества, массе или объёму одного из реагентов или продуктов реакции.

### Содержание занятия

#### Решение задач на расчёт массовой доли элемента в соединении.

Состав вещества отражается с помощью химических формул.

*Химическая формула — это условная запись состава вещества с помощью символов химических элементов и цифр.*

Число атомов каждого элемента в формуле отражается с помощью *индекса* — числа, стоящего внизу справа от символа химического элемента. Индекс 1 не записывается.

*Относительная атомная масса элемента — это величина, показывающая, во сколько раз масса его атома больше 1/12 массы атома изотопа углерода-12.* Относительная атомная масса элемента обозначается символом  $A_r$  и указывается в ПСХЭ в соответствующей клетке химического элемента. Для расчётов массовой доли химического элемента в соединении относительную атомную массу элемента необходимо округлить до целого числа, за исключением относительной атомной массы хлора ( $A_r(\text{Cl}) = 35,5$ ).

*Относительная молекулярная масса вещества — это величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы больше 1/12 массы атома изотопа углерода-12.* Относительная молекулярная масса вещества обозначается символом  $M_r$  и рассчитывается как сумма масс всех атомов, образующих молекулу (формульную единицу).

Например,  $M_r(\text{Al}_2\text{S}_3) = A_r(\text{Al}) \cdot 2 + A_r(\text{S}) \cdot 3 = 27 \cdot 2 + 32 \cdot 3 = 150$ .

Для определения массовой доли элемента в соединении необходимо найти отношение массы всех атомов данного элемента к молекулярной массе всего соеди-

нения. Результат может быть выражен в долях единицы или в процентах (для этого результат деления необходимо умножить на 100 %):

$$w(\text{Э}) = A_r(\text{Э}) \cdot n / M_r (\text{соединения}),$$

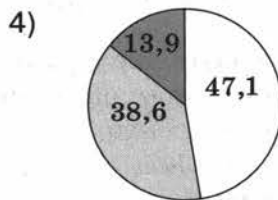
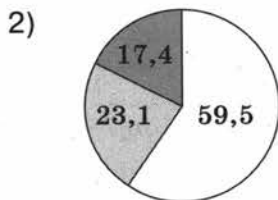
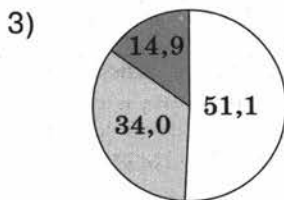
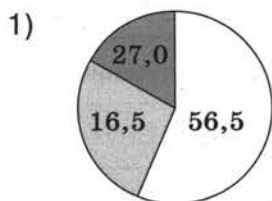
где  $n$  — индекс соответствующего элемента.

Например, чтобы определить массовую долю кислорода в серной кислоте  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , необходимо найти в ПСХЭ относительные атомные массы водорода, серы и кислорода ( $A_r(\text{H}) = 1$ ,  $A_r(\text{S}) = 32$ ,  $A_r(\text{O}) = 16$ ) и провести расчёт по формуле:

$$\begin{aligned} w(\text{O}) &= A_r(\text{O}) \cdot 4 / (A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{S}) \cdot 1 + A_r(\text{O}) \cdot 4) = \\ &= 16 \cdot 4 / (1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4) = 64 / 98 = 0,653, \text{ или } 65,3 \%. \end{aligned}$$

Для расчётов вы можете использовать непрограммируемый калькулятор. Приведём пример выполнения задания.

**Пример 1.** На какой диаграмме распределение массовых долей элементов соответствует количественному составу нитрата меди(II)?



### Решение.

Массовую долю элемента в молекуле вычисляют по формуле:

$$w = n \cdot A_r / M_r,$$

где  $A_r$  — относительная атомная масса элемента;  $n$  — индекс элемента;  $M_r$  — относительная молекулярная масса соединения.

Формула нитрата меди(II)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

Рассчитываем  $M_r$ :  $M_r(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 64 + (14 + 16 \cdot 3) \cdot 2 = 188$ .

$$w(\text{Cu}) = A_r(\text{Cu}) / M_r(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 64 / 188 = 0,340, \text{ или } 34 \%.$$

$$w(\text{N}) = 2A_r(\text{N}) / M_r(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 28 / 188 = 0,149, \text{ или } 14,9 \%.$$

$$w(\text{O}) = 6A_r(\text{O}) / M_r(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 96 / 188 = 0,511, \text{ или } 51,1 \%.$$

**Ответ:** 3.

### Решение задач на расчёт по уравнению реакции.

Для выполнения расчётов по уравнениям химических реакций необходимо учитывать коэффициенты, стоящие перед формулами реагентов и продуктов реакции, так как они связаны с количествами реагирующих веществ: отношение количества вещества к коэффициенту перед его формулой в уравнении химической реакции одинаково для всех участников реакции.

Объём любого газа пропорционален количеству вещества, т. е. коэффициенты в уравнении реакции показывают соотношения объёмов, реагирующих и образовавшихся газообразных веществ.

Количество вещества  $n$  можно выразить через массу вещества, объём газообразного вещества или число частиц вещества:

$n = m/M$ , где  $m$  — масса вещества,  $M$  — молярная масса (численно равна относительной молекулярной массе);

$n = V/V_m$ , где  $V$  — объём газообразного вещества,  $V_m$  — молярный объём;  $V_m = 22,4$  л/моль.

Назовём основные величины, применяемые в химических расчётах, и их единицы измерения:

Название величины	Обозначение	Единица измерения
Количество вещества	$n$	моль
Масса	$m$	грамм (г)
Молярная масса	$M$	г/моль
Объём	$V$	литр (л)
Молярный объём	$V_m$	л/моль
Массовая доля	$w$	без размерности (или %)

Иногда в задачах вместо массы вещества указаны массы раствора и массовая доля растворённого вещества. Следовательно, необходимо найти массу растворённого вещества прежде, чем находить его количество:

$$m(\text{в-ва}) = m(\text{р-ра}) \cdot w(\text{в-ва}).$$

Если в задаче вместо массы раствора известны его объём и плотность, то для нахождения массы раствора необходимо воспользоваться формулой

$$m(\text{р-ра}) = V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра}).$$

Нахождение искомых величин:

$$m = n \cdot M$$

$$V = n \cdot V_m$$

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва})/w(\text{в-ва})$$

$$w(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва})/m(\text{р-ра})$$

Алгоритм решения расчётных задач:

1. Внимательно прочитайте условие задачи. Выпишите числовые данные с указанием соответствующих величин (масса, объём, количество вещества и т. п.).
2. Сформулируйте вопрос задачи (какую величину требуется найти).
3. Составьте уравнение реакции.
4. Выразите количество вещества, для которого имеются числовые данные в задаче, используя необходимые формулы, связывающие количество вещества  $n$  с массой, объёмом или числом частиц вещества.
5. Используя стехиометрические коэффициенты уравнения реакции, выразите количество искомого вещества через количество известного вещества.
6. Найдите искомую величину, используя полученное количество вещества.
7. Запишите полученный ответ.

Приведём примеры решения расчётных задач.

**Пример 2.** Какая масса осадка образуется при взаимодействии избытка хлорида цинка с 160 г раствора гидроксида натрия с массовой долей растворённого вещества 15 %?

**Дано:**

$$m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = 160 \text{ г}$$

$$w(\text{NaOH}) = 15 \%, \text{ или } 0,15$$

**Найти:**  $m(\text{Zn}(\text{OH})_2) = ?$

**Решение.**

Составляем уравнение реакции:  $2\text{NaOH} + \text{ZnCl}_2 = \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$ .

1) Вычисляем массу гидроксида натрия, содержащегося в растворе:

$$m(\text{NaOH}) = m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) \cdot w(\text{NaOH}) = 160 \text{ г} \cdot 0,15 = 24 \text{ г}.$$

2) Вычисляем количество вещества гидроксида натрия:

$$n(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/M(\text{NaOH}) = 24 \text{ г} / 40 \text{ г/моль} = 0,6 \text{ моль}.$$

3) Определяем количество вещества образовавшегося осадка:

$$n(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 1/2n(\text{NaOH}) = 0,3 \text{ моль}.$$

4) Рассчитываем массу осадка:

$$m(\text{Zn}(\text{OH})_2) = n(\text{Zn}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 0,3 \text{ моль} \cdot 99 \text{ г/моль} = 29,7 \text{ г}.$$

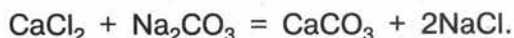
**Ответ:**  $m(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 29,7 \text{ г}.$

**Пример 3.** В результате взаимодействия раствора хлорида кальция с массовой долей растворённого вещества 12 % и раствора карбоната натрия выпал осадок массой 8 г. Вычислите массу исходного раствора хлорида кальция, взятого для реакции.



**Решение.**

1. Составим уравнение реакции:



2. По данным условия задачи определим количество вещества карбоната кальция:

$$n(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3) / M(\text{CaCO}_3) = 8 \text{ г} / 100 \text{ г/моль} = 0,08 \text{ моль}.$$

3. Рассчитаем массу хлорида кальция:

По уравнению реакции:  $n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCl}_2) = 0,08 \text{ моль}.$

$$m(\text{CaCl}_2) = n(\text{CaCl}_2) \cdot M(\text{CaCl}_2) = 0,08 \text{ моль} \cdot 111 \text{ г/моль} = 8,88 \text{ г}.$$

4. Находим массу раствора хлорида кальция:

$$m_{\text{р-ра}}(\text{CaCl}_2) = m(\text{CaCl}_2) / w(\text{CaCl}_2) = 8,88 \text{ г} / 0,12 = 74 \text{ г}.$$

**Ответ:** 74 г.

**Задания для самостоятельной работы**

1 Массовая доля азота в нитрате магния равна:

- 1) 9,7 %
- 2) 18,9 %
- 3) 25,4 %
- 4) 42,1 %

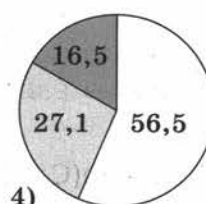
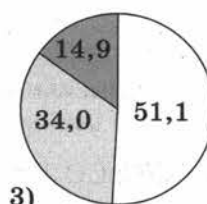
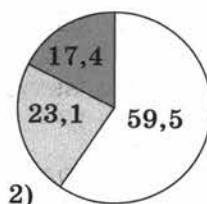
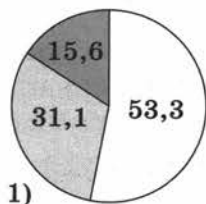
**Ответ:** .

2 Массовая доля кислорода в карбонате калия равна:

- 1) 11,6 %
- 2) 21,2 %
- 3) 34,8 %
- 4) 49,6 %

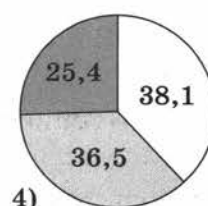
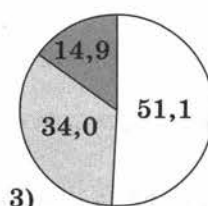
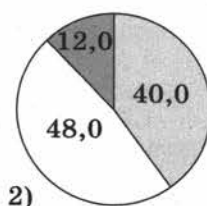
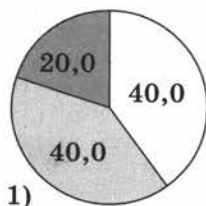
**Ответ:** .

- 3 На какой диаграмме распределение массовых долей элементов отвечает количественному составу нитрата железа(III)?



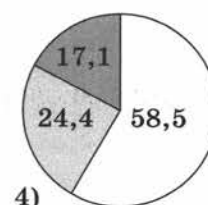
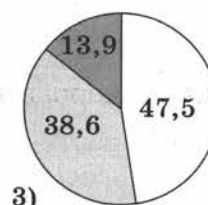
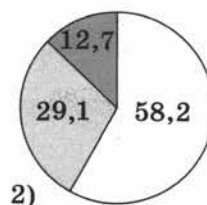
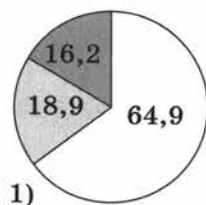
Ответ: .

- 4 На какой диаграмме распределение массовых долей элементов отвечает количественному составу карбоната кальция?



Ответ: .

- 5 На какой диаграмме распределение массовых долей элементов отвечает количественному составу сульфата лития?



Ответ: .

- 6 Вычислите объём аммиака (н. у.), необходимого для полной нейтрализации соляной кислоты массой 146 г и массовой долей HCl 10 %.

- 7 Вычислите массу раствора азотной кислоты с массовой долей 15 %, необходимой для полной нейтрализации раствора, содержащего 3,7 г гидроксида кальция.
- 8 В результате взаимодействия растворов нитрата серебра и хлорида калия, взятого в избытке, выпал осадок массой 2,87 г. Вычислите массу исходного раствора нитрата серебра с массовой долей 17 %, взятого для реакции.

## ЗАНЯТИЕ 29

### Правила работы в химической лаборатории. Бытовые химические знания. Виды смесей и способы их разделения. Способы получения и собирания газов

#### Контролируемые элементы содержания

Чистые вещества и смеси. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Человек в мире веществ, материалов и химических реакций. Проблемы безопасного использования веществ и проведения химических реакций в повседневной жизни. Разделение смесей и очистка веществ. Приготовление растворов. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия.

#### Контролируемые умения

##### Обращаться:

- с химической посудой и лабораторным оборудованием.

##### Использовать:

- приобретённые знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для:
- безопасного обращения с веществами и материалами в повседневной жизни и грамотного оказания первой помощи при ожогах кислотами и щелочами;
- объяснения отдельных фактов и природных явлений;
- критической оценки информации о веществах, используемых в быту.

#### Содержание занятия

В изучении химических свойств веществ, закономерностей протекания химических реакций и др. помогает лабораторное оборудование:

- 1) для хранения реактивов: банки и склянки из светлого и тёмного стекла (для веществ, неустойчивых к солнечному свету);
- 2) для приготовления растворов: колбы конические и круглые;
- 3) для проведения опытов: пробирки, химические стаканы;
- 4) для измерения объёма: мерные цилиндры, мерные колбы, мерные химические стаканы, мензурки, капилляры (пипетки);
- 5) вспомогательные инструменты: шпатели, пинцеты, ложки для сжигания веществ, стеклянные палочки, резиновые пробки, газоотводные трубки, резиновые трубки с грушей, фильтры;
- 6) вспомогательное оборудование: весы, лабораторные штативы, штативы для пробирок, спиртовки, фарфоровые чашки для выпаривания, ступки с пестиком, пробиркодержатели, тигельные щипцы, предметные стёкла, чашки Петри, магниты.

## Основные приёмы работы в химической лаборатории

**Нагревание:** нагревать можно только небольшие количества веществ (не более  $1/3$  объёма пробирки). Вначале прогревают всю пробирку, а затем место, где находится содержимое. Нагревание проводят только в термостойкой посуде.

**Упаривание:** проводится на водяной или песчаной бане.

**Определение запаха:** при определении запаха вещества нужно движениями ладони направить струю газа от отверстия реакционного сосуда к себе и осторожно вдохнуть.

**Работа со спиртовкой:**

- этиловый спирт заливают в резервуар не более чем на половину его объёма, фитиль спиртовки зажигают с помощью спички или горящей лучины;
- запрещается перемещать горящую спиртовку;
- гасить горящую спиртовку можно только с помощью колпачка.

**При обращении с веществами и оборудованием необходимо соблюдать правила техники безопасности:**

- во время работы на лабораторном столе не должны находиться посторонние предметы;
- в лаборатории необходимо работать в специальном халате, при необходимости использовать защитные очки и резиновые перчатки;
- запрещается принимать пищу в лаборатории;
- все опыты с ядовитыми и сильно пахнущими веществами проводятся в вытяжном шкафу;
- химические реактивы можно брать только индивидуальным шпателем или пинцетом;
- неизрасходованные вещества нельзя высыпать обратно в те сосуды, из которых они были взяты; излишки подвергаются утилизации;
- работы с едкими веществами (щёлочи, кислоты) необходимо выполнять в резиновых перчатках и защитных очках;
- сосуд с нагреваемой жидкостью нельзя закрывать пробкой; при нагревании пробирки следует использовать пробиркодержатель; нельзя наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание жидкости, отверстие нагреваемой пробирки должно быть отвернуто от работающего;
- при разбавлении концентрированных кислот необходимо кислоту приливать к воде небольшими порциями при постоянном перемешивании;
- при попадании кислоты на кожу необходимо промыть место ожога проточной водой в течение нескольких минут, а затем обработать 3%-ным раствором пищевой соды. При ожоге концентрированными растворами щелочей обожжённое место промывают проточной водой 2—3 мин, а затем обрабатывают 1%-ным раствором уксусной или борной кислоты и затем снова промывают водой;
- легковоспламеняющиеся жидкости и твёрдые вещества необходимо держать вдали от огня;
- при термическом ожоге необходимо охладить поражённое место под струёй проточной холодной воды и наложить стерильную повязку;
- при попадании реактива в глаз необходимо промыть глаз проточной водой и обратиться к врачу.

Рассмотрим пример выполнения задания.

**Пример 1.** Верны ли суждения об использовании лабораторного оборудования?

**А.** При растворении твёрдой щёлочи в воде для перемешивания раствора можно использовать алюминиевую ложечку.

**Б.** Для нагревания растворов можно использовать тонкостенный химический стакан.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

Для определения верности суждения А учащиеся должны опираться на знание химических свойств алюминия и его соединений. Так, например, они должны вспомнить, что алюминий и его соединения проявляют амфотерные свойства, а следовательно, могут реагировать не только с кислотами, но и со щелочами. Поэтому использование алюминиевой ложки для растворения щёлочи недопустимо.

Определение верности/неверности второго суждения полностью зависит от владения знаниями о предназначении и правилах использования лабораторного оборудования, а также умений применять эти знания. Так, например, одно из правил техники безопасности гласит, что для нагревания веществ применяется тонкостенная посуда из химического стекла. **Ответ: 2.**

**Виды смесей и способы их разделения**

Чистыми называют вещества, не содержащие примесей других веществ. В каждом агрегатном состоянии чистые вещества обладают постоянными физическими свойствами.

Смесями называются системы, состоящие из двух и более веществ. Физические свойства смесей не постоянны. Свойства каждого из веществ, составляющих смесь, сохраняются.

Неоднородными называются смеси, в которых невооружённым глазом или при помощи микроскопа можно разглядеть частицы, составляющие смесь.

Однородными называются смеси, в которых даже вооружённым глазом невозможно разглядеть частицы, составляющие смесь. К однородным смесям относятся, например, истинные растворы.

Смеси веществ встречаются гораздо чаще, чем абсолютно чистые вещества. В природе индивидуальные вещества практически не встречаются. Поэтому для исследования свойств и применения веществ необходимо выделять их из смеси.

Для разделения смесей используются различные методы, основанные на различии физических свойств веществ, образующих смесь (плотность, растворимость, температура кипения, способность намагничиваться и т. д.).

**1.** Способы разделения однородных смесей.

1) **выпаривание и кристаллизация** — для выделения нелетучих твёрдых веществ из растворов;



2) *дистилляция (перегонка)* — для разделения смесей, образованных жидкостями с различными температурами кипения.

II. Способы разделения неоднородных смесей:

1) *отстаивание* — для разделения смеси твёрдого нерастворимого вещества и жидкости или двух несмешивающихся жидкостей разной плотности. Например, смесь песка и воды или смесь растительного масла и воды. Для разделения жидкостей используют делительную воронку. Для ускорения отстаивания можно использовать центрифугирование — разделение компонентов смеси под действием центробежной силы;

2) *фильтрование* — процесс отделения твёрдых веществ от жидкости или газа при помощи пористого материала (фильтра), пропускающего частицы жидкости или газа, но задерживающего твёрдые частицы;

3) *намагничивание* — для разделения смесей, в состав которых входят намагничиваемые металлы и сплавы (железо, сталь, чугун).

Приведём пример выполнения задания.

**Пример 2.** Верны ли следующие суждения о способах разделения смесей?

А. Для разделения смеси речного песка и железных опилок можно использовать магнит.

Б. Для отделения осадка от раствора можно использовать фильтровальную бумагу.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

**Решение.**

Железные опилки можно отделить от речного песка с помощью магнита; с помощью фильтрования можно отделить твёрдое нерастворимое в воде вещество от раствора. При этом твёрдое вещество останется на фильтре. Значит, оба суждения верны.

**Ответ:** 3.

### Способы собирания газов

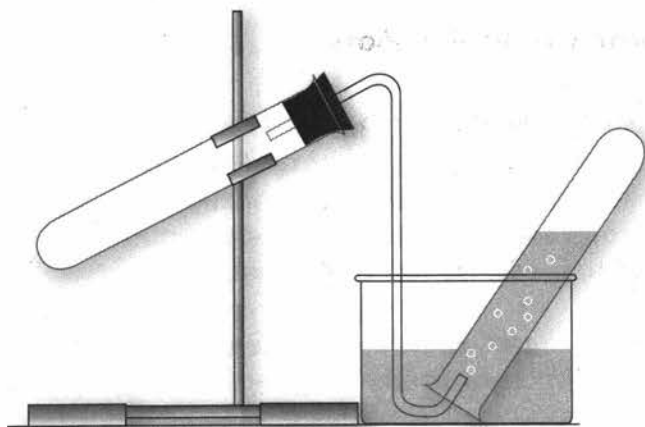
Газы можно собирать двумя способами — методом вытеснения воды и методом вытеснения воздуха.

Методом вытеснения воды (рис. 1) можно собирать только те газы, которые не растворяются в воде и не реагируют с водой (кислород, водород, метан и др.).

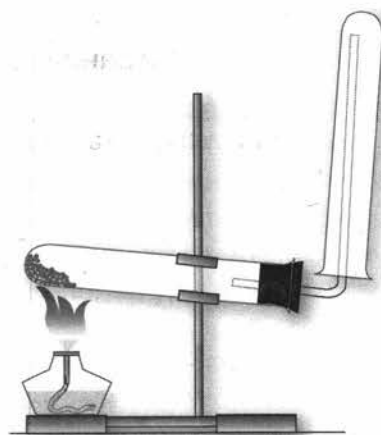
Аммиак и хлороводород нельзя собирать методом вытеснения воды, так как они очень хорошо растворяются в воде.

Метод вытеснения воздуха используют для собирания как растворимых (аммиак, углекислый газ), так и нерастворимых в воде газов.



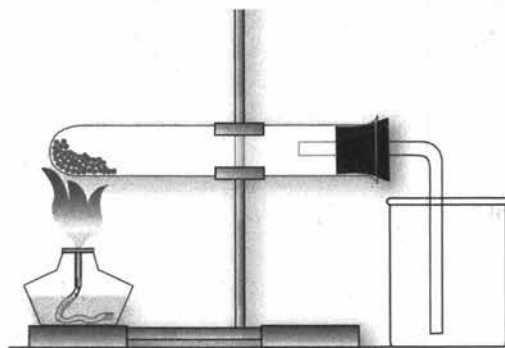


**Рис. 1.** Собираение газа методом вытеснения воды



**Рис. 2.** Собираение газа, который легче воздуха

Для соби́рания газов, которые легче воздуха, сосуд для сбора газа следует закре́пить дном вверх (рис. 2).



**Рис. 3.** Собираение газа, который тяжелее воздуха

А для газов, которые тяжелее воздуха, — дном вниз (рис. 3).  
Приве́дём ещё один пример выполнения задания.

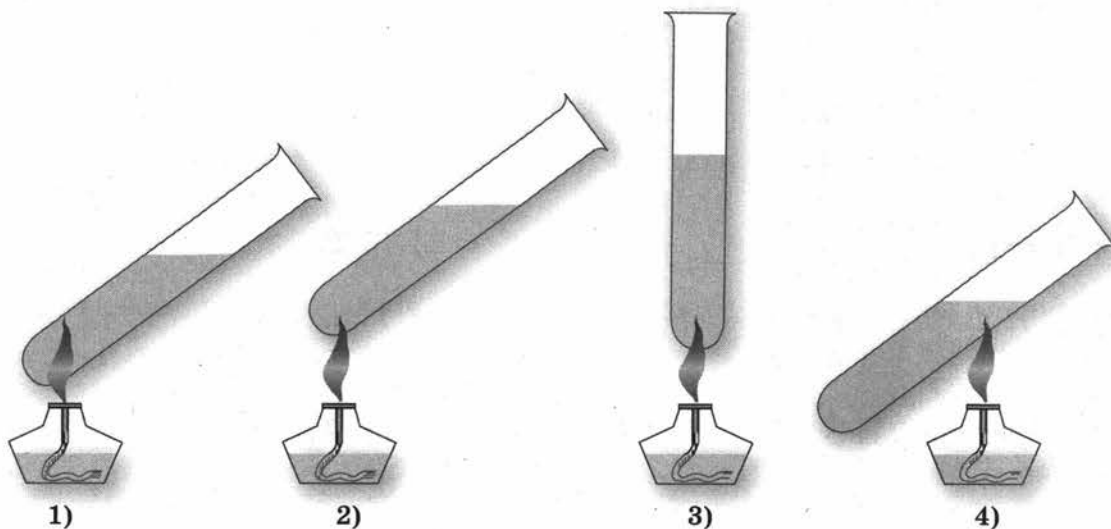
**Пример 3.** Соби́рать методом вытеснения воды, как это показано на рисунке 1, можно:

- 1) хлороводород
- 2) метан
- 3) оксид серы(IV)
- 4) аммиак

Для выполнения данного задания учащиеся должны знать физические и химические свойства газов, приведённых в вариантах ответа, а также понимать принципы, на основании которых определяется способ получения и соби́рания газов. Так, например, хлороводород, аммиак и оксид серы(IV) хорошо растворимы в воде, а, следовательно, методом вытеснения воды их соби́рать невозможно. **Ответ: 2.**

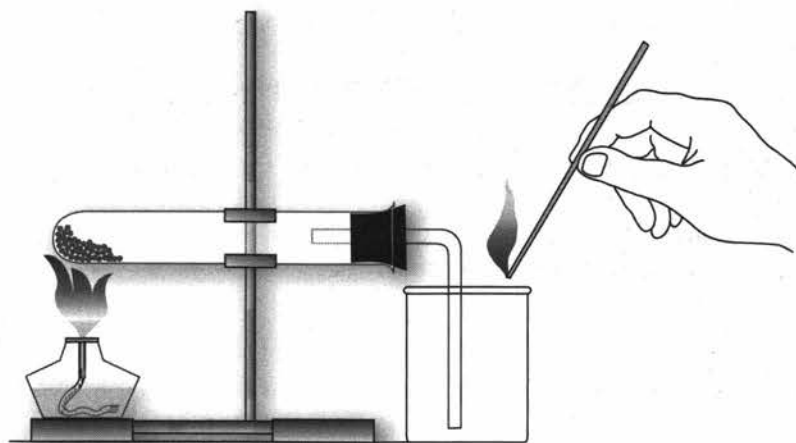
### Задания для самостоятельной работы

9 Какой рисунок показывает правильное нагревание жидкости в пробирке?



Ответ: ☐.

10 Прибор, изображённый на рисунке,



используют для получения:

- 1) аммиака
- 2) водорода
- 3) кислорода
- 4) азота

Ответ: ☐.

**11** Верны ли следующие суждения о чистых веществах и смесях?

А. Процеженный чай является смесью веществ.

Б. Майонез является смесью веществ.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

Ответ: ☐.

**12** Верны ли следующие суждения об использовании лабораторного оборудования?

А. Для измерения объёмов газов используют мерный цилиндр.

Б. Для выпаривания раствора можно использовать фарфоровую ступку.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

Ответ: ☐.

**13** Верны ли суждения о способах разделения смесей?

А. Разделить стальные и древесные опилки можно с помощью магнита.

Б. Смесью воды и нефти можно разделить с помощью делительной воронки.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

Ответ: ☐.

**14** Верны ли суждения о чистых веществах и смесях?

А. Частицы, образующие однородную смесь, можно обнаружить с помощью лупы.

Б. Смесью воды и порошка мела можно разделить фильтрованием.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

Ответ: ☐.

15 Верны ли суждения о химическом загрязнении окружающей среды и его последствиях?

- А. Повышенное содержание в помещении оксида углерода(II) опасно для здоровья человека.  
Б. Выбросы в атмосферу газообразных отходов производства серной и азотной кислот отрицательно влияют на здоровье человека.

- 1) верно только А  
2) верно только Б  
3) верны оба суждения  
4) оба суждения неверны

Ответ: ☐.

16 Верны ли следующие суждения о правилах безопасного обращения с веществами в быту?

- А. При работе с жидкими чистящими препаратами для ванн и раковин рекомендуется использовать резиновые перчатки.  
Б. Столовый уксус должен храниться вместе с препаратами бытовой химии.

- 1) верно только А  
2) верно только Б  
3) верны оба суждения  
4) оба суждения неверны

Ответ: ☐.

17 Верны ли следующие суждения о правилах безопасной работы в химической лаборатории и хранения веществ в быту?

- А. При попадании раствора кислоты на кожу её следует промыть водой и обработать раствором пищевой соды.  
Б. Легковоспламеняющиеся жидкости, например ацетон, разрешается хранить только в холодильнике.

- 1) верно только А  
2) верно только Б  
3) верны оба суждения  
4) оба суждения неверны

Ответ: ☐.

**18** Верны ли следующие суждения о способах приготовления растворов в химической лаборатории и быту?

- А. Для приготовления раствора кислоты следует к концентрированной кислоте приливать воду.  
 Б. Раствор медного купороса, используемый для опрыскивания садовых деревьев, не следует хранить в оцинкованном ведре.
- 1) верно только А
  - 2) верно только Б
  - 3) верны оба суждения
  - 4) оба суждения неверны

Ответ: .

## ЗАНЯТИЕ 30

### Итоговая проверочная работа в формате ОГЭ по химии

#### ВАРИАНТ 1

#### Часть 1

Ответом к заданиям 1—15 является одна цифра, которая соответствует номеру правильного ответа. Запишите эту цифру в поле ответа в тексте работы, а затем перенесите в БЛАНК ОТВЕТОВ № 1 справа от номера соответствующего задания, начиная с первой клеточки.

**1** Одинаковое число электронов во внешнем электронном слое имеют атомы:

- 1) С и N
- 2) N и S
- 3) С и Si
- 4) He и Ne

Ответ: .

**2** В каком ряду химические элементы расположены в порядке усиления неметаллических свойств?

- 1) P → As → Sb
- 2) Si → P → S
- 3) C → Si → Ge

**4) Cl ® S ® P** Ответ: .

**3** Ковалентную полярную связь имеет каждое из двух веществ:

- 1) сероводород и хлор
- 2) оксид натрия и оксид хлора(VII)
- 3) оксид кремния и аммиак
- 4) хлорид лития и кислород

Ответ: ☐.

**4** В каком из соединений степень окисления азота равна  $-3$ ?

- 1)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- 2)  $\text{HNO}_3$
- 3)  $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$
- 4)  $\text{N}_2\text{O}_3$

Ответ: ☐.

**5** Основным оксидом является каждое из двух веществ:

- 1)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{O}$
- 2)  $\text{CaO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$
- 3)  $\text{CO}$ ,  $\text{BaO}$
- 4)  $\text{NO}_2$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$

Ответ: ☐.

**6** Какое уравнение соответствует реакции обмена?

- 1)  $\text{MgO} + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3$
- 2)  $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = 3\text{NaCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3$
- 3)  $2\text{NaI} + \text{Br}_2 = 2\text{NaBr} + \text{I}_2$
- 4)  $2\text{AgBr} = 2\text{Ag} + \text{Br}_2$

Ответ: ☐.

**7** Электролитом не является:

- 1)  $\text{K}_2\text{S}$
- 2)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 3)  $\text{C}_2\text{H}_6$
- 4)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Ответ: ☐.



8 Взаимодействию серной кислоты и гидроксида меди(II) соответствует сокращённое ионное уравнение:

- 1)  $\text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2)  $2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}^{2+} = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}^+$
- 4)  $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-}$

Ответ: ☐.

9 С водой при комнатной температуре реагирует:

- 1) Cu
- 2) Ag
- 3) Ca
- 4) Hg

Ответ: ☐.

10 Среди веществ: KOH, CaO, H<sub>2</sub>O, HCl — в реакцию с оксидом фосфора(V) вступает(ют):

- 1) только KOH
- 2) KOH и CaO
- 3) KOH, CaO и H<sub>2</sub>O
- 4) все перечисленные вещества

Ответ: ☐.

11 И гидроксид калия, и соляная кислота взаимодействуют с:

- 1)  $\text{MgCl}_2$
- 2)  $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 3)  $\text{H}_3\text{PO}_4$
- 4) CaO

Ответ: ☐.

12 Карбонат натрия не реагирует с:

- 1)  $\text{ZnCl}_2$
- 2) HCl

3)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 4)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ 

Ответ: ☐.

**13** Верны ли суждения о назначении лабораторной посуды и оборудования?

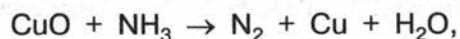
А. Для измерения объёма жидкости используют мерный цилиндр.

Б. Ступка с пестиком предназначены для измельчения твёрдых веществ.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

Ответ: ☐.

**14** В реакции, схема которой

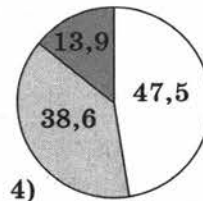
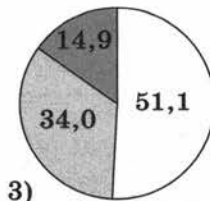
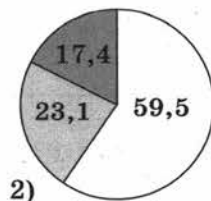
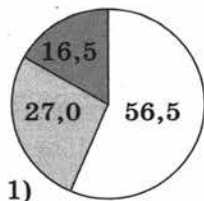


восстановителем является:

- 1)  $\text{N}^{-3}$
- 2)  $\text{Cu}^{+2}$
- 3)  $\text{H}^{+1}$
- 4)  $\text{O}^{-2}$

Ответ: ☐.

**15** На какой диаграмме распределение массовых долей элементов соответствует количественному составу нитрата меди(II)?



Ответ: ☐.

Ответом к заданиям 16—19 является последовательность цифр, которые следует записать в БЛАНК ОТВЕТОВ № 1 справа от номера соответствующего задания, начиная с первой клеточки. Ответ записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждую цифру пишите в отдельной клеточке в соответствии с приведёнными в бланке образцами.

При выполнении заданий 16, 17 из предложенного перечня ответов выберите два правильных и запишите в таблицу цифры, под которыми они указаны.

**16** В ряду химических элементов  $Al \rightarrow P \rightarrow Cl$  происходит увеличение (усиление):

- 1) числа протонов в ядрах атомов
- 2) числа электронных слоёв в атомах
- 3) радиуса атомов
- 4) металлических свойств
- 5) кислотного характера свойств высших оксидов

Ответ: 

--	--

.

**17** Для глицерина верны следующие утверждения:

- 1) является углеводородом
- 2) в состав молекулы входят три группы  $-OH$
- 3) атомы в молекуле соединены ионной связью
- 4) вступает в реакцию с водородом
- 5) вступает в реакцию с натрием

Ответ: 

--	--

.

При выполнении заданий 18, 19 к каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца. Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами. Цифры в ответе могут повторяться.

**18** Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А)  $Zn$  и  $NaOH$ (изб.)  
Б)  $H_2SO_4$  и  $Na_2SO_3$

ПРИЗНАК РЕАКЦИИ

- 1) выделение газа без запаха  
2) выделение газа с неприятным запахом

В)  $BaI_2$  и  $AgNO_3$ 

- 3) выпадение белого осадка  
4) выпадение жёлтого осадка

Ответ:

А	Б	В

19 Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с которыми это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) Fe  
Б)  $Ba(OH)_2$   
В)  $Al(NO_3)_3$

РЕАГЕНТЫ

- 1) Zn, CuO  
2) KOH,  $Na_3PO_4$   
3)  $AgNO_3$ ,  $O_2$   
4)  $Al_2O_3$ ,  $CO_2$

Ответ:

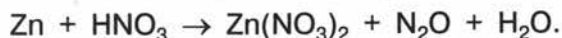
А	Б	В

Не забудьте перенести все ответы в БЛАНК ОТВЕТОВ № 1 в соответствии с инструкцией по выполнению работы.

## Часть 2

Для ответов на задания 20—22 используйте БЛАНК ОТВЕТОВ № 2. Запишите сначала номер задания (20, 21 или 22), а затем развёрнутый ответ к нему. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

20 Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой



Определите окислитель и восстановитель.

---



---



---

21 В результате реакции оксида натрия с водой было получено 80 г 10%-ного раствора щёлочи. Определите массу прореагировавшего оксида натрия.

---



---



---

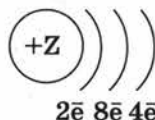
- 22 Даны вещества: Fe,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{MgSO}_4$ , NaCl,  $\text{BaCl}_2$ , раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии раствор хлорида железа(II). Опишите признаки проводимых реакций. Для реакции ионного обмена напишите сокращённое ионное уравнение реакции.

## ВАРИАНТ 2

### Часть 1

Ответом к заданиям 1—15 является одна цифра, которая соответствует номеру правильного ответа. Запишите эту цифру в поле ответа в тексте работы, а затем перенесите в БЛАНК ОТВЕТОВ № 1 справа от номера соответствующего задания, начиная с первой клеточки.

- 1 Схема строения электронных оболочек



соответствует атому химического элемента:

- 1) 3-го периода IVA группы
- 2) 3-го периода VIIIA группы
- 3) 4-го периода IIIA группы
- 4) 4-го периода IVA группы

Ответ:

- 2 Радиус атома углерода больше радиуса атома:

- 1) бериллия
- 2) кремния
- 3) алюминия
- 4) азота

Ответ:

- 3 Такой же вид химической связи, как и для фторида кальция, характерен для:

- 1) хлора
- 2) магния
- 3) оксида серы(IV)
- 4) сульфида натрия

Ответ:

4 Вещество, в котором степень окисления атомов серы равна +4, имеет формулу:

- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 2)  $\text{H}_2\text{S}$
- 3)  $\text{SO}_2$
- 4)  $\text{CuSO}_4$

Ответ: ☐

5 К нерастворимым основаниям относится:

- 1)  $\text{NaOH}$
- 2)  $\text{LiOH}$
- 3)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 4)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Ответ: ☐

6 К окислительно-восстановительным относится реакция термического разложения:

- 1)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{NaNO}_3$
- 3)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$
- 4)  $\text{CaCO}_3$

Ответ: ☐

7 Одинаковое количество катионов и анионов образуется при полной диссоциации:

- 1)  $\text{K}_2\text{SiO}_3$
- 2)  $\text{ZnCl}_2$
- 3)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 4)  $\text{FeSO}_4$

Ответ: ☐



**8** Осадок не образуется при взаимодействии водных растворов:

- 1)  $\text{MgSO}_4$  и  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- 2)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{CaCl}_2$
- 3)  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$
- 4)  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{KOH}$

Ответ: ☐

**9** С водородом реагирует:

- 1) аммиак
- 2) гидроксид натрия
- 3) сера
- 4) фосфорная кислота

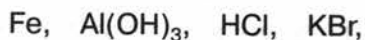
Ответ: ☐

**10** С оксидом цинка реагирует каждое из двух веществ:

- 1) вода и оксид серы(VI)
- 2) соляная кислота и гидроксид калия
- 3) вода и гидроксид калия
- 4) хлорид меди(II) и углекислый газ

Ответ: ☐

**11** Среди веществ, формулы которых:



реагируют с гидроксидом натрия:

- 1) только  $\text{HCl}$
- 2)  $\text{HCl}$  и  $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 3)  $\text{HCl}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{Fe}$
- 4) все приведённые вещества

Ответ: ☐

12 Раствор сульфата цинка реагирует с:

- 1)  $\text{BaCl}_2$
- 2)  $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 3)  $\text{HCl}$
- 4)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Ответ: ☐.

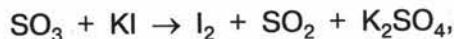
13 Верны ли суждения о правилах работы в химической лаборатории?

- А. Запрещается герметично закрывать колбу во время нагревания в ней жидкости.  
Б. Получение хлора всегда проводят в вытяжном шкафу.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

Ответ: ☐.

14 В реакции, схема которой

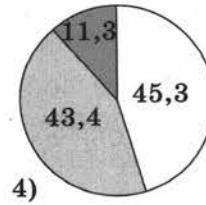
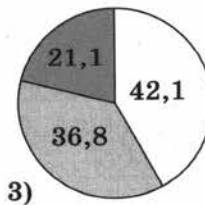
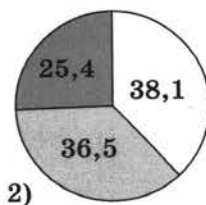
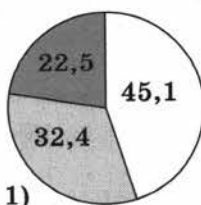


окислителем является:

- 1)  $\text{S}^{+6}$
- 2)  $\text{O}^{-2}$
- 3)  $\text{K}^{+1}$
- 4)  $\text{I}^{-1}$

Ответ: ☐.

15 На какой диаграмме распределение массовых долей элементов соответствует количественному составу сульфита натрия?



Ответ: ☐.

Ответом к заданиям 16—19 является последовательность цифр, которые следует записать в БЛАНК ОТВЕТОВ № 1 справа от номера соответствующего задания, начиная с первой клеточки. Ответ записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждую цифру пишите в отдельной клеточке в соответствии с приведёнными в бланке образцами.

При выполнении заданий 16, 17 из предложенного перечня ответов выберите два правильных и запишите в таблицу цифры, под которыми они указаны.

16 Среди химических элементов Cl, S, P:

- 1) наименьший радиус имеют атомы хлора
- 2) наибольшее значение электроотрицательности имеет сера
- 3) простые вещества-неметаллы образуют только хлор и сера
- 4) низшую степень окисления, равную  $-3$ , имеет только фосфор
- 5) высший оксид с кислотными свойствами образует только сера

Ответ:

--	--

17 Для ацетилена верны следующие утверждения:

- 1) состав молекулы соответствует общей формуле  $C_nH_{2n}$
- 2) является непредельным углеводородом
- 3) атомы углерода в молекуле соединены двойной связью
- 4) вступает с водой в реакцию присоединения
- 5) сгорает с образованием углерода и водорода

Ответ:

--	--

При выполнении заданий 18, 19 к каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца. Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами. Цифры в ответе могут повторяться.

18 Установите соответствие между двумя веществами, взятыми в виде водных растворов, и реактивом, с помощью которого можно различить эти два вещества между собой.

ВЕЩЕСТВА

A) KF и  $K_2S$

B) KOH и  $Ca(OH)_2$

РЕАКТИВ

1)  $NaHCO_3$

2) NaOH

В)  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{FeCl}_2$ 3)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 4)  $\text{CuSO}_4$ 

Ответ:

А	Б	В

19 Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

А)  $\text{H}_2$ Б)  $\text{HBr}$ В)  $\text{CuCl}_2$ 

РЕАГЕНТЫ

1)  $\text{CuO}$ ,  $\text{N}_2$ 2)  $\text{NO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ 3)  $\text{Si}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ 4)  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{KOH}$ 

Ответ:

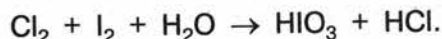
А	Б	В

Не забудьте перенести все ответы в БЛАНК ОТВЕТОВ № 1 в соответствии с инструкцией по выполнению работы.

### Часть 2

Для ответов на задания 20—22 используйте БЛАНК ОТВЕТОВ № 2. Запишите сначала номер задания (20, 21 или 22), а затем развёрнутый ответ к нему. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

20 Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой



Определите окислитель и восстановитель.

---



---



---

21 Алюминий массой 5,4 г может прореагировать с 219 г раствора соляной кислоты. Определите процентную концентрацию кислоты в растворе.

---



---



---

22 Даны вещества:  $\text{Cu}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ , раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии раствор хлорида меди(II). Опишите признаки проводимых реакций. Для первой реакции напишите сокращённое ионное уравнение реакции.

---



---



---

## Модуль 1. Общая химия

### Ответы на задания с кратким ответом

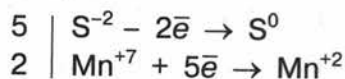
Номер задания	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Ответ	1	4	2	4	2	3	4	3	4	2
Номер задания	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Ответ	2	2	4	1	1	2	12	24	13	25
Номер задания	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Ответ	1	2	3	4	3	1	2	2	1	3
Номер задания	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
Ответ	3	2	3	4	2	2	3	1	3	4
Номер задания	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50
Ответ	2	1	1	3	3	4	3	1	1	1
Номер задания	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60
Ответ	4	1	4	3	4	2	1	2	4	4
Номер задания	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
Ответ	3	3	3	1	2	1	2	1	2	3
Номер задания	71	72	73	74						
Ответ	4	2	4	2						

### Ответы на задания с развёрнутым ответом

75

Элементы ответа:

1) Составлен электронный баланс:



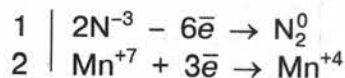
2) Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:



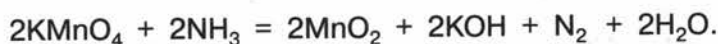
3) Указано, что сера в степени окисления  $-2$  (или  $\text{H}_2\text{S}$ ) является восстановителем, а марганец в степени окисления  $+7$  (или  $\text{KMnO}_4$ ) — окислителем.

76

1) Составлен электронный баланс:



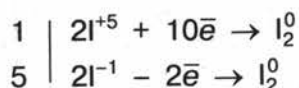
2) Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:



3) Указано, что азот в степени окисления  $-3$  (или  $\text{NH}_3$ ) является восстановителем, а марганец в степени окисления  $+7$  (или  $\text{KMnO}_4$ ) — окислителем.

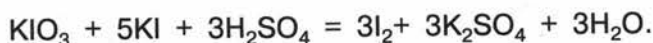
77

1) Составлен электронный баланс:



2) Указано, что иодид калия (за счёт иода в степени окисления  $-1$ ) является восстановителем, а иодат калия (за счёт иода в степени окисления  $+5$ ) — окислителем.

3) Определены недостающие вещества и расставлены коэффициенты в уравнении реакции:



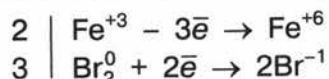
### Ответы и решения заданий рубежного тестирования

Номер задания		1	2	3	4	5	6	7	8	9
Ответ	Вариант 1	4	3	4	2	2	4	2	2	35
	Вариант 2	4	3	3	4	3	1	4	3	23

### Вариант 1

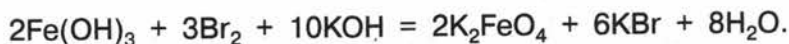
10

1) Составлен электронный баланс:



2) Указано, что  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  (за счёт железа в степени окисления  $+3$ ) является восстановителем, а бром в степени окисления  $0$  — окислителем.

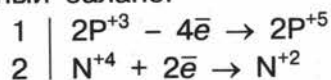
3) Определены недостающие вещества и расставлены коэффициенты в уравнении реакции:



### Вариант 2

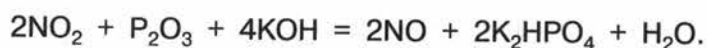
10

1) Составлен электронный баланс:





2) Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:



3) Указано, что фосфор в степени окисления +3 (или оксид фосфора) является восстановителем, а диоксид азота (за счёт азота в степени окисления +4) — окислителем.

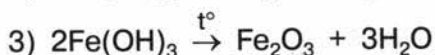
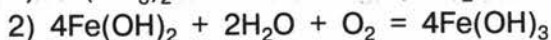
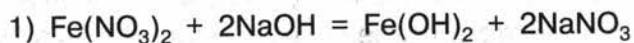
## Модуль 2. Элементарные основы неорганической химии

### Ответы на задания с кратким ответом

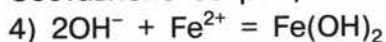
Номер задания	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Ответ	4	2	2	3	1	4	1	1	3	1
Номер задания	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Ответ	3	2	1	4	2	1	2	2	3	1
Номер задания	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Ответ	3	2	1	3	2	1	2	1	4	1
Номер задания	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
Ответ	1	3	3	4	3	3	3	1	4	2
Номер задания	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50
Ответ	3	4	3	1	3	4	2	1	3	4
Номер задания	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60
Ответ	4	1	2	3	4	2	2	4	3	1
Номер задания	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
Ответ	2	3	4	1	3	1	4	1	4	3
Номер задания	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80
Ответ	4	4	2	3	2	4	2	3	1	4
Номер задания	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90
Ответ	3	1	1	2	2	4	1	1	2	3
Номер задания	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100
Ответ	2	1	2	3	2	4	4	4	2	3
Номер задания	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110
Ответ	3	4	1	1	4	3	4	3	1	1
Номер задания	115	116	117	118	119	120	121	122		
Ответ	4	2	2	3	3	4	421	132		

# Ответы на задания с развёрнутым ответом

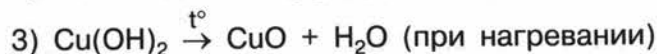
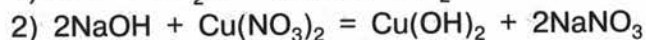
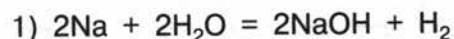
111



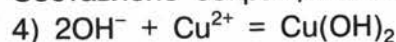
Составлено сокращённое ионное уравнение первого превращения:



112

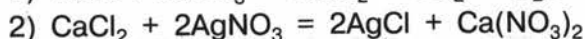
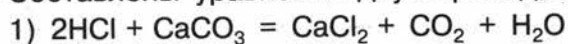


Составлено сокращённое ионное уравнение второго превращения:



113

Составлены уравнения двух проведённых реакций:



Описаны признаки протекания реакций:

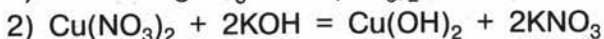
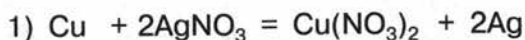
3) для первой реакции: выделение газа и растворение осадка;

4) для второй реакции: выпадение белого осадка.

Составлено сокращённое ионное уравнение второй реакции:



114

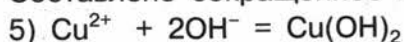


Описаны признаки протекания реакций:

3) для первой реакции: выделение серого осадка металлического серебра и изменение цвета раствора (появление голубой окраски раствора);

4) для второй реакции: выпадение голубого осадка.

Составлено сокращённое ионное уравнение второй реакции:

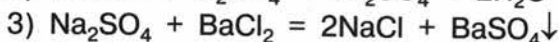
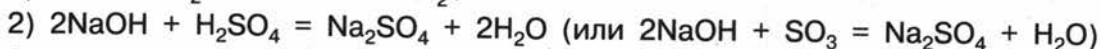
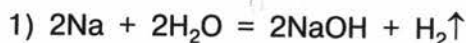


### Ответы и решения заданий рубежного тестирования

Номер задания		1	2	3	4	5	6	7	8
Ответ	Вариант 1	1	1	3	3	1	2	341	312
	Вариант 2	2	1	1	3	3	3	342	121

#### Вариант 1

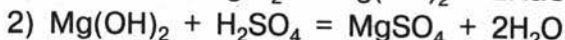
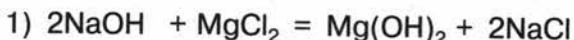
9



Сокращённое ионное уравнение для третьего превращения:



10

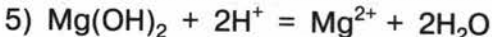


Описаны признаки протекания реакций:

3) для первой реакции: выделение белого осадка гидроксида магния;

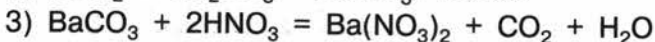
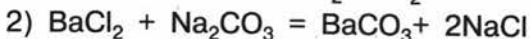
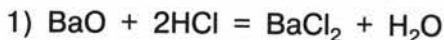
4) для второй реакции: растворение осадка;

Составлено сокращённое ионное уравнение второй реакции:



#### Вариант 2

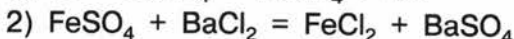
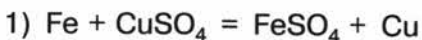
9



Составлено сокращённое ионное уравнение второго превращения:



10



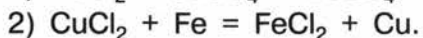
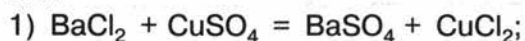
Описаны признаки протекания реакций:

3) для первой реакции: выделение красного осадка металлической меди и изменение цвета раствора (исчезновение голубой окраски раствора);

4) для второй реакции: выпадение белого осадка;



или



Описаны признаки протекания реакций:

3) для первой реакции: выпадение белого осадка;

4) для второй реакции: выделение красного осадка металлической меди и изменение цвета раствора (исчезновение голубой окраски раствора);



### Модуль 3. Первоначальные сведения об органических веществах

#### Ответы на задания с кратким ответом

Номер задания	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Ответ	25	13	24	23	12	15	24	24	24	13
Номер задания	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Ответ	34	23	14	13	13	35	24	25	23	24
Номер задания	21	22	23	24	25					
Ответ	23	25	23	34	35					

### Модуль 4. Методы познания веществ и химических явлений. Химия и жизнь

#### Ответы на задания с кратким ответом

Номер задания	1	2	3	4	5	9	10	11	12	13
Ответ	2	3	2	2	2	2	3	3	4	3
Номер задания	14	15	16	17	18					
Ответ	2	3	1	1	2					

## Ответы на задания с развёрнутым ответом

6

1) Составлено уравнение реакции:



2) Рассчитаны масса и количество вещества соляной кислоты, содержащейся в растворе:

$$m(\text{HCl}) = m_{(\text{р-ра})} \cdot \omega = 146 \cdot 0,1 = 14,6 \text{ г};$$

$$n(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/M(\text{HCl}) = 14,6 : 36,5 = 0,4 \text{ моль}.$$

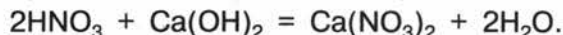
3) Определён объём аммиака, необходимого для полного взаимодействия с указанным количеством соляной кислоты:

$$\text{по уравнению реакции } n(\text{NH}_3) = n(\text{HCl}) = 0,4 \text{ моль};$$

$$V(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot V_m = 0,4 \cdot 22,4 = 8,96 \text{ л}.$$

7

1) Составлено уравнение реакции:



2) Рассчитано количество вещества гидроксида кальция:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = m(\text{Ca}(\text{OH})_2)/M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 3,7 : 74 = 0,05 \text{ моль}.$$

3) Определены количество вещества и масса раствора азотной кислоты:

$$\text{по уравнению реакции } n(\text{HNO}_3) = 2n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{HNO}_3) = n(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3)/\omega = 0,1 \cdot 63 : 0,15 = 42 \text{ г}.$$

8

1) Составлено уравнение реакции:



2) Рассчитано количество вещества хлорида серебра:

$$n(\text{AgCl}) = m(\text{AgCl})/M(\text{AgCl}) = 2,87 : 143,5 = 0,02 \text{ моль}.$$

3) Определены количество вещества и масса раствора нитрата серебра:

$$\text{по уравнению реакции } n(\text{AgNO}_3) = n(\text{AgCl}) = 0,02 \text{ моль};$$

$$m(\text{AgNO}_3) = n(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{AgNO}_3)/\omega = 0,02 \cdot 170 : 0,17 = 20 \text{ г}.$$

Ответы на задания с кратким ответом

Номер задания		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19
Ответ	Вариант 1	3	2	3	1	2	2	3	2	3	3	2	4	3	1	3	15	25	124	342
	Вариант 2	1	4	4	3	3	2	4	3	3	2	2	1	3	1	2	14	24	413	144

Ответы на задания с развёрнутым ответом

Вариант 1

20

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
<p>Элементы ответа:</p> <p>1) Составлен электронный баланс:</p> $\begin{array}{l} 1 \mid 2\text{N}^{+5} + 8\bar{e} \rightarrow 2\text{N}^{+1} \\ 4 \mid \text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{+2} \end{array}$ <p>2) Указано, что цинк в степени окисления 0 (или Zn) является восстановителем, а азот в степени окисления +5 (или <math>\text{HNO}_3</math>) — окислителем.</p> <p>3) Составлено уравнение реакции:</p> $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	
Ответ правильный и полный, содержит все названные выше элементы	3
В ответе допущена ошибка только в одном из элементов	2
В ответе допущены ошибки в двух элементах	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
Максимальный балл	3



21

<b>Элементы ответа</b> (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	
1) Составлено уравнение реакции: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ . 2) Рассчитаны масса и количество вещества гидроксида натрия, содержащегося в растворе: $m(\text{NaOH}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 80 \cdot 0,1 = 8 \text{ г}$ ; $n(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/M(\text{NaOH}) = 8 : 40 = 0,2 \text{ моль}$ . 3) Определена масса оксида натрия, вступившего в реакцию: по уравнению реакции $n(\text{Na}_2\text{O}) = 0,5n(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ моль}$ ; $m(\text{Na}_2\text{O}) = n(\text{Na}_2\text{O}) \cdot M(\text{Na}_2\text{O}) = 0,1 \cdot 62 = 6,2 \text{ г}$	
Критерии оценивания	Баллы
Ответ правильный и полный, включает все названные элементы	3
Правильно записаны два элемента из названных выше элементов	2
Правильно записан один из названных выше элементов (первый или второй)	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	3

22

<b>Содержание верного ответа и указания по оцениванию</b> (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
Составлены уравнения двух проведённых реакций: 1) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$ ; 2) $\text{FeSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{BaSO}_4$ . Описаны признаки протекания реакций: 3) для первой реакции: выделение газа; 4) для второй реакции: выпадение белого осадка. Составлено сокращённое ионное уравнение второй реакции: 5) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ или Составлены уравнения двух проведённых реакций:	

Продолжение таблицы

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
1) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$ ; 2) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ . Описаны признаки протекания реакций: 3) для первой реакции: выпадение белого осадка; 4) для второй реакции: выделение газа. Составлено сокращённое ионное уравнение второй реакции: 5) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$	
Ответ правильный и полный, содержит все названные элементы	5
Правильно записаны четыре элемента ответа	4
Правильно записаны три элемента ответа	3
Правильно записаны два элемента ответа	2
Правильно записан один элемент ответа	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
Максимальный балл	5

## Вариант 2

20

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
Элементы ответа: 1) Составлен электронный баланс: $\begin{array}{l} 5 \mid \text{Cl}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^{-1} \\ 1 \mid \text{I}_2^0 - 10\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^{+5} \end{array}$ 2) Указано, что иод в степени окисления 0 (или $\text{I}_2$ ) является восстановителем, а хлор в степени окисления 0 (или $\text{Cl}_2$ ) — окислителем. 3) Составлено уравнение реакции: $5\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{HIO}_3 + 10\text{HCl}$	
Ответ правильный и полный, содержит все названные выше элементы	3
В ответе допущена ошибка только в одном из элементов	2

Продолжение таблицы

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
В ответе допущены ошибки в двух элементах	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
Максимальный балл	3

21

Элементы ответа (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	
<p>1) Составлено уравнение реакции:  <math>2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2</math>.</p> <p>2) Определена масса HCl, вступившего в реакцию:  <math>n(\text{Al}) = m(\text{Al})/M(\text{Al}) = 5,4 : 27 = 0,2</math> моль;  <math>n(\text{HCl}) = 3n(\text{Al}) = 0,6</math> моль;  <math>m(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 0,6 \cdot 36,5 = 21,9</math> г.</p> <p>3) Рассчитана массовая доля HCl в растворе:  <math>\omega(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/m(\text{HCl}(p-p)) = 21,9 : 219 = 0,1</math>, или 10 %</p>	
Критерии оценивания	Баллы
Ответ правильный и полный, включает все названные элементы	3
Правильно записаны два элемента из названных выше элементов	2
Правильно записан один из названных выше элементов (первый или второй)	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
Максимальный балл	3

22

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
Составлены уравнения двух проведённых реакций: 1) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;	

Продолжение таблицы

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
2) $\text{BaCl}_2 + \text{CuSO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{CuCl}_2$ . Описаны признаки протекания реакций: 3) для первой реакции: растворение чёрного осадка и образование голубого раствора; 4) для второй реакции: выпадение белого осадка. Составлено сокращённое ионное уравнение второй реакции: 5) $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	
Ответ правильный и полный, содержит все названные элементы	5
Правильно записаны четыре элемента ответа	4
Правильно записаны три элемента ответа	3
Правильно записаны два элемента ответа	2
Правильно записан один элемент ответа	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	5

**Обобщённый план варианта КИМ 2017 года  
для ГИА выпускников IX классов по химии**

Уровни сложности заданий: Б — базовый; П — повышенный; В — высокий.

№ п/п	Проверяемые элементы содержания	Коды проверяемых элементов содержания	Коды проверяемых требований к уровню подготовки выпускников	Уровень сложности задания	Максимальный балл за выполнение задания	Примерное время выполнения задания, мин
1	2	3	4	5	6	7
<b>Часть 1</b>						
1	Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д. И. Менделеева	1.1	2.5.1	Б	1	3
2	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	1.2	1.3 2.2.2	Б	1	3
3	Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая	1.3	2.4.3	Б	1	3
4	Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов	1.4	2.4.2	Б	1	3
5	Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений	1.6	2.1.2 2.4.4	Б	1	3
6	Химическая реакция. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях. Классификация химических реакций по различным признакам: количеству и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии	2.1 2.2	2.4.5 2.5.3	Б	1	3

## Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6	7
7	Электролиты и неэлектролиты. Катионы и анионы. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)	2.3 2.4	1.2 2.2.3	Б	1	3
8	Реакции ионного обмена и условия их осуществления	2.5	2.4.6	Б	1	3
9	Химические свойства простых веществ: металлов и неметаллов	3.1	2.2.2 2.3.2	Б	1	3
10	Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных	3.2.1	2.3.3	Б	1	3
11	Химические свойства оснований. Химические свойства кислот	3.2.2 3.2.3	2.3.3	Б	1	3
12	Химические свойства солей (средних)	3.2.4	2.3.3	Б	1	3
13	Чистые вещества и смеси. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Человек в мире веществ, материалов и химических реакций. Проблемы безопасного использования веществ и химических реакций в повседневной жизни. Разделение смесей и очистка веществ. Приготовление растворов. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	1.5 4.1 5.1 5.2 5.3	2.6 2.9	Б	1	3
14	Степень окисления химических элементов. Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции	1.4 2.6	1.2.1 2.4.2	Б	1	3
15	Вычисление массовой доли химического элемента в веществе	4.5.1	2.8.1	Б	1	3
16	Периодический закон Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе химических элементов	1.2.2	2.2.2 2.3.1	П	2	7



1	2	3	4	5	6	7
17	Первоначальные сведения об органических веществах: предельных и непредельных углеводородах (метане, этане, этилене, ацетилене) и кислородсодержащих веществах: спиртах (метаноле, этаноле, глицерине), карбоновых кислотах (уксусной и стеариновой). Биологически важные вещества: белки, жиры, углеводы	3.4	1.4 2.1.3 2.3.4 2.4.7	П	2	8
18	Определение характера среды раствора кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы, ион аммония). Получение газообразных веществ. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак)	4.2 4.3	2.7.3 2.7.4 2.7.5	П	2	8
19	Химические свойства простых веществ. Химические свойства сложных веществ	3.1 3.2	2.3.2 2.3.3	П	2	8
<b>Часть 2</b>						
20	Степень окисления химических элементов. Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции	2.6	2.4.2 2.5.3	В		
21	Вычисление массовой доли растворённого вещества в растворе. Вычисление количества вещества, массы или объёма вещества по количеству вещества, массе или объёму одного из реагентов или продуктов реакции	4.5.2 4.5.3	2.8.2 2.8.3	В		
	<i>Модель 1</i>					
22	Химические свойства простых веществ. Химические свойства сложных веществ. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ. Реакции ионного обмена и условия их осуществления	3.1 3.2 3.3 4.4	2.4.6 2.5.3	В		



## Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
1	H 1,00797 Водород	3	Li 6,939 Литий	4	Be 9,0122 Бериллий	5	B 10,811 Бор	6	C 12,01115 Углерод	7	N 14,0067 Азот	8	O 15,9994 Кислород	9	F 18,9984 Фтор	2	He 4,0026 Гелий																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																													
2	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	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396	397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414	415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432	433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450	451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468	469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486	487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504	505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522	523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540	541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558	559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576	577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594	595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612	613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630	631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648	649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666	667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684	685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702	703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720	721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738	739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756	757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774	775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792	793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810	811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828	829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846	847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864	865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882	883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900	901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918	919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936	937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954	955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972	973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990	991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000
3	Na 22,9898 Натрий	19	Ca 40,08 Кальций	20	Mg 24,312 Магний	21	Al 26,9815 Алюминий	22	Si 28,086 Кремний	23	P 30,9738 Фосфор	24	S 32,064 Сера	25	Cl 35,453 Хлор	26	Fe 55,847 Железо	27	Co 58,9332 Кобальт	28	Ni 58,71 Никель	29	K 39,102 Калий	30	Zn 65,37 Цинк	31	Ga 69,72 Галлий	32	Ge 72,59 Германий	33	As 74,9216 Мышьяк	34	Se 78,96 Селен	35	Br 79,904 Бром	36	Kr 83,80 Криптон	37	Rb 85,47 Рубидий	38	Sr 87,62 Стронций	39	Y 88,905 Иттрий	40	Zr 91,22 Цирконий	41	Nb 92,906 Никобий	42	Mo 95,94 Молибден	43	Tc [99] Технеций	44	Ru 101,07 Рутений	45	Rh 102,905 Родий	46	Pd 106,4 Палладий	47	Ag 107,868 Серебро	48	Cd 112,40 Кадмий	49	In 114,82 Индий	50	Sn 118,69 Олово	51	Sb 121,75 Сурьма	52	Te 127,60 Теллур	53	I 126,9044 Иод	54	Xe 131,30 Ксенон	55	Cs 132,905 Цезий	56	Ba 137,34 Барий	57	La* 138,81 Лантан	58	Hf 178,49 Гафний	59	Ta 180,948 Тантал	60	W 183,85 Вольфрам	61	Re 186,2 Рений	62	Os 190,2 Осмий	63	Ir 192,2 Иридий	64	Pt 195,09 Платина	65	Au 196,967 Золото	66	Hg 200,59 Ртуть	67	Tl 204,37 Таллий	68	Pb 207,19 Свинец	69	Bi 208,980 Висмут	70	Po [210] Полоний	71	At [210] Астат	72	Rn [222] Радон	73	Fr [223] Франций	74	Ra [226] Радий	75	Ac** [227] Актиний	76	Th [232] Торий	77	Pa [231] Пратактиний	78	U 238,03 Уран	79	Np [237] Нептуний	80	Pu [242] Плутоний	81	Am [243] Америций	82	Cm [247] Кюрий	83	Bk [247] Берклий	84	Cf [249] Калифорний	85	Es [252] Эйнштейний	86	Fm [257] Фермий	87	Mendelevium [258] Менделевий	88	Nobelium [259] Нобелий	89	Lr [262] Лоренций	90	Uub [261] Унунбий	91	Uut [262] Унунтрий	92	Uuq [263] Унунквадий	93	Uur [264] Унунреций	94	Uus [265] Унунсептий	95	Uuh [266] Унунгений	96	Uuo [267] Унуноктений	97	Uuq [268] Унунквадий	98	Uur [269] Унунреций	99	Uus [270] Унунсептий	100	Uuh [271] Унунгений	101	Uuo [272] Унуноктений	102	Uuq [273] Унунквадий	103	Uur [274] Унунреций	104	Uus [275] Унунсептий	105	Uuh [276] Унунгений	106	Uuo [277] Унуноктений	107	Uuq [278] Унунквадий	108	Uur [279] Унунреций	109	Uus [280] Унунсептий	110	Uuh [281] Унунгений	111	Uuo [282] Унуноктений	112	Uuq [283] Унунквадий	113	Uur [284] Унунреций	114	Uus [285] Унунсептий	115	Uuh [286] Унунгений	116	Uuo [287] Унуноктений	117	Uuq [288] Унунквадий	118	Uur [289] Унунреций	119	Uus [290] Унунсептий	120	Uuh [291] Унунгений	121	Uuo [292] Унуноктений	122	Uuq [293] Унунквадий	123	Uur [294] Унунреций	124	Uus [295] Унунсептий	125	Uuh [296] Унунгений	126	Uuo [297] Унуноктений	127	Uuq [298] Унунквадий	128	Uur [299] Унунреций	129	Uus [300] Унунсептий	130	Uuh [301] Унунгений	131	Uuo [302] Унуноктений	132	Uuq [303] Унунквадий	133	Uur [304] Унунреций	134	Uus [305] Унунсептий	135	Uuh [306] Унунгений	136	Uuo [307] Унуноктений	137	Uuq [308] Унунквадий	138	Uur [309] Унунреций	139	Uus [310] Унунсептий	140	Uuh [311] Унунгений	141	Uuo [312] Унуноктений	142	Uuq [313] Унунквадий	143	Uur [314] Унунреций	144	Uus [315] Унунсептий	145	Uuh [316] Унунгений	146	Uuo [317] Унуноктений	147	Uuq [318] Унунквадий	148	Uur [319] Унунреций	149	Uus [320] Унунсептий	150	Uuh [321] Унунгений	151	Uuo [322] Унуноктений	152	Uuq [323] Унунквадий	153	Uur [324] Унунреций	154	Uus [325] Унунсептий	155	Uuh [326] Унунгений	156	Uuo [327] Унуноктений	157	Uuq [328] Унунквадий	158	Uur [329] Унунреций	159	Uus [330] Унунсептий	160	Uuh [331] Унунгений	161	Uuo [332] Унуноктений	162	Uuq [333] Унунквадий	163	Uur [334] Унунреций	164	Uus [335] Унунсептий	165	Uuh [336] Унунгений	166	Uuo [337] Унуноктений	167	Uuq [338] Унунквадий	168	Uur [339] Унунреций	169	Uus [340] Унунсептий	170	Uuh [341]<																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																													

\*ЛАНТАНОИДЫ

\*\*АКТИНОИДЫ

## Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде. Электрохимический ряд напряжений металлов

## РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

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

активность металлов уменьшается

## РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	
OH <sup>-</sup>		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	M	P	P	P	P	M	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	P	H	H	H	M	?
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	H	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	H	?	?
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	?	M	?	?	?	?
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	?	P	P	P	P	H	M	H	?	?	H	?	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	?	H
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

P – растворяется (> 1 г на 100 г H<sub>2</sub>O)M – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H<sub>2</sub>O)

H – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)

«-» – в водной среде разлагается

«?» – нет достоверных сведений о существовании соединений

# СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ . . . . .	3
-----------------------	---

## МОДУЛЬ 1. ОБЩАЯ ХИМИЯ

Занятие 1. Состав и строение атома. Физический смысл порядкового номера химического элемента. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева . . . . .	7
Занятие 2. Закономерности изменения свойств химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ по группам и периодам . . . . .	13
Занятие 3. Химическая связь. Виды химической связи . . . . .	19
Занятие 4. Валентность. Степень окисления . . . . .	25
Занятие 5. Физические и химические явления. Признаки протекания химических реакций. Классификации химических реакций . . . . .	30
Занятие 6. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация . . . . .	36
Занятие 7. Реакции ионного обмена . . . . .	40
Занятие 8. Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции . . . . .	46
Занятие 9. Обобщение материала. Рубежное тестирование . . . . .	53

## МОДУЛЬ 2. ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Занятие 10. Классификация и номенклатура неорганических веществ . . . . .	58
Занятие 11. Химические свойства оксидов . . . . .	63
Занятие 12. Химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов . . . . .	68
Занятие 13. Химические свойства кислот . . . . .	73
Занятие 14. Химические свойства солей . . . . .	77
Занятие 15. Общая характеристика химических свойств и способов получения металлов . . . . .	82
Занятие 16. Алюминий. Железо . . . . .	87
Занятие 17. Химические свойства веществ IVA группы . . . . .	93
Занятие 18. Химические свойства неметаллов VA группы . . . . .	100
Занятие 19. Химические свойства неметаллов VIA группы . . . . .	110
Занятие 20. Химические свойства неметаллов VIIA группы . . . . .	119
Занятие 21. Генетическая взаимосвязь неорганических веществ. Получение неорганических веществ . . . . .	123

Занятие 22. Качественные реакции на неорганические вещества (ионы) . . . . .	129
Занятие 23. Обобщение материала по блоку «Неорганическая химия». Рубежное тестирование. . . . .	137

### **МОДУЛЬ 3. ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ СВЕДЕНИЯ ОБ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВАХ**

Занятие 24. Многообразие и особенности строения органических веществ . . .	142
Занятие 25. Углеводороды: метан, этан, этилен, ацетилен . . . . .	144
Занятие 26. Кислородсодержащие соединения: метанол, этанол, глицерин, уксусная кислота . . . . .	151
Занятие 27. Биологически важные вещества. Природные источники углеводородов. . . . .	157

### **МОДУЛЬ 4. МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ ВЕЩЕСТВ И ХИМИЧЕСКИХ ЯВЛЕНИЙ. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ**

Занятие 28. Решение задач: массовая доля элемента в веществе; вычисление массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ . . . . .	162
Занятие 29. Правила работы в химической лаборатории. Бытовые химические знания. Виды смесей и способы их разделения. Способы получения и собирания газов . . . . .	168
Занятие 30. Итоговая проверочная работа в формате ОГЭ по химии . . . . .	176
ОТВЕТЫ И РЕШЕНИЯ ЗАДАНИЙ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ . . . . .	188
ОТВЕТЫ И РЕШЕНИЯ ЗАДАНИЙ ИТОГОВОЙ ПРОВЕРОЧНОЙ РАБОТЫ В ФОРМАТЕ ОГЭ ПО ХИМИИ . . . . .	195
Приложение 1. Обобщённый план варианта КИМ 2017 года для ГИА выпускников IX классов по химии . . . . .	200
Приложение 2. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева . . . . .	204
Приложение 3. Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде. Электрохимический ряд напряжений металлов . . . . .	205





05a08017-0220-11e0-bd00-000000000000

Учебное издание

Добротин Дмитрий Юрьевич  
Молчанова Галина Николаевна

## **Я сдам ОГЭ! Химия. Практикум и диагностика**

Учебное пособие для общеобразовательных организаций

ЦЕНТР ЕСТЕСТВЕННО-МАТЕМАТИЧЕСКОГО ОБРАЗОВАНИЯ

Руководитель издательского проекта *Н. И. Волынчук*

Руководитель Центра *М. Н. Бородин*

Редакция химии

Зав. редакцией *С. А. Сладков*

Ответственный за выпуск *А. Н. Евсеевичева*

Редактор *Т. Е. Деглина*

Художественный редактор *Т. В. Глушкова*

Компьютерная вёрстка *Е. И. Терентьева*

Художественное оформление и макет *А. Г. Бушин*

Дизайн обложки *А. Г. Бушин*

Технический редактор *О. А. Карпова*

Корректоры *Е. В. Барановская, И. А. Григалашвили, И. В. Чернова*

Налоговая льгота — Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93—953000. Изд. лиц.  
Серия ИД № 05824 от 12.09.01. Подписано в печать 03.11.16. Формат 84 × 108<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага типографская.  
Гарнитура Pragmatica. Печать офсетная. Уч.-изд. л. 14,74. Доп. тираж 5000 экз. Заказ № 1620310.

Акционерное общество «Издательство «Просвещение». 127521, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

**arvato**  
BERTELSMANN

Отпечатано в полном соответствии с качеством  
предоставленного электронного оригинал-макета  
в ООО «Ярославский полиграфический комбинат»  
150049, Ярославль, ул. Свободы, 97