

# ХИМИЯ

9 класс

А.В. Хомченко

24 ЧАСА  
ДО ЭКЗАМЕНА

# ОТВЕТЫ

НА

# ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ

# БИЛЕТЫ

+ ШПАРГАЛКА

БИОЛОГИЯ РУССКИЙ ЯЗЫК ФИЗИКА ХИМИЯ ИСТОРИЯ  
АНГЛИЙСКИЙ ЯЗЫК ИСТОРИЯ ОБЩЕСТВОЗНАНИЕ  
ОБЖ БИОЛОГИЯ ИСТОРИЯ РУССКИЙ ЯЗЫК ФИЗИКА  
ЛИТЕРАТУРА ОБЖ ГЕОГРАФИЯ ИНФОРМАТИКА БИОЛОГИЯ  
РУССКИЙ ЯЗЫК ФИЗИКА ХИМИЯ ГЕОМЕТРИЯ ОБЖ  
АНГЛИЙСКИЙ ЯЗЫК ИНФОРМАТИКА ХИМИЯ  
ГЕОМЕТРИЯ БИОЛОГИЯ ГЕОГРАФИЯ ФИЗИКА  
ЛИТЕРАТУРА РУССКИЙ ЯЗЫК ОБЖ



А.В. Хомченко

# ХИМИЯ

ОТВЕТЫ  
НА ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ  
БИЛЕТЫ

9 класс



ШПАРГАЛКИ К БИЛЕТАМ

*Издательство*  
**«ЭКЗАМЕН»**

МОСКВА  
2010

УДК 373.167.1:54

ББК 24я721

X76

**Хомченко, А.В.**

X76 Химия. Ответы на экзаменационные билеты. 9 класс: учебное пособие / А.В. Хомченко. — М.: Издательство «Экзамен», 2010. — 96 с. (Серия «24 часа до экзамена»)

ISBN 978-5-377-03063-8

В данном пособии приводятся ответы на все вопросы экзаменационных билетов по химии, предлагаемых Министерством образования и науки РФ для проведения устной итоговой аттестации выпускников 9 классов общеобразовательных школ. В ответах на практические вопросы рассмотрены примеры решения типовых задач, знание которых необходимо для успешной сдачи экзаменов, а также примеры выполнения лабораторных опытов.

Предлагаемые ответы полностью удовлетворяют требованиям, предъявляемым на экзаменах в школах, и помогут школьникам быстро и эффективно подготовиться к экзаменам, систематизировать и укрепить свои знания.

В пособии содержатся шпаргалки к билетам.

Пособие предназначено для учащихся и преподавателей 9 классов общеобразовательных школ.

УДК 373.167.1:54

ББК 24я721

---

*Учебное издание*

**Хомченко Андрей Валентинович**

**ХИМИЯ**

**Ответы на экзаменационные билеты**

**9 класс**

Издательство «**ЭКЗАМЕН**»

Гигиенический сертификат

№ 77.99.60.953.Д.000454.01.09 от 27.01.2009 г.

Выпускающий редактор *Л.Д. Лаппо*. Корректор *И.В. Русанова*

Дизайн обложки *Л.В. Демьянова*. Компьютерная верстка *Н.А. Кирьянова, М.В. Дерендяева*

Формат 84x108/32. Гарнитура «Таймс».

Бумага газетная. Уч.-изд. л. 6,76. Усл. печ. л. 5,04.

Тираж 30 000 экз. Заказ № 10332.

Общероссийский классификатор продукции

ОК 005-93, том 2; 953005 — книги, брошюры, литература учебная

105066, Москва, ул. Нижняя Красносельская, д. 35, стр. 1.

[www.examen.biz](http://www.examen.biz)

E-mail: по общим вопросам: [info@examen.biz](mailto:info@examen.biz);

по вопросам реализации: [sale@examen.biz](mailto:sale@examen.biz)

тел./факс 641-00-30 (многоканальный)

Текст отпечатан с диапозитивов в ОАО «Владимирская книжная типография»

600000, г. Владимир, Октябрьский проспект, д.7

Качество печати соответствует качеству предоставленных диапозитивов

© Хомченко А.В., 2010

© Издательство «**ЭКЗАМЕН**», 2010

ISBN 978-5-377-03063-8

# СОДЕРЖАНИЕ

<b>Предисловие</b> .....	8
<b>Билет 1.</b> ....	9
Вопрос 1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов малых периодов и главных подгрупп в зависимости от их порядкового (атомного) номера.....	9
Вопрос 2. Проведение реакций, подтверждающих химические свойства хлороводородной кислоты.....	11
<b>Билет 2.</b> ....	12
Вопрос 1. Простые и сложные вещества. Различие в их составе. Основные классы неорганических соединений: примеры соединений, различие в их составе. ....	12
Вопрос 2. Задача. Вычисление массовой доли вещества, находящейся в растворе.....	13
<b>Билет 3.</b> ....	14
Вопрос 1. Строение атомов химических элементов. Состав атомного ядра. Строение электронных оболочек атомов первых 20 химических элементов периодической системы Д.И. Менделеева.....	14
Вопрос 2. Вычисление количества вещества одного из продуктов реакции, если известна масса исходного вещества. ....	16
<b>Билет 4.</b> ....	17
Вопрос 1. Металлы: положение этих элементов в периодической системе, строение их атомов (на примере атомов натрия, магния, алюминия). Характерные физические свойства металлов. Химические свойства металлов: взаимодействие с кислородом, водой, кислотами.....	17
Вопрос 2. Опыт. Получение и сборание кислорода. Доказательство наличия кислорода в сосуде. ....	19
<b>Билет 5.</b> ....	20
Вопрос 1. Неметаллы: положение этих элементов в периодической системе, строение их атомов (на примере хлора, кислорода, азота). Отличие физических свойств неметаллов от свойств металлов. Реакции неметаллов с простыми веществами — металлами, водородом, кислородом. ....	20
Вопрос 2. Задача. Вычисление объема полученного газа, если известна масса исходного вещества.....	22

<b>Билет 6.</b> .....	23
Вопрос 1. Виды химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, их сходство и различие. Типы кристаллических решеток. Примеры веществ с различными типами решеток .....	23
Вопрос 2. Опыт. Получение и соби́рание аммиака.....	26
<b>Билет 7.</b> .....	27
Вопрос 1. Взаимосвязь между классами неорганических соединений: возможность получения одних веществ из других (примеры реакций).....	27
Вопрос 2. Задача. Вычисление количества вещества (или объема) газа, необходимого для реакции с определенным количеством вещества (или объемом) другого газа.....	28
<b>Билет 8.</b> .....	29
Вопрос 1. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, выделению или поглощению энергии, изменению степени окисления химических элементов. Примеры реакций различных типов. ....	29
Вопрос 2. Опыт. Проведение реакций, подтверждающих качественный состав предложенной соли, например, сульфата меди(II).....	31
<b>Билет 9.</b> .....	32
Вопрос 1. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель (на примере двух реакций) .....	32
Вопрос 2. Задача. Вычисление массы продукта реакции, если для его получения взят раствор с определенной массовой долей исходного вещества.....	33
<b>Билет 10.</b> .....	34
Вопрос 1. Реакции ионного обмена, условия их протекания до конца (на примере двух реакций). Отличие реакций ионного обмена от реакций окислительно-восстановительных.....	34
Вопрос 2. Вычисление массовой доли элемента в соединении, формула которого приведена .....	35
<b>Билет 11.</b> .....	35
Вопрос 1. Кислоты в свете представлений об электролитической диссоциации. Химические свойства кислот: взаимодействие с металлами, основными оксидами, основаниями, солями (на примере хлороводородной кислоты).....	35
Вопрос 2. Опыт. Выделение поваренной соли из ее смеси с речным песком.....	36

<b>Билет 12.</b> .....	37
Вопрос 1. Амфотерные гидроксиды, их химические свойства: взаимодействие с кислотами, щелочами, разложение при нагревании (на примере гидроксида цинка) .....	37
Вопрос 2. Опыт. Получение и собирание водорода. Доказательство наличия водорода в пробирке .....	38
<b>Билет 13.</b> .....	39
Вопрос 1. Щелочи в свете представлений об электролитической диссоциации. Химические свойства щелочей: взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами, солями (на примере гидроксида натрия или гидроксида кальция) .....	39
Вопрос 2. Вычисление массы исходного вещества, если известно количество вещества одного из продуктов реакции.....	40
<b>Билет 14.</b> .....	41
Вопрос 1. Водород: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома и молекулы. Физические и химические свойства водорода, получение и применение. ....	41
Вопрос 2. Задача. Вычисление количества вещества (или объема) газа, необходимого для реакции с определенным количеством вещества (или объемом) другого газа.....	42
<b>Билет 15.</b> .....	43
Вопрос 1. Вода: ее состав, строение молекулы, физические свойства. Химические свойства воды: разложение, отношение к натрию, оксидам кальция, оксиду серы(IV). Основные загрязнители природной воды.....	43
Вопрос 2. Распознавание соли угольной кислоты среди трех предложенных солей .....	44
<b>Билет 16.</b> .....	45
Вопрос 1. Сера: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома. Физические и химические свойства серы. Оксиды серы, их химические свойства. ...	45
Вопрос 2. Опыт. Проведение реакций, подтверждающих свойства гидроксида кальция. ....	47
<b>Билет 17.</b> .....	48
Вопрос 1. Оксиды: их классификация и химические свойства (взаимодействие с водой, кислотами и щелочами) .....	48
Вопрос 2. Задача. Вычисление массы продукта реакции, если известно количество вещества одного из исходных веществ.....	49

<b>Билет 18.</b> .....	50
Вопрос 1. Углерод: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома. Алмаз. Графит. Оксиды углерода, их принадлежность к подклассам оксидов. Угольная кислота и ее соли. ....	50
Вопрос 2. Опыт. Распознавание раствора соли хлороводородной кислоты среди трех предложенных растворов.....	51
<b>Билет 19.</b> .....	52
Вопрос 1. Кальций: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома, физические свойства. Химические свойства кальция: взаимодействие с кислородом, водой, кислотами. ....	52
Вопрос 2. Вычисление количества вещества продукта реакции, если известна масса одного из исходных веществ. ....	53
<b>Билет 20.</b> .....	54
Вопрос 1. Железо: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома. Химические свойства железа: взаимодействие с серой, хлороводородной кислотой, растворами солей. Оксиды и гидроксиды железа.....	54
Вопрос 2. Опыт. Распознавание среди трех предложенных веществ кислоты и щелочи.....	55
<b>Билет 21.</b> .....	56
Вопрос 1. Серная кислота, ее химические свойства в свете представлений об электролитической диссоциации и окислительно-восстановительных реакциях (взаимодействие с металлами, оксидами металлов, основаниями и солями).....	56
Вопрос 2. Получение и собирание углекислого газа. Доказательство наличия этого газа в сосуде. ....	58
<b>Билет 22.</b> .....	58
Вопрос 1. Натрий: положение этого элемента в периодической системе, строение его атома, физические свойства. Химические свойства натрия: взаимодействие с неметаллами, водой.....	58
Вопрос 2. Осуществление превращения: соль → нерастворимое основание → оксид металла.....	60
<b>Билет 23.</b> .....	60
Вопрос 1. Круговорот химических элементов в природе (на примере углерода или азота). Роль живых существ в круговороте химических элементов.....	60
Вопрос 2. Задача. Вычисление объема газа, вступившего в реакцию, если известна масса одного из продуктов реакции. ....	61

<b>Билет 24.</b> .....	<b>62</b>
Вопрос 1. Аммиак: состав молекулы, химическая связь в молекуле. Физические и химические свойства аммиака.....	62
Вопрос 2. Распознавание раствора соли серной кислоты среди трех предложенных растворов солей. ....	64
<b>Билет 25.</b> .....	<b>65</b>
Вопрос 1. Источники химического загрязнения воздуха. Пагубные последствия химического загрязнения воздуха. Меры предупреждения химических загрязнений воздуха.....	65
Вопрос 2. Задача. Вычисление объема газа, необходимого для реакции с определенным количеством вещества другого газа.....	67
<b>Шпаргалка</b> .....	<b>69</b>



## ПРЕДИСЛОВИЕ

В данном пособии приведены краткие конспекты ответов на вопросы устного экзамена по химии за курс основной общеобразовательной школы (9 класс). Билеты составлены в соответствии с обязательным минимумом содержания основного общего образования и ориентированы на проверку усвоения учащимися знаний по общей и неорганической химии. Они включают такие разделы, как периодический закон Д.И. Менделеева, строение атома и химическая связь, растворы, классификация неорганических веществ и химических реакций, электролитическая диссоциация. Отдельные вопросы посвящены химии водорода, серы, углерода, натрия, кальция, железа. Ориентация на обязательный образовательный стандарт позволяет сделать билеты едиными для всех школ, в которых химия преподается в 8–9 классах из расчета на два часа в неделю независимо от учебника, используемого учителем. Отметим, что материал по органической химии в билетах отсутствует.

Каждый билет состоит из двух вопросов. Первый из них — теоретический, а второй включает выполнение опыта или решение задачи (практико-ориентированный компонент). В качестве опытов учащимся предлагается получить и изучить свойства одного из газов (водорода, кислорода, аммиака, углекислого газа) либо доказать наличие той или иной соли. В некоторых случаях требуется провести качественную реакцию на тот или иной ион. Расчетные задачи включают в себя как расчеты по химической формуле, так и по уравнению реакции. При подготовке к ответу учащийся должен подготовить письменный конспект ответа, записав на листе бумаги или на доске важнейшие химические реакции, необходимые для изложения данной темы, изобразить строение атома и т.д. В пособии приводятся схемы таких ответов.

Ответ учащегося учитель или комиссия оценивает по пятибалльной шкале. Оценка «5» ставится при полном ответе на первый вопрос билета и грамотном выполнении опыта или решении задачи. Для оценки «4» учащемуся необходимо правильно (хотя и недостаточно полно) ответить на первый вопрос билета, возможно допущение некоторых неточностей в решении задачи или проведении опыта. Оценка «3» выставляется, если в ответе на первый вопрос учащийся упускает понятия, необходимые для раскрытия сущности темы, нарушает логику изложения материала, допускает существенные ошибки при решении задачи или не может объяснить результаты, полученные при проведении опыта. В том случае, если учащийся не способен ответить на первый вопрос билета, излагая лишь отдельные не связанные в единую концепцию факты, и не выполняет опыт (либо не решает задачу), ему выставляется оценка «2».

Автор надеется, что учащиеся, тщательно изучившие данное пособие, получат на экзаменах только отличные и хорошие отметки.

*Успехов вам на экзаменах!*

## БИЛЕТ 1.

### Вопрос 1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов малых периодов и главных подгрупп в зависимости от их порядкового (атомного) номера.

Периодический закон был впервые сформулирован выдающимся русским химиком Дмитрием Ивановичем Менделеевым в 1869 году. Его первоначальная формулировка гласила: свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величин атомных весов элементов. Расположив элементы в последовательность в порядке возрастания их атомных масс, Менделеев обнаружил, что сходные по свойствам элементы, относимые к тому или иному семейству (например, галогены — хлор, бром, иод, щелочные металлы — литий, натрий, калий), располагаются не рядом, а через определенный промежуток. Разместив сходные элементы в столбцы друг под другом, Менделеев получил первый вариант периодической таблицы. В ней было много пустых клеток, так как часть элементов в то время еще не была известна. Гениальность Менделеева заключалась в том, что он, разместил элементы в таблицу именно так, что сходные по свойствам элементы оказались объединенными в вертикальные столбцы. Если элементу не находилось аналога, ученый ставил пробел, а следующий элемент помещал уже в другую клетку. Например, за элементом цинком в то время следовал элемент мышьяк, который по свойствам напоминал фосфор. Поэтому Менделеев поместил символ мышьяка под символом фосфора, а в оставшиеся две клетки поставил прочерки. И действительно, находящиеся в них сейчас элементы галлий и германий были открыты еще при жизни Менделеева. Последовательность элементов, начинающуюся щелочным металлом и заканчивающуюся инертным газом, называют *периодом*. Лишь первый период вместо щелочного металла начинается элемент водород. А вот последний период пока не завершен — в нем недостает инертного газа. Первый, второй и третий периоды называют малыми. Они состоят всего из одного ряда. Периоды, начиная с четвертого — большие. В них элементы расположены в два ряда. Исключение составляет последний, седьмой, период, который во многих вариантах периодической таблицы также изображается состоящим из одного ряда. Это объясняется тем, что завершающие его элементы радиоактивны и имеют крайне незначительное время жизни. Не все из них получены. Вертикальные колонки периодической системы называют *группами*. Каждая группа состоит из двух подгрупп — главной (в нее входят элементы малых и больших периодов) и побочной, состоящей только из элементов больших периодов. Следует обратить внимание на то, что в периодической

системе символы элементов главных подгрупп смещены в левую часть клетки, а побочных — в правую.

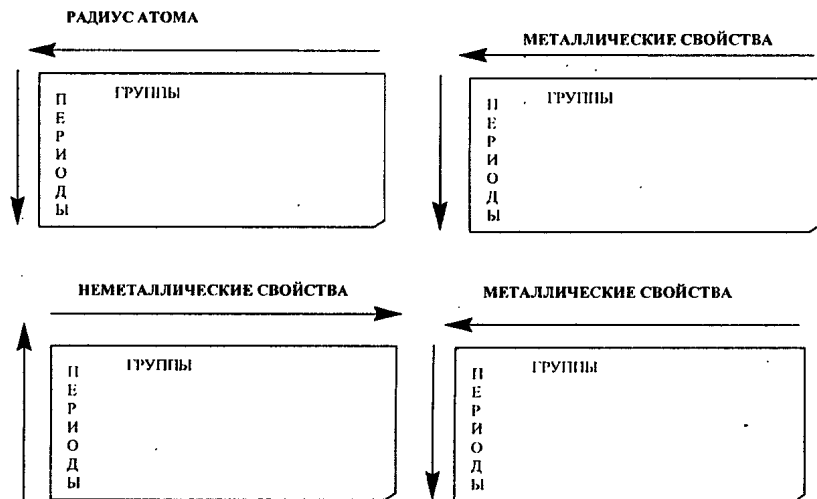
За основу при составлении периодической таблицы Менделеев принял относительные атомные массы элементов — единственную характеристику элемента, известную в то время. Пронумеровав клеточки периодической системы, каждому элементу Менделеев присвоил определенный *порядковый (атомный) номер*. В то время порядковый номер означал лишь номер клеточки в периодической таблице. Однако уже Менделеев догадывался, что порядковый номер элемента имеет определенный физический смысл. После того, как было изучено строение атома, выяснилось, что порядковый номер элемента совпадает с зарядом его ядра, то есть равен числу протонов в ядре и числу электронов. Поэтому современная формулировка периодического закона отличается от приведенной Менделеевым: *Свойства элементов, а также образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от заряда атомного ядра.*

Число электронов в атоме элемента совпадает с его порядковым номером. Однако не все эти электроны атом может использовать для образования химических связей. Электроны, которые атом может использовать для этих целей, называют *валентными*. Число валентных электронов численно равно номеру группы, в которой находится элемент. Общее число валентных электронов численно равно максимальной валентности элемента в кислородных соединениях. Это иллюстрируют формулы высших оксидов, которые часто приводят внизу периодической таблицы. Для неметаллов в периодической системе приведены формулы летучих водородных соединений. Валентность неметалла в соединении с водородом, как правило, отличается от валентности в высшем оксиде. Обе эти величины связаны через число 8: если высшая валентность по кислороду равна  $x$ , то валентность по водороду  $8-x$ .

При движении по группам и периодам происходят последовательные изменения многих свойств элементов и простых веществ. В основе изменения свойств в группах лежит увеличение числа электронных слоев при движении вниз по периодической системе. Это приводит к увеличению размера атомов, то есть возрастанию атомных радиусов, а также к ослаблению связи валентных электронов с ядром, то есть к усилению металлических свойств. При движении по периоду число электронных слоев остается неизменным, а количество валентных электронов возрастает — это приводит к сжатию электронных облаков и, как следствие, к уменьшению атомных радиусов, усилению связи валентных электронов с ядром. Это, в свою очередь, приводит к усилению неметаллических и ослаблению металлических свойств. Таким образом, наиболее типичные металлы расположены в начале периодов и внизу главных подгрупп, а наиболее типичные неметаллы — в конце периодов и вверху главных подгрупп. Так, второй период начинается типичный металл литий, за ним следует металл бериллий, соединения которого уже амфотерны. Начиная с третьего элемента (бора) все элементы второго периода — неметаллы. Завершает период инертный газ неон. Изменение свойств элементов в главных подгруппах рассмотрим на примере подгруппы азота (главной подгруппы пятой группы). Первый элемент подгруппы — азот — типичный неметалл, фосфор в одной модифика-

ции уже обладает полупроводниковыми свойствами, характерными для последующих двух элементов группы (мышьяка и сурьмы), которые рассматривают как переход к металлам. Последний элемент подгруппы (висмут) обладает металлическими свойствами.

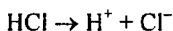
Важнейшие закономерности изменения свойств элементов по группам и периодам удобно представить во время ответа в виде схем (стрелки показывают направление возрастания свойства).



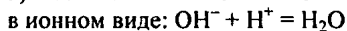
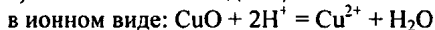
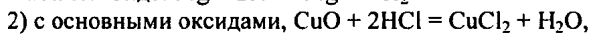
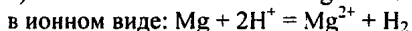
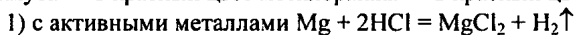
Таким образом, наиболее активный металл — франций, а наиболее активный неметалл — фтор.

## Вопрос 2. Проведение реакций, подтверждающих химические свойства хлороводородной кислоты

Хлороводородная (соляная) кислота  $\text{HCl}$  — это водный раствор газа хлороводорода. Это сильная одноосновная кислота, полностью диссоциированная на ионы водорода и хлорид-ионы:



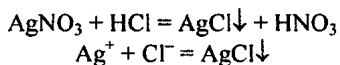
Подобно другим кислотам, соляная кислота проявляет все реакции, характерные для ионов водорода, то есть окрашивает растворы индикаторов (лакмуса — в красный цвет метилоранжа — в красный цвет), реагирует:



4) и с солями  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ,

в ионном виде:  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Особенностью соляной кислоты, отличающей ее от других сильных кислот, является ее способность реагировать с солями серебра с образованием белого творожистого осадка хлорида  $\text{AgCl}$ , нерастворимого в кислотах:



## БИЛЕТ 2.

### **Вопрос 1. Простые и сложные вещества. Различие в их составе. Основные классы неорганических соединений: примеры соединений, различие в их составе.**

Весь окружающий нас мир состоит из веществ, образованных атомами химических элементов. Вещества, в состав которых входят атомы лишь одного вида, то есть вещества, образованные одним химическим элементом, называют простыми. Примерами простых веществ служат кислород  $\text{O}_2$ , азот  $\text{N}_2$ , железо  $\text{Fe}$ , алюминий  $\text{Al}$ . Простых веществ сравнительно немного, хотя и больше, чем число известных химических элементов. Это объясняется тем, что атомы одного и того же элемента способны образовывать несколько простых веществ. Например, помимо обычного кислорода  $\text{O}_2$  существует озон, состоящий из молекул  $\text{O}_3$ . Такое явление называют *аллотропией*, а простые вещества, образованные одним и тем же элементом (кислород и озон) — аллотропными модификациями.

Простые вещества (см. схему) подразделяют на металлы и неметаллы. Простые вещества-металлы имеют целый ряд общих свойств — они обладают характерным металлическим блеском, непрозрачны, пластичны, то есть способны изменять форму при ударе, не ломаясь. Металлы хорошо проводят тепло и электрический ток. Все они, за исключением ртути, при комнатной температуре находятся в твердом агрегатном состоянии, имеют металлическую кристаллическую решетку. Простые вещества-неметаллы при обычных условиях представляют собой как газы, так и жидкости или твердые вещества с атомной или молекулярной кристаллическими решетками. Например, сера — твердое вещество желтого цвета, бром — красно-коричневая жидкость, кислород — бесцветный газ. У простых веществ-неметаллов меньше общего, чем у веществ-металлов. Они не проводят или очень плохо проводят электрический ток и тепло, хрупки, лишь немногие из них (йод, сурьма) обладают блеском, напоминающим блеск металлов. Раньше неметаллы называли металлоидами, хотя этот термин иногда используют и для обозначения простых веществ, находящихся на границе между металлами и неметаллами (германий, сурьма, мышьяк).



Большую часть химических соединений представляют *сложные вещества*. В их состав входят атомы различных химических элементов. Например, в воде  $H_2O$  присутствуют атомы водорода H и кислорода O, в поваренной соли NaCl (хлориде натрия) атомы натрия и хлора. Сложные неорганические вещества подразделяют на оксиды, кислоты, основания и соли. *Оксидами* называют соединения, в состав которых входят два элемента, один из которых — кислород. Примерами оксидов служат углекислый газ ( $CO_2$ , оксид углерода(IV)), вода ( $H_2O$ , оксид водорода), пирролюзит ( $MnO_2$ , оксид марганца(IV)). *Кислоты* представляют собой сложные вещества, в состав которых входят один или несколько атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотный остаток. В растворах кислоты распадаются на ионы водорода и ионы кислотного остатка. Общие свойства водных растворов кислот (изменение окраски индикаторов, реакции с металлами, основаниями) как раз и обусловлены наличием в их составе водорода в виде ионов  $H^+$ . *Основания* состоят из атомов металла и одной или нескольких гидроксильных групп OH. Например, едкий натр (гидроксид натрия, NaOH), гашеная известь (гидроксид кальция,  $Ca(OH)_2$ ). Общие свойства оснований обусловлены наличием OH-группы (гидроксида, гидроксильной группы, гидроксогруппы), которая в водных растворах присутствует в виде гидроксид-ионов  $OH^-$ . Именно эти ионы и ответственны за характерную мылкость растворов оснований. Они также изменяют окраску индикаторов, реагируют с кислотами и ангидридами кислот. Четвертый важнейший класс неорганических сложных веществ представляют собой *соли*. Эти вещества можно представить как продукт замещения одного или нескольких атомов водорода кислоты на металл. Например, если в формуле соляной кислоты HCl атом водорода заместить на натрий, то получим NaCl (хлорид натрия) — соль соляной кислоты. Аналогично замена одного атома водорода на натрий в формуле серной кислоты  $H_2SO_4$  приводит к гидросульфату натрия  $NaHSO_4$ , а двух атомов водорода — сульфата  $Na_2SO_4$ .

## Вопрос 2. Задача. Вычисление массовой доли вещества, находящейся в растворе

Массовой долей растворенного вещества ( $\omega$ ) называют отношение массы растворенного вещества ( $m$  вещества) к массе раствора ( $m$  раствора):

$$\omega = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})}$$

Пусть, например, требуется найти массовую долю хлорида натрия в растворе, приготовленном растворением 2 г поваренной соли в 198 г воды. Рассчитываем массу раствора:  $m(\text{раствора}) = m(\text{растворенного вещества}) + m(\text{воды}) = 198 + 2 = 200$  г.

Затем находим массовую долю растворенного вещества:

$$\omega = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})} = \frac{2}{200} = 0,01 \text{ или } 1\%$$

Ответ: массовая доля поваренной соли в растворе составляет 0,01 или 1%.

### БИЛЕТ 3.

#### Вопрос 1. Строение атомов химических элементов. Состав атомного ядра. Строение электронных оболочек атомов первых 20 химических элементов периодической системы Д.И. Менделеева

*Атом* — очень устойчивое образование. Он состоит из положительно заряженного ядра и электронной оболочки. Практически вся масса атома сосредоточена в ядре, которое занимает ничтожный объем, располагаясь в центре атома. *Ядро* состоит из протонов и нейтронов. *Протоны* — это положительно заряженные частицы с массой, равной 1, а *нейтроны* имеют такую же массу, но в отличие от протонов не несут заряда — они электронейтральны. Важнейшей характеристикой химического элемента является его *порядковый номер* — он численно равен заряду ядра, а соответственно и число протонов в ядре. Так как атом электронейтрален, а заряд электрона отличается от заряда протона лишь знаком, то число электронов в атоме всегда равно числу протонов, то есть также совпадает с порядковым номером элемента. Сумма числа протонов и нейтронов в ядре называется *массовым числом*. Атом с определенным массовым числом, например, углерод-14 (или  $^{14}\text{C}$ ), представляет собой *нуклид*. Он содержит в сумме 14 нейтронов и протонов. Число протонов в нуклиде равно порядковому номеру элемента (для углерода он равен 6), поэтому в нуклиде углерода-14 число нейтронов равно  $14 - 6 = 8$ . В природе наиболее распространены другие атомы углерода, в ядрах которых не 8, а 6 нейтронов. Они представляют собой другой нуклид — углерод-12 (или  $^{12}\text{C}$ ). Нуклиды одного и того же элемента называют *изотопами*. Так, нуклиды углерод-12 и углерод-14 — это изотопы.

Электроны, присутствующие в атоме, имеют разную энергию. Ученые говорят, что они находятся на разных энергетических уровнях. Число таких уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент, а

емкость уровня, то есть максимальное количество электронов на нем, определяется формулой  $2n^2$ , где  $n$  — номер уровня. Таким образом, на первом энергетическом уровне максимально может располагаться два электрона, на втором — восемь, на третьем — восемнадцать. У элементов первого периода происходит заполнение электронами первого энергетического уровня, у элементов второго периода — второго, у элементов третьего периода электроны идут на третий энергетический уровень. К концу третьего периода третий энергетический уровень оказывается незавершенным — на нем находится всего восемь электронов. У элементов начала четвертого периода — калия и кальция — происходит заполнение электронами четвертого энергетического уровня. Однако уже со следующего элемента (скандия) заполнение четвертого энергетического уровня прекращается, и электроны идут на третий энергетический уровень. Элементы, в атомах которых происходит заполнение электронами внутренних электронных слоев, называют переходными. В периодической системе переходные элементы расположены в главных подгруппах.

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1 H +1) 1							2 He +2) 2		
II	3 Li +3) 2 1	4 Be +4) 2 2	5 B +5) 2 3	6 C +6) 2 4	7 N +7) 2 5	8 O +8) 2 6	9 F +9) 2 7	10 Ne +10) 2 8		
III	11 Na +11) 2 8 1	12 Mg +12) 2 8 2	13 Al +13) 2 8 3	14 Si +14) 2 8 4	15 P +15) 2 8 5	16 S +16) 2 8 6	17 Cl +17) 2 8 7	18 Ar +18) 2 8 8		
IV	19 K +19) 2 8 8 1	20 Ca +20) 2 8 8 2	21 Sc +21) 2 9 8 2	22 Ti +22) 2 10 8 2	23 V +23) 2 11 8 2	24 Cr +24) 2 13 8 2	25 Mn +25) 2 13 8 2	26 Fe +26) 2 14 8 2	27 Co +27) 2 15 8 2	28 Ni +28) 2 16 8 2
	29 Cu +29) 1 16 8 2	30 Zn +30) 2 18 8 2	31 Ga +31) 2 8 18 3	32 Ge +32) 2 18 4	33 As +33) 2 8 18 5	34 Se +34) 2 8 18 6	35 Br +35) 2 8 18 7	36 Kr +36) 2 8 18 8		

Рис. 1. Распределение электронов по энергетическим уровням в атомах первых 20 элементов. Энергетические уровни обозначены дугами, внутренние электроны показаны ближе к ядру, внешние (валентные) снаружи.

Атомы элементов, имеющие восьмизлектронную оболочку, химически инертны. Эти элементы расположены в главной подгруппе восьмой группы (инертные газы). Движущей силой взаимодействия атомов разных элементов



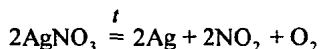
является их стремление приобрести устойчивую конфигурацию ближайшего инертного газа. Это удастся сделать либо отдавая, либо принимая электроны. Атомы, у которых мало валентных электронов, то есть внешний энергетический уровень далек от завершения, имеют тенденцию отдавать свои валентные электроны другим атомам, приобретая устойчивую конфигурацию инертного газа. К таким элементам принадлежат щелочные металлы, расположенные в главной подгруппе первой группы. Так, атом натрия, теряющий электрон, приобретает электронную конфигурацию неона. У атомов элементов-неметаллов внешний уровень близок к завершению, поэтому эти элементы стремятся присоединить электроны и таким образом приобрести конфигурацию инертного газа. Наиболее ярко это проявляется у галогенов — элементов главной подгруппы седьмой группы. Например, атом хлора, присоединяющий электрон, приобретает электронную конфигурацию аргона. Таким образом, металлы имеют тенденцию к отдаче электронов, а неметаллы — к присоединению.

При ответе на вопрос билета необходимо привести схемы строения электронных оболочек атомов некоторых элементов, которые можно взять из рисунка.

## **Вопрос 2. Вычисление количества вещества одного из продуктов реакции, если известна масса исходного вещества.**

Масса вещества в граммах  $m$  связана с количеством вещества  $\nu$  соотношением  $m = \nu M$ , где  $M$  — молярная масса вещества. Для решения задачи необходимо рассчитать количество вещества реагента, поделив его массу на молярную массу (численно равна относительной молекулярной массе). Затем, принимая во внимание коэффициенты в уравнении реакции, нужно найти количество продукта реакции. В качестве примера решим задачу: Найдите количество вещества серебра, которое образуется при разложении нитрата серебра массой 1,7 г.

Для решения задачи запишем уравнение реакции и расставим коэффициенты:



Найдем количество вещества нитрата серебра, поделив его массу на молярную массу:

$$M(\text{AgNO}_3) = 108 + 14 + 48 = 170 \text{ г/моль}$$

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{1,7}{170} = 0,01 \text{ моль}$$

По уравнению реакции из 2 моль нитрата серебра образуется 2 моль серебра, то есть серебра образуется по молям ровно столько, сколько было взято нитрата. Соответственно, из 0,01 моль нитрата серебра мы получим 0,01 моль серебра.

Ответ: 0,01 моль.

## БИЛЕТ 4.

**Вопрос 1. Металлы: положение этих элементов в периодической системе, строение их атомов (на примере атомов натрия, магния, алюминия).**

**Характерные физические свойства металлов.**

**Химические свойства металлов: взаимодействие с кислородом, водой, кислотами**

Металлы — химические элементы, на внешнем энергетическом уровне которых содержится небольшое число электронов, характеризующиеся низкой электроотрицательностью. Из 114 химических элементов 92 являются металлами. В химических реакциях металлы являются восстановителями. В периодической системе элементы-металлы расположены в начале периодов, а также в побочных подгруппах. Условной границей, отделяющей металлы от неметаллов, служит прямая, проведенная от бора до астата в длинном варианте периодической таблицы. Металлы оказываются левее и ниже этой прямой, неметаллы — правее и выше, а элементы, находящиеся вблизи прямой, имеют двойственную природу, иногда их называют металлоидами.

По распространенности в земной коре среди всех металлов лидирует алюминий (7%) — он уступает лишь двум неметаллам — кислороду и кремнию. На втором месте среди металлов расположено железо (4%), на третьем — кальций (3%), затем натрий, калий и магний (по 2%), титан (0,6%). Металлы, которых в природе содержится мало, называют редкими (гафний, цирконий, молибден, вольфрам, платина), а те, которые не образуют самостоятельных минералов — рассеянными (ванадий, лантан, рений).

Особые названия отдельных групп металлов: щелочные металлы (литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций), щелочноземельные металлы (кальций, стронций, барий, радий), редкоземельные металлы (иттрий, лантан и лантаноиды), благородные металлы (серебро, золото и 6 платиновых металлов), платиновые металлы (платиноиды, рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина).

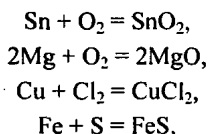
Простые вещества-металлы обладают рядом общих свойств — им присущ металлический блеск, ковкость, пластичность, высокая тепло- и электропроводность. Все металлы за исключением ртути при комнатной температуре твердые вещества. В них атомы связаны друг с другом металлической связью. Многие общие свойства металлов (блеск, электропроводность) объясняются наличием в них свободных электронов. Как простые вещества, металлы характеризуются также рядом общих свойств. Они состоят из частично ионизованных атомов, которые объединены друг с другом общим электронным облаком, единым для всего кристалла. Температуры плавления, а также плотность, твердость и иные свойства металлов различаются в широких пределах. Так, например, натрий легко режется ножом, а хром царапает не только стекло, но и сталь.

Большинство металлов имеют серебристо-белую окраску, лишь некоторые окрашены в тот или иной характерный цвет — медь — в розовый, зо-

лото — в желтый. Термин «цветные металлы» нельзя воспринимать буквально — он означает все металлы, за исключением железа и его сплавов, которые называют словами «черные металлы».

В химических реакциях металлы являются восстановителями, то есть повышают степень окисления. Однако различные металлы проявляют восстановительные свойства в неодинаковой степени.

Атомы элементов металлов содержат на внешнем уровне не более четырех электронов, а, как правило, от одного до трех. Эти электроны слабо удерживаются ядром, поэтому в химических реакциях металлы выступают в роли восстановителей. Следовательно, они легко вступают в реакции с окислителями, например, неметаллами — хлором, кислородом, серой. При этом образуются соответственно хлориды, оксиды, сульфиды, например,



Наибольшей химической активностью обладают щелочные металлы, расположенные в главной подгруппе первой группы периодической системы.

По химической активности в водных растворах металлы расположены в ряд напряжений (стандартных электродных потенциалов), иллюстрирующий восстановительную активность металлов в водных растворах.



вытесняют  $\text{H}_2$  из воды | не вытесняют  $\text{H}_2$  из воды

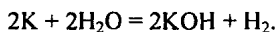
вытесняют  $\text{H}_2$  из растворов кислот | не вытесняют  $\text{H}_2$  из растворов кислот

—————→  
активность металлов убывает

В этот ряд, составленный русским химиком Н.Н. Бекетовым, включен также неметалл водород. Активность металлов убывает слева направо. Металлы, расположенные в начале ряда (до цинка), вытесняют водород из воды. Все металлы, стоящие в ряду левее водорода, вытесняют его из разбавленных кислот, а металлы, расположенные справа от водорода, с растворами кислот не реагируют (азотная кислота — исключение). Металл вытесняет из солей менее активные металлы, стоящие правее его в ряду напряжений. Для протекания реакций замещения требуется, чтобы соли, как вступающие в реакцию, так и образующиеся в результате реакции, были растворимы в воде. Следует помнить, что металлы, реагирующие с водой, практически не вытесняют менее активные металлы из водных растворов их солей, так как разлагаются водой.

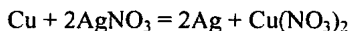
Ряд напряжений можно проиллюстрировать также реакциями металлов с водой и кислотами. Металлы, расположенные в начале ряда (до цинка), вытесняют водород из воды. Это щелочные, щелочно-земельные металлы, магний и алюминий. Щелочные и щелочно-земельные металлы реагируют с водой даже на холоду, магний — при нагревании, а алюминий только после

обработки ртутью (амальгамирования). В результате этой реакции образуются гидроксиды металлов и выделяется водород:

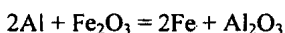


Окислителем в данной реакции является вода, а восстановителем — калий.

Все металлы, стоящие в ряду левее водорода, вытесняют его из разбавленных кислот, а металлы, расположенные справа от водорода, например, медь, с растворами кислот не реагируют (азотная кислота — исключение). Как уже было указано, металл вытесняет из солей менее активные металлы, стоящие правее его в ряду напряжений:



Химически активные металлы способны вытеснять из соединений другие — менее активные или более летучие. На этом основана алюмотермия



Химические свойства металлов удобно свести в таблицу

Свойство	Условия протекания реакции	Пример
1. Взаимодействие с водой	В реакцию вступают лишь наиболее активные металлы	$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2.$
2. Взаимодействие с кислотами	Металл должен быть расположен в ряду напряжений левее водорода	$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2$
3. Взаимодействие с солями	Более активный металл вытесняет менее активный	$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$
4. Взаимодействие с неметаллами		$2Mg + O_2 = 2MgO$
5. Взаимодействие с оксидами		$2Al + Fe_2O_3 = 2Fe + Al_2O_3$

## Вопрос 2. Опыт. Получение и сбориание кислорода. Доказательство наличия кислорода в сосуде.

Кислород — бесцветный газ, без вкуса и запаха, поддерживает горение и дыхание. Для получения кислорода в лаборатории используют нагревание некоторых веществ, богатых кислородом, например, бертолетовой соли  $KClO_3$ , перманганата калия  $KMnO_4$ . Разложение перманганата калия проводят в приборе, состоящем из сухой пробирки и Г-образной газоотводной трубки. В пробирку насыпают небольшое количество перманганата калия и укрепляют ее горизонтально, так чтобы дно располагалось чуть

выше отверстия. В отверстие пробирки вставляют пробку с изогнутой под углом газоотводной трубкой, конец которой опускают в банку, служащую для сбора газа. Кислород тяжелее воздуха, поэтому его собирают в сосуд, расположенный дном вниз (Рис. 2).

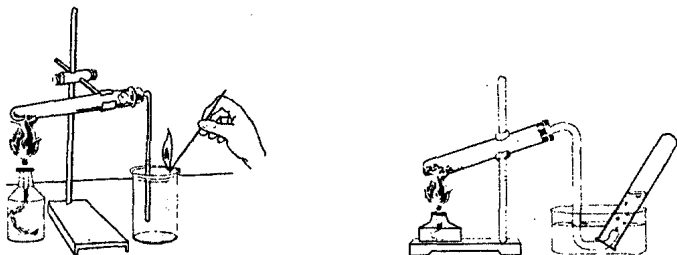


Рис. 2. Собираение кислорода методом вытеснения воздуха (слева) и воды (справа)

Можно собирать кислород и методом вытеснения воды, так как он плохо растворим в воде.

Проверив прибор на герметичность, начинают нагревание. Постепенно перманганат разлагается, происходит реакция



в результате которой выделяется кислород, который и заполняет банку. О наличии в банке кислорода можно судить по воспламенению тлеющей лучинки, которую подносят к отверстию банки. В присутствии кислорода тлеющая лучинка вспыхивает. В воздухе содержится всего около 20–21% кислорода, поэтому на воздухе лучинка продолжает тлеть и постепенно гаснет.

## БИЛЕТ 5.

**Вопрос 1. Неметаллы: положение этих элементов в периодической системе, строение их атомов (на примере хлора, кислорода, азота). Отличие физических свойств неметаллов от свойств металлов.**

**Реакции неметаллов с простыми веществами — металлами, водородом, кислородом.**

Элементы-неметаллы расположены в конце периодов и имеют электронную конфигурацию внешнего слоя, близкую к конфигурации ближайшего инертного газа или равную ей. Таким образом, до достижения этой конфигурации атомам элементов-неметаллов не хватает от нуля до четырех электронов, поэтому в химических реакциях они являются окислителями. В периодической системе элементы-неметаллы расположены выше диагонали, проведенной от бора к астату. Все они входят в состав главных подгрупп.

Строение электронных оболочек атомов хлора, кислорода и азота приведено на рисунке.

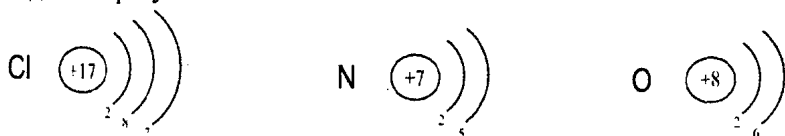


Рис. 3. Строение электронных оболочек атомов хлора, кислорода и азота

В атоме хлора 17 электронов распределено по трем энергетическим уровням. Два внутренних электронных слоя полностью заполнены, находящиеся на них электроны не принимают участия в химических реакциях. На внешнем энергетическом уровне находится 7 электронов. Эти электроны являются валентными, то есть атом может отдавать их в химических реакциях. Максимальная степень окисления хлора как раз и равна +7, то есть она реализуется в том случае, если атом отдаст все семь электронов. Однако для хлора, как и для других неметаллов, более характерно принимать электроны, чем отдавать их. Принимая один электрон, атом хлора превращается в ион  $\text{Cl}^-$  с конфигурацией инертного газа аргона. Такой ион в отличие от атома хлора гораздо более устойчив и гораздо менее вреден для организма (он содержится в поваренной соли, а свободный хлор — это отравляющее вещество). Таким образом, минимальная степень окисления хлора равна -1. Она реализуется в соединениях с металлами и водородом.

Атом кислорода содержит всего восемь электронов, занимающих два энергетических уровня. Внешние электроны (их число для неметаллов всегда равно номеру группы, в которой находится элемент, у кислорода 6) обычно участвуют в образовании химических связей. Однако кислород не способен в химической реакции отдать все 6 электронов, то есть степень окисления +6 (высшая для элементов шестой группы) для него недостижима. Будучи типичным неметаллом, кислород имеет тенденцию принимать электроны. Для приобретения электронной конфигурации ближайшего инертного газа неона ему не хватает двух электронов. Принимая их, атом кислорода становится отрицательно заряженным ионом  $\text{O}^{2-}$ , то есть приобретает степень окисления -2. Именно она и характерна для кислорода.

Атом азота содержит на один электрон меньше, чем атом кислорода. Соответственно, у него всего 5 валентных электронов. Высшая степень окисления этого элемента равна +5 (например, в оксиде  $\text{N}_2\text{O}_5$ ), а низшая -3 (в аммиаке  $\text{NH}_3$ ).

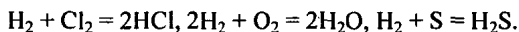
Простые вещества-неметаллы, как правило, не обладают металлическим блеском, не проводят электрический ток, являются плохими проводниками тепла. Среди них есть газы ( $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_3$ ), жидкости ( $\text{Br}_2$ ), твердые вещества ( $\text{C}$ ,  $\text{P}_4$ ). Таким образом, в противоположность металлам для неметаллов нельзя выделить общих свойств, некоторые из них, подобно металлам, имеют даже металлический блеск (иод). Химическая связь в простых веществах — ковалентная неполярная, они имеют либо молекулярную, либо атомную кристаллические решетки. Для неметаллов характерно явление аллотропии — существование элемента в форме различных простых веществ, различающихся

либо строением и составом молекул (кислород и озон), либо способом упаковки (алмаз и графит).

Для неметаллов характерны реакции с металлами:

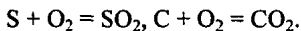


Многие неметаллы вступают во взаимодействие с водородом:



Следует помнить, что такие неметаллы, как кремний, фосфор, бор, с водородом не реагируют.

Наиболее типичные неметаллы — галогены — с кислородом не реагируют. Это неудивительно, ведь кислород, как и галогены — сам является сильным окислителем. А вот неметаллы, проявляющие восстановительные свойства (водород, углерод, кремний, сера), легко окисляются кислородом, превращаясь в оксиды:



## Вопрос 2. Задача. Вычисление объема полученного газа, если известна масса исходного вещества.

Для ответа на вопрос задачи нужно рассчитать количество вещества исходного соединения, разделив его массу (данную в условии) на молярную массу (численно равна относительной молекулярной массе)

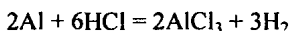
$$\nu = \frac{m}{M},$$

затем по уравнению реакции определить количество вещества продукта реакции и рассчитать его объем, умножив количество вещества на молярный объем идеального газа при нормальных условиях ( $V_M$  равен 22,4 л):

$$V = \nu \cdot V_M = 22,4\nu$$

В качестве примера рассмотрим задачу. Найти объем газа, выделяющегося при действии соляной кислоты на 5,4 г алюминия.

Для решения задачи запишем уравнение реакции.



Проверим правильность расстановки коэффициентов. Затем рассчитаем количество вещества алюминия, разделив данную в условии массу на молярную массу (численно равна относительной атомной массе алюминия):

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{5,4}{27} = 0,2 \text{ моль}$$

Из коэффициентов в уравнении реакции следует, что два моля алюминия выделяют из соляной кислоты 3 моля водорода, следовательно, 0,2 моля алюминия способны вытеснить 0,3 моля водорода:

$$v(\text{H}_2) = 0,3 \text{ моль}$$

Рассчитаем объем водорода, умножив число молей водорода на молярный объем газа:

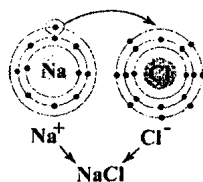
$$V(\text{H}_2) = v \cdot V_M = 0,3 \cdot 22,4 = 6,72 \text{ л}$$

Ответ: объем водорода равен 6,72 л (при н.у.).

## БИЛЕТ 6.

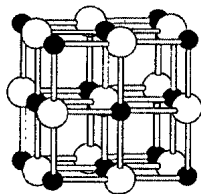
### Вопрос 1. Виды химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, их сходство и различие. Типы кристаллических решеток. Примеры веществ с различными типами решеток

Атомы металлов стремятся отдавать электроны, а атомы неметаллов — приобретать. Атом, имеющий заряд, то есть присоединивший или отдавший один из нескольких электронов, называют ионом. Взаимодействие атома металла с атомом неметалла фактически сводится к переходу электрона от атома металла к атому неметалла (показан стрелкой), что можно изобразить в виде схемы



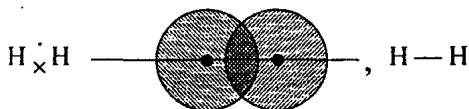
Напомним, что эта реакция протекает очень энергично и сопровождается выделением значительного количества теплоты. Связь, реализуемая в результате электростатического притяжения разноименно заряженных ионов, называется *ионной*. Условно считают, что электрон практически полностью перешел от одного атома к другому. В действительности полного смещения не происходит никогда, то есть абсолютно ионных веществ нет. Например, в NaCl реальные заряды на атомах составляют +0,92 и -0,92, а не +1 и -1. Ионная связь реализуется в соединениях типичных металлов с неметаллами. Ионные соединения являются твердыми тугоплавкими веществами, не имеющими запаха, часто хорошо растворимы в воде. Они имеют *ионную кристаллическую решетку*, в узлах которой чередуются положительно и отрицательно заряженные ионы

Ионная связь, таким образом, реализуется в соединениях металлов с неметаллами и обусловлена взаимным притяжением образовавшихся ионов. Взаимодействие двух атомов одного и того же элемента-неметалла приводит к образованию другого типа химической связи. Простейший пример такого взаимодействия — объединение двух атомов водорода в мо-





лекулу  $H_2$ . Каждый атом водорода имеет один неспаренный электрон, который находится на первом энергетическом уровне. До завершения внешнего уровня ему не хватает одного электрона. Сближение двух атомов приводит к образованию общей электронной пары, одновременно принадлежащей обоим атомам. Эта общая пара и представляет собой химическую связь:



Связь, возникающая при взаимодействии электронов с образованием обобщенных электронных пар, называется *ковалентной*. В случае, если взаимодействуют атомы одного и того же элемента, общая электронная пара в равной степени принадлежит обоим атомам, то есть находится на равном расстоянии от обоих атомов. Такая ковалентная связь называется *неполярной*. Она имеет место в простых веществах-неметаллах:  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ,  $P_4$ ,  $O_3$ ,  $C_{60}$ .

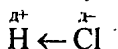
Особо стоит остановиться на свойствах ковалентной связи. *Энергия связи* — энергия, которую необходимо затратить, чтобы разрушить связь. *Длина связи* — расстояние между центрами ядер двух атомов. Ее выражают в нанометрах ( $1\text{ нм} = 10^{-9}\text{ м}$ ) или в ангстремах  $\text{Å}$  ( $1\text{ Å} = 10^{-10}\text{ м} = 10^{-8}\text{ см}$ ). *Кратность* связи равна числу общих электронных пар. Примером может служить тройная связь в молекуле азота, образованная тремя общими электронными парами. Чем выше кратность связи, тем больше ее энергия и тем меньше длина, то есть тем она прочнее. Можно отметить также, что ковалентная связь также характеризуется направленностью и насыщенностью.

Химическая формула, в которой общие электронные пары атомов показаны точками и крестиками, называется *электронной*. Формула, в которой ковалентные связи показаны черточками, называется *структурной*.

Итак, нами рассмотрено взаимодействие (а) атом металла + атом неметалла (ионная связь), (б) атом неметалла + такой же атом неметалла (ковалентная неполярная связь). Ионная связь сопровождается переносом электрона от атома металла к атому неметалла, ковалентная неполярная — образованием общей электронной пары, в равной степени принадлежащей обоим атомам. А что будет происходить в случае, если между собой взаимодействуют два различных атома неметалла? Очевидно ожидать и в этом случае образование общей электронной пары, но смещенной в сторону одного из атомов. Способность атома притягивать к себе электроны характеризуют особой величиной — *электроотрицательностью*. В периодах электроотрицательность возрастает слева направо, а в группах — снизу вверх. Таким образом, элементом с наибольшей электроотрицательностью является фтор, а с наименьшей — цезий. Неметаллы, таким образом, имеют высокие значения электроотрицательности, а неметаллы — низкие.

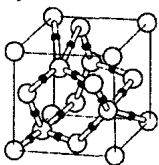
При взаимодействии атомов, имеющих различные значения электроотрицательности, например, водорода и хлора, каждый из двух взаимодействующих атомом предоставляет в общее пользование по одному электрону. Общая электронная пара оказывается смещенной в сторону атома с большей элек-

троотрицательностью, то есть в сторону хлора. Атом хлора приобретает частичный отрицательный заряд, а атом водорода — частичный положительный:



Абсолютная величина этих зарядов меньше единицы. Это пример *полярной* ковалентной связи. Молекула, в которой разделены центры положительного и отрицательного зарядов, называется *диполем*. Направление смещения электронов в структурных формулах указывают стрелкой. Полярная связь имеет место между атомами с различной, но не сильно различающейся электроотрицательностью, например, между различными неметаллами. Примерами соединений с полярными ковалентными связями являются  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CCl}_4$  то есть соединения неметаллов друг с другом.

Соединения с ковалентными связями бывают двух типов. К первому принадлежат вещества с *атомной кристаллической решеткой* (алмаз  $\text{C}$ , кремний  $\text{Si}$ , кварц  $\text{SiO}_2$ ). Они состоят из атомов, связанных друг с другом в бесконечный трехмерный каркас посредством ковалентных связей. На рисунке показана структура самого твердого минерала — алмаза.



Атомный каркас обладает высокой прочностью, поэтому атомные кристаллы имеют высокую твердость, они тугоплавки, нерастворимы в воде, не имеют запаха. Ковалентные вещества второго типа представляют собой молекулярные кристаллы, то есть имеют *молекулярную кристаллическую решетку*, в узлах которой находятся молекулы. Примером служит кристаллическая структура иода.

Отдельные молекулы удерживаются друг около друга лишь посредством слабых межмолекулярных сил, поэтому молекулярные кристаллы легкоплавки и образующие их вещества при комнатной температуре представляют собой жидкости (вода, бром, серная кислота, бензол), газы ( $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ) или легкоплавкие твердые вещества ( $\text{I}_2$ ,  $\text{S}_8$ ). Часто они имеют запах. Примером служит какао-масло — сложное органическое вещество с температурой плавления около  $36^\circ\text{C}$ , имеющее характерный «шоколадный» запах. Оно имеет молекулярную кристаллическую решетку.



Между атомами металлов реализуется иной тип связи — *металлический*. Металлическая связь характеризуется притяжением частично ионизованных атомов металлов и валентных электронов, образующих единое электронное облако («электронный газ»). Валентные электроны в металлах являются делокализованными и принадлежат одновременно всем атомам металла, свободно перемещаясь по всему кристаллу. Таким образом связь является многоцентровой. Напомним, что электроны обладают свойствами волны — они «размазаны» по всему куску металла, обуславливая его металлический блеск, высокую тепло- и электропроводность. В переходных металлах металлическая связь носит частично ковалентный характер, так как дополнена перекрыванием частично заполненных электронами  $d$ -орбиталей предвнешнего слоя. Металлы образуют *металлические кристаллические решетки*.

Может возникнуть вопрос, почему металлы, подобно неметаллам, не образуют устойчивых молекул. Ответ заключается в том, что в молекулах неметаллов атомы, обобществляя электроны, приобретают конфигурацию инертного газа («октет»), а металлы — нет. Поэтому их молекулы гораздо менее устойчивы.

При ответе на вопрос билета можно использовать следующую таблицу:

Тип химической связи		Между какими атомами возникает	Разница электроотрицательной двух соседних атомов	Примеры веществ	Тип кристаллической решетки
ковалентная	полярная	Немет(1) + немет(2)	незначительная	$H_2O, CO_2$	молекулярная или атомная
	неполярная	Немет(1) + немет(1)	нулевая	$N_2, O_2$	
Ионная		немет+ мет	значительная	$NaCl, K_2S$	ионная
металлическая		мет + мет	нулевая или незначительная	$Na, Fe, CuAu$	металлическая

## Вопрос 2. Опыт. Получение и сбориание аммиака.

Аммиак  $NH_3$  — бесцветный газ с характерным резким запахом, легче воздуха. Он прекрасно растворим в воде: при комнатной температуре в 1 объеме воды растворяется примерно 700 объемов аммиака, а при  $0^\circ C$  — уже 1200 объемов. Водный раствор аммиака в быту называют нашатырным спиртом. Для получения аммиака смешивают в ступке порошок хлорида аммония  $NH_4Cl$ , называемый в технике нашатырем, с гидроксидом кальция  $Ca(OH)_2$  — гашеной известью. Даже при слабом растирании этой смеси появляется характерный резкий запах аммиака.

Получение аммиака проводят в приборе, состоящем из сухой пробирки и Г-образной газоотводной трубки (Рис. 4).

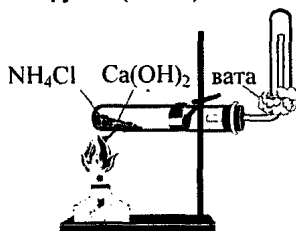
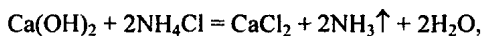


Рис. 4. Прибор для получения аммиака

В пробирку насыпают небольшое количество смеси гашеной извести с нашатырем и укрепляют ее горизонтально, так чтобы дно располагалось чуть ниже отверстия. В отверстие пробирки вставляют пробку с изогнутой под углом газоотводной трубкой, конец которой поднимают вверх. В лапке штатива над пробиркой укрепляют сухую пробирку или банку, служащую

для сбора газа. Аммиак легче воздуха, поэтому его собирают в сосуд, расположенный вверх дном. Проверив прибор на герметичность, начинают нагревание. Постепенно происходит реакция



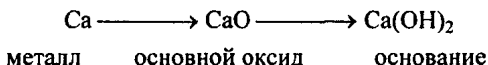
в результате которой выделяется аммиак, который и заполняет банку. О наличии в банке аммиака можно судить по появлению окраски фильтровальной бумаги, смоченной раствором фенолфталеина, которую подносят к отверстию банки.

## БИЛЕТ 7.

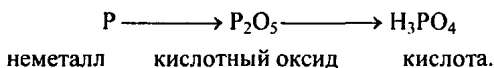
### Вопрос 1. Взаимосвязь между классами неорганических соединений: возможность получения одних веществ из других (примеры реакций).

В результате химических превращений вещества одного класса часто превращаются в вещества другого — из простого вещества образуется оксид, из оксида — кислота, из кислоты — соль. Иными словами, изученные нами классы соединений взаимосвязаны. Мы можем установить целый ряд переходов одних соединений в другие, то есть генетическую связь между ними. Рассмотрим ее на примере двух элементов — металла (кальция) и неметалла (фосфора).

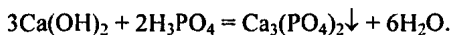
Кальций при сгорании на воздухе образует оксид  $\text{CaO}$ , который присоединяет воду, превращаясь в основание — гидроксид кальция  $\text{Ca(OH)}_2$ . Последовательность этих реакций можно представить в виде схемы:



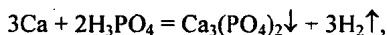
При горении фосфора получается оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$ , который реагирует с водой с образованием фосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :



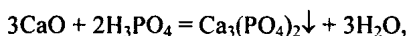
При взаимодействии кислоты и основания образуется соль:



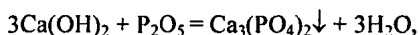
Соль также может быть получена при взаимодействии: активного металла с кислотой



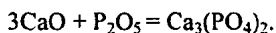
основного оксида с кислотой



кислотного оксида со щелочью



или по реакции между основным и кислотным оксидами



Все эти превращения можно представить в виде схемы (Рис. 5).

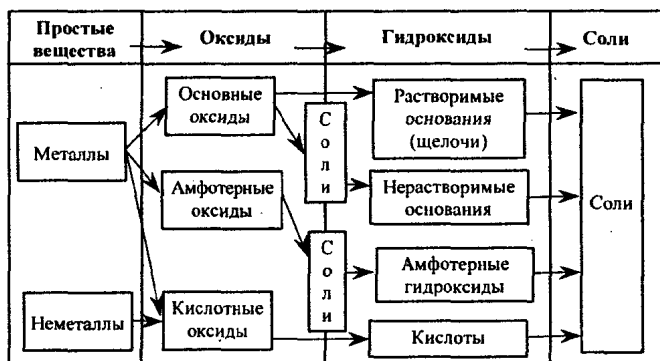
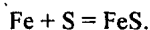
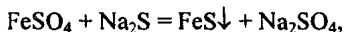


Рис. 5. Генетическая связь между различными классами неорганических веществ

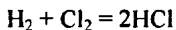
Соли бескислородных кислот могут быть получены не только по реакции обмена, но и напрямую из простых веществ — металла и неметалла:



Знание генетической связи между различными классами неорганических веществ позволяет подбирать удобные и экономичные методы синтеза веществ из доступных.

## Вопрос 2. Задача. Вычисление количества вещества (или объема) газа, необходимого для реакции с определенным количеством вещества (или объемом) другого газа

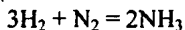
Объемы (или количества вещества) вступающих в-реакцию и образующихся в ходе реакции газов относятся между собой как простые целые числа, соответствующие коэффициентам в уравнении реакции. Например, из уравнения



Следует, что один объем водорода реагирует с одним объемом хлора с образованием двух объемов хлороводорода или что 1 моль водорода реагирует с одним молем хлора с образованием двух моль хлороводорода. Поэтому на вопрос, какой объем водорода вступит в реакцию с тремя литрами хлора ответ — три литра водорода.

Рассмотрим еще один пример. Какой объем водорода теоретически должен вступить в реакцию с 5 моль азота, если предположить, что реакция синтеза аммиака протекает нацело.

Запишем уравнение реакции:

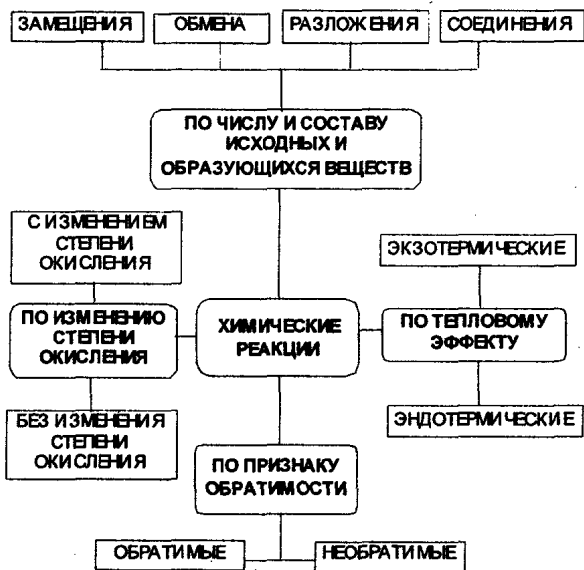


Из него следует, что 3 моль водорода реагирует с одним молем азота. Следовательно, с 5 моль азота в реакцию теоретически должно вступить в три раза больше водорода, то есть 15 моль. Мы говорим теоретически, так как на практике эта реакция до конца никогда не протекает — она обратима.

## БИЛЕТ 8.

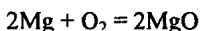
**Вопрос 1. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, выделению или поглощению энергии, изменению степени окисления химических элементов. Примеры реакций различных типов.**

Единой классификации химических реакций не существует. Для создания классификации выбирается определенный признак сравнения. В качестве такого признака может выступать число и состав исходных и полученных веществ, выделение или поглощение энергии, изменение степени окисления химических элементов, обратимость. Все это наглядно представлено на схеме, которую удобно использовать при ответе на вопрос.

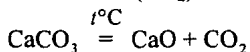


По числу и составу исходных и полученных веществ реакции делятся на четыре типа: реакции соединения, разложения, замещения и обмена. В ре-

акциях соединения из нескольких исходных веществ образуется одно конечное вещество. Примером может служить реакция горения магния

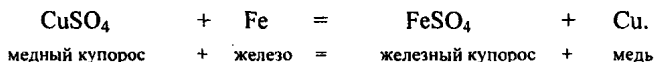


*Реакции разложения* обратны реакциям присоединения. Они приводят к распаду одного сложного исходного вещества на несколько конечных веществ. Так, при разложении мела ( $\text{CaCO}_3$ ) образуются оксид кальция (негашеная известь,  $\text{CaO}$ ) и углекислый газ ( $\text{CO}_2$ ):

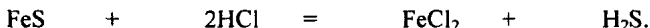


Часто для проведения реакций разложения требуется нагревание. Для его обозначения над знаком равенства в химическом уравнении записывают символ температуры ( $t^\circ\text{C}$ ). Многие соединения, устойчивые при комнатной температуре, при нагревании разлагаются. Например, подавляющее большинство органических веществ не выдерживает нагревания до  $300^\circ\text{C}$ .

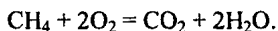
*Реакции замещения* — это реакции между простым и сложным веществом, протекающие с образованием простого и сложного вещества. Примером может служить вытеснение меди железом из раствора сульфата меди.



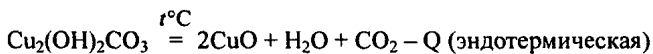
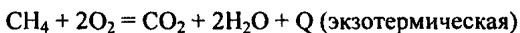
*Реакциями обмена* называют взаимодействие между двумя сложными веществами, при которых они обмениваются своими частями — атомами или группами атомов:



Многие химические реакции нельзя отнести ни к одному из перечисленных четырех типов. Примером может служить горение метана:

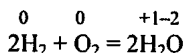


В ходе химических реакций рвутся одни химические связи и образуются новые. Именно поэтому любое химическое превращение сопровождается *выделением или поглощением энергии, чаще всего в форме теплоты*. Реакции, сопровождающиеся выделением теплоты, называют *экзотермическими*, а протекающие с поглощением теплоты — *эндотермическими*. К числу экзотермических относят все реакции горения. Экзотермическими являются и некоторые реакции в водных растворах, например, реакция нейтрализации. А вот реакции разложения, для проведения которых следует прибегать к нагреванию — это пример эндотермического процесса. Тепловой эффект химической реакции обозначают в виде буквы  $Q$ , которую помещают в правую часть химического уравнения со знаком  $+$  ( $+Q$ ), если реакция экзотермическая, и со знаком  $-$  ( $-Q$ ), если реакция эндотермическая.



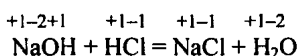
*Степенью окисления* называют условный заряд, который присутствует на атоме в соединении в предположении, что все связи ионные и что общие элект-

тронные пары смещены к атому с большей электроотрицательностью, то есть к атому с наиболее неметаллическими свойствами. Так, в молекуле  $\text{H}_2\text{O}$  у водорода степень окисления +1, а у кислорода -2. Степени окисления элементов в простых веществах равны 0. Реакции, в результате которых происходит изменение степени окисления атомов некоторых элементов, называются *окислительно-восстановительными*. Примером служит синтез воды из простых веществ:

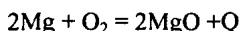


В ходе этой реакции водород (восстановитель) повышает свою степень окисления (окисляется), а кислород (окислитель) понижает (восстанавливается). Окислительно-восстановительные реакции сопровождаются переносом электронов от восстановителя к окислителю, в данном случае — от атомов водорода к атомам кислорода.

Реакция нейтрализации не сопровождается переносом электронов, так как степени окисления в ходе реакции не изменяются:



Таким образом, приведенную реакцию нейтрализации можно отнести к (1) реакция обмена, (2) к экзотермическим реакциям, (3) к реакциям, протекающим без изменения степеней окисления, а реакция

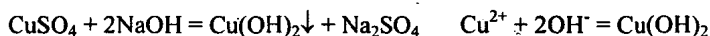


это (1) реакция присоединения, (2) экзотермическая, (3) окислительно-восстановительная (магний окисляется от 0 до +2, кислород восстанавливается от 0 до -2).

## **Вопрос 2. Опыт. Проведение реакций, подтверждающих качественный состав предложенной соли, например, сульфата меди(II).**

Чтобы подтвердить качественный состав соли, нужно провести качественные реакции на катион и анион, входящие в ее состав.

В качестве примера рассмотрим сульфат меди(II)  $\text{CuSO}_4$ . Эта соль образована катионами меди и сульфат-ионами, поэтому нам требуется провести реакции на эти два иона. При действии на раствор соли меди раствора щелочи, например, гидроксида натрия, выпадает синий осадок гидроксида меди(II):



При проведении этой реакции обратите внимание, что при прибавлении щелочи сначала образуется голубой осадок (основная соль), который становится синим (образуется гидроксид) лишь при добавлении дополнительного количества щелочи. Но не надо лить и большой избыток щелочи. При высокой концентрации гидроксид-ионов осадок может раствориться или почернеть вследствие разложения на оксид и воду. Этого надо избегать.

Реагентом на сульфат-ион служат растворимые соли бария, которые дают с сульфат-ионами белый кристаллический осадок сульфата бария,



нерастворимый в кислотах. Для проведения реакции к испытываемому раствору добавляют несколько капель раствора соляной кислоты (создают кислотную среду), а затем приливают раствор хлорида бария. Образование белого осадка свидетельствует о присутствии сульфат-ионов:



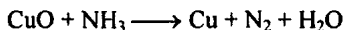
Белый осадок образуется из голубого раствора, поэтому на фоне раствора он может показаться вам голубым. Чтобы убедиться в его белом цвете, осадок надо отфильтровать и промыть на фильтре водой.

## БИЛЕТ 9.

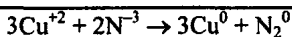
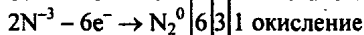
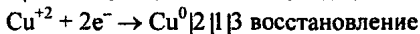
### Вопрос 1. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель (на примере двух реакций)

Окислительно-восстановительными называют реакции, в результате которых происходит перенос электронов от одних атомов к другим. Так как электронный перенос сопровождается изменением степени окисления, можно рассматривать окислительно-восстановительные реакции как процессы, сопровождающиеся изменением степеней окисления некоторых атомов. Атом или ион, теряющий электроны, называют *восстановителем*, а процесс потери электронов — окислением. Атом или ион, приобретающий электроны, называют *окислителем*, а процесс присоединения атомом или ионом электронов — *восстановлением*. В результате реакции окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется.

В качестве примера окислительно-восстановительной реакции рассмотрим взаимодействие оксида меди(II) с аммиаком:

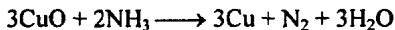


Расставив степени окисления всех элементов, находим, что в результате реакции степени окисления меняются только у меди и азота:

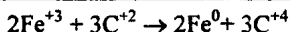
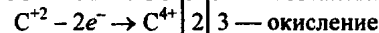
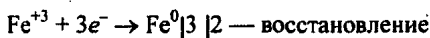


$\text{Cu}^{+2}$  (CuO) — окислитель

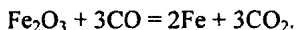
$\text{N}^{-3}$  (NH<sub>3</sub>) — восстановитель



В результате этой реакции происходит переход электронов от атомов азота аммиака к атомам меди оксида меди. При этом медь восстанавливается, а азот окисляется. Другой пример — восстановление оксида железа(III) угарным газом:

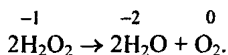


$\text{Fe}^{+3} (\text{Fe}_2\text{O}_3)$  — окислитель,  
 $\text{C}^{+2} (\text{CO})$  — восстановитель.

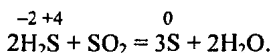


В результате этой реакции происходит переход электронов от атомов углерода угарного газа к атомам железа оксида железа. При этом железо восстанавливается, а углерод окисляется.

Окислительно-восстановительные реакции, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, который в начале реакции находится в одной степени окисления, называют *диспропорционированием*. К числу таких реакций принадлежит разложение пероксида водорода на воду и кислород.



Обратный случай, когда в результате реакции атомы одного и того же элемента, находящиеся в разных степенях окисления, приобретают одну промежуточную, называют *сопропорционированием*. Примером служит взаимодействие сернистого газа с сероводородом, приводящее к образованию серы:



Наиболее типичные окислители — это неметаллы с высокой электроотрицательностью (галогены, кислород), а также соединения элементов в высших степенях окисления, такие как перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ , нитрат калия  $\text{KNO}_3$ , дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , азотная кислота  $\text{HNO}_3$ , концентрированная серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  конц. Типичные восстановители — металлы, а также соединения в низких степенях окисления ( $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{CuCl}$ ,  $\text{CrSO}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ ) и некоторые неметаллы — водород, углерод, кремний.

Заметим, что процессы окисления и восстановления иногда удается разделить в пространстве. В этом случае перенос электронов между окислителем и восстановителем осуществляется по внешней цепи. На этом основано действие гальванических элементов. То есть устройств, преобразующих энергию химических реакций в электрическую.

## Вопрос 2. Задача. Вычисление массы продукта реакции, если для его получения взят раствор с определенной массовой долей исходного вещества.

Чтобы решить такую задачу, сначала необходимо найти массу исходного вещества, содержащегося в растворе  $m(\text{растворенное вещество}) = \omega m(\text{раствора})$ , а затем определить количество вещества  $\nu$ . Это позволит по уравнению реакции рассчитать количество вещества продукта реакции, которое легко перевести в массу, умножив на молярную массу:  $m = \nu \cdot M$

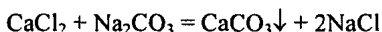
Рассмотрим пример. Пусть необходимо найти массу осадка карбоната кальция, который образуется при действии на 200 г 5%-ного раствора хлорида кальция избытком раствора карбоната натрия. Сначала найдем массу хлорида кальция, который содержится в 200 г 5%-ного раствора:

$$m(\text{CaCl}_2) = \omega m(\text{раствора}) = 0,05 \cdot 200 = 10\text{г}$$

Найдем количество вещества хлорида кальция. Для этого разделим его массу на молярную массу:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{10}{40 + 71} = 0,09 \text{ моль}$$

Запишем уравнение реакции:



Из одного моля хлорида кальция образуется один моль карбоната кальция, значит

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CaCl}_2) = 0,09 \text{ моль}$$

Найдем массу хлорида кальция:

$$m(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,09 \cdot 100 = 9 \text{ г}$$

Ответ: 9 г карбоната кальция.

## БИЛЕТ 10.

**Вопрос 1. Реакции ионного обмена, условия их протекания до конца (на примере двух реакций).**

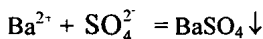
**Отличие реакций ионного обмена от реакций окислительно-восстановительных.**

Вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называют *электролитами*. Электролитами являются кислоты, основания и соли. В растворах и расплавах электролиты распадаются (диссоциируют) на ионы. Таким образом, реакции обмена в растворах электролитов — это реакции между ионами, которые присутствуют в этих растворах. Движущей силой реакций обмена в водных растворах является связывание ионов в неэлектролит или малорастворимый электролит. Иными словами, реакции обмена в водных растворах электролитов протекают необратимо, в случае, если в их результате образуются осадок, газ или слабый электролит (вода).

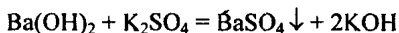
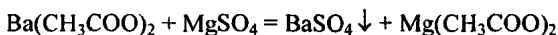
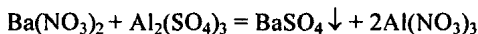
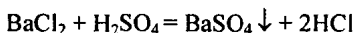
В отличие от окислительно-восстановительных реакций в процессах ионного обмена не происходит переноса электронов, степени окисления атомов не изменяются. Сущность этих реакций заключается в связывании ионов, присутствующих в растворе.

При записи ионных уравнений реакций сильные, хорошо растворимые в воде электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты и все малорастворимые электролиты — в молекулярном виде. Сокращенное ионное уравнение выражает сущность реакции ионного обмена. Как правило, одно сокращенное ионное уравнение является общим для нескольких реакций.

Например, сокращенное ионное уравнение



соответствует не только процессу, происходящему при смешении растворов хлорида бария и сульфата натрия, но многим другим реакциям, например:



## Вопрос 2. Вычисление массовой доли элемента в соединении, формула которого приведена

Массовой долей элемента  $\omega$  в соединении называют отношение атомной массы элемента в соединении (с учетом всех атомов) к относительной молекулярной массе соединения:

$$\omega(X) = \frac{nA_r(X)}{M_r},$$

где  $n$  — число атомов элемента  $X$  в соединении.

Рассмотрим пример. Пусть необходимо найти массовую долю железа в оксиде железа(III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . В каждой частице  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  содержится 2 атома железа и три атома кислорода. Относительная атомная масса  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  будет равна:

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2A_r(\text{Fe}) + 3A_r(\text{O}) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160.$$

Тогда,

$$\omega(\text{Fe}) = \frac{2A_r(\text{Fe})}{M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{2 \times 56}{160} = 0,7 \text{ (70\%)}$$

Заметим, что сумма массовых долей всех элементов в соединении всегда равна 1 (100%), поэтому

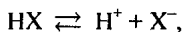
$$\omega(\text{Fe}) + \omega(\text{O}) = 1,$$

$$\omega(\text{O}) = 1 - \omega(\text{Fe}) = 0,3 \text{ (30\%)}$$

## БИЛЕТ 11.

### Вопрос 1. Кислоты в свете представлений об электролитической диссоциации. Химические свойства кислот: взаимодействие с металлами, основными оксидами, основаниями, солями (на примере хлороводородной кислоты)

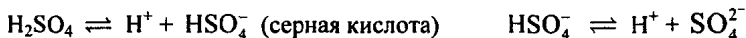
Кислотами называют электролиты, которые в водных растворах диссоциируют (распадаются) на катионы водорода и анионы кислотного остатка. Если в общем виде формулу кислоты представить как  $\text{HX}$ , то ее уравнение диссоциации имеет вид



Например,

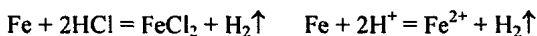


Кислоты, молекулы которых содержат более одного атома водорода, диссоциируют ступенчато, то есть последовательно отщепляя атомы водорода:

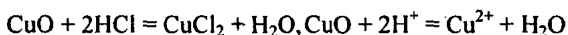


Общие свойства кислот как раз и обусловлены ионами водорода, которые образуются при их диссоциации. Именно они ответственны за кислый вкус водных растворов (вспомните лимонную кислоту), а также изменение окраски индикаторов. Напомним, что лакмус и метилоранж в присутствии кислот приобретают красный цвет.

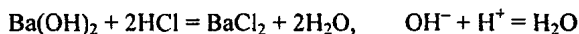
Кислоты реагируют с активными металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода. В результате этих реакций выделяется водород и образуется соль:



Кислоты взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли и воды:

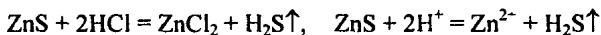


Кислоты способны вступать в реакцию с основаниями — как нерастворимыми в воде, так и щелочами. В ходе этой реакции два вещества с противоположными свойствами (кислота и щелочь) взаимно нейтрализуют друг друга, превращаясь в соль. Поэтому эту реакцию называют реакцией нейтрализации.



Как видно из сокращенного ионного уравнения, сущность реакции нейтрализации заключается в связывании ионов водорода и гидроксила в воду.

Кислоты вступают в реакции и с солями в тех случаях, когда происходит связывание ионов (выделяется газ или осадок):



## Вопрос 2. Опыт. Выделение поваренной соли из ее смеси с речным песком

Поваренная соль — хлорид натрия  $\text{NaCl}$  — хорошо растворима в воде, а речной (кварцевый) песок (оксид кремния  $\text{SiO}_2$ ) — в воде нерастворим. Эти вещества не взаимодействуют друг с другом, то есть образуют механическую смесь, в которой индивидуальные свойства каждого соединения сохраняются. Для очистки поваренной соли смесь обрабатывают водой — соль растворяется, а песок оседает на дно. Для полного отделения песка от раствора прибегают к фильтрованию (рис. 6) — раствор пропускают через пористую фильтровальную бумагу, которая задерживает частицы песка.

После этого раствор поваренной соли выпаривают — удаляют воду. В результате этой операции получают чистую соль. В промышленности поваренную соль также часто получают выпариванием природных рассолов. Такую соль называют выварочной.

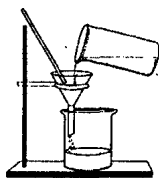


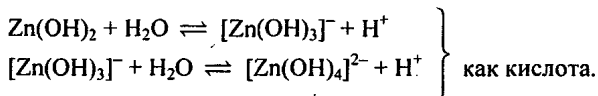
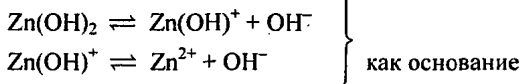
Рис. 6. Отделение речного песка фильтрованием (слева) и выпаривание раствора поваренной соли (справа)

## БИЛЕТ 12.

### Вопрос 1. Амфотерные гидроксиды, их химические свойства: взаимодействие с кислотами, щелочами, разложение при нагревании (на примере гидроксида цинка)

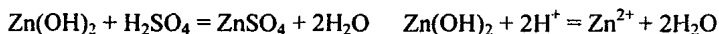
*Амфотерность* — способность вещества проявлять как кислотные, так и основные свойства. Амфотерными свойствами в неорганической химии обладают оксиды и гидроксиды бериллия, цинка, алюминия, хрома(III), железа(III) и некоторых других металлов. Амфотерные гидроксиды относятся к слабым электролитам. Они представляют собой студенистые осадки, подобные другим нерастворимым в воде основаниям.

В водных растворах амфотерные гидроксиды в незначительной степени диссоциируют как по кислотному, так и по основному механизмам:



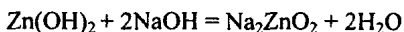
Перечислим химические свойства амфотерных гидроксидов на примере гидроксида цинка:

1) Амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды

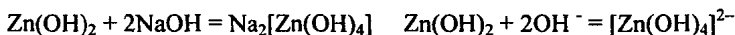


При этом осадок гидроксида цинка растворяется, превращаясь в растворимую в воде соль

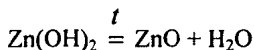
2) Амфотерные гидроксиды реагируют с щелочами с образованием соли и воды



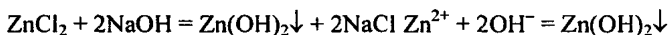
Вещество  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$  (цинкат натрия) образуется при сплавлении оксида или гидроксида цинка со щелочью. В растворе щелочи образуется комплексная соль (тетрагидроксицинкат натрия):



3) Подобно всем нерастворимым в воде основаниям амфотерные гидроксиды при нагревании разлагаются на оксид и воду



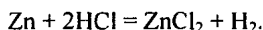
Осадки нерастворимых в воде амфотерных гидроксидов получают действием щелочей на соли



Для проведения реакции щелочь надо обязательно брать в недостатке (приливать по каплям, так как образующийся гидроксид реагирует с избытком щелочи).

## Вопрос 2. Опыт. Получение собирания водорода. Доказательство наличия водорода в пробирке

Водород — бесцветный газ, без вкуса и запаха, мало растворимый в воде. Это самый легкий из газов, он в 14,5 раз легче воздуха. В лаборатории водород получают действием на цинк раствором соляной кислоты. Реакцию проводят в приборе для получения газов (рис. 7), который состоит из пробирки и воронки с надетыми на нее резиновыми кольцами. На кольца помещают кусочки цинка, а в воронку наливают 10%-ный раствор соляной кислоты. Происходит реакция



Выделяющийся газ собирают методом вытеснения воздуха в сосуд, расположенный вверх дном. Для этого конец выходной трубки поднимают вверх и продевают в отверстие сосуда. Водород — горючий газ, с воздухом он образует взрывчатые смеси. Обращаться с водородом нужно очень осторожно. Чтобы проверить собранный водород на чистоту, надо осторожно вынуть из пробирки, в которую собирали газ, газоотводную трубку и, плотно закрыв отверстие пробирки большим пальцем правой руки, не переворачивая, поднести ее к пламени спиртовки. Громкий лающий звук означает, что в пробирке был не чистый водород, а его смесь с воздухом. Тихий едва слышный хлопок означает, что водород чистый. Категорически запрещается поджигать выделяющийся газ без разрешения учителя. Это может привести к взрыву.

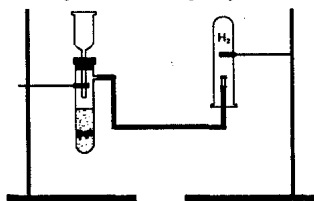


Рис. 7. Прибор для получения водорода

## БИЛЕТ 13.

### Вопрос 1. Щелочи в свете представлений об электролитической диссоциации. Химические свойства щелочей: взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами, солями (на примере гидроксида натрия или гидроксида кальция)

Щелочи принадлежат к классу оснований. *Основания* — сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксильных групп: гидроксид натрия  $\text{NaOH}$ , гидроксид меди(II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . С точки зрения теории электролитической диссоциации основаниями называют электролиты, диссоциирующие с образованием единственного типа анионов — гидроксид-ионов, например:



Основания классифицируют (а) по растворимости в воде — на *щелочи* (гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов) и *нерастворимые в воде* (гидроксиды бериллия, магния, алюминия и переходных металлов);

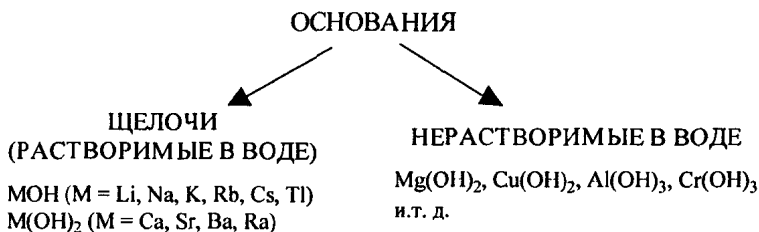
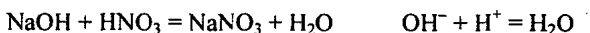


Рис. 8. Классификация оснований по растворимости

(б) по кислотности — числу гидроксильных групп — на однокислотные ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ) двухкислотные ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ) трехкислотные ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ). Щелочи представляют собой твердые кристаллические вещества, образующие мыльные растворы. К ним относят гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, водный раствор аммиака. Растворы щелочей едки и мылки на ощупь, изменяют окраску индикаторов. Щелочи реагируют с кислотами (реакция нейтрализации), кислотными оксидами и солями. Рассмотрим эти реакции на примере гидроксида натрия (на примере гидроксида кальция, см. билет 16, вопрос 2)

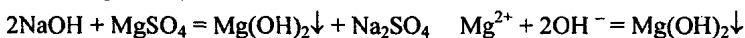
Щелочи изменяют окраску индикаторов (обусловлено ионом  $\text{OH}^-$ ). Фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет, лакмус становится синим, метилоранж — желтым.

Все основания, в том числе и щелочи, реагируют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации)





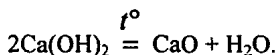
Щелочи реагируют с солями (в том случае, когда реакция обмена протекает необратимо)



Щелочи реагируют с кислотными и амфотерными оксидами:

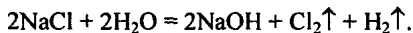


Так как щелочи поглощают из воздуха углекислый газ и водяные пары, их следует хранить в плотно закрытых склянках. Гидроксиды щелочноземельных металлов при сильном нагревании отщепляют воду, превращаясь в оксиды (*дегидратация*):

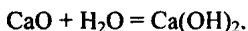


Гидроксиды щелочных металлов (KOH) устойчивы к нагреванию.

Гидроксиды натрия (едкий натр) и калия (едкое кали) получают *электролизом* водных растворов солей, например, хлоридов.

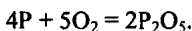


Чтобы избежать реакции между образующейся щелочью и хлором, приток и отток пространства разделяют полупроницаемой мембраной — диафрагмой. Едкий натр находит применение при очистке нефти и нефтепродуктов, в производстве бумаги, искусственных волокон, как основание, осушитель и поглотитель  $\text{CO}_2$  в лабораторной практике. Гидроксид кальция получают гашением извести:



## Вопрос 2. Вычисление массы исходного вещества, если известно количество вещества одного из продуктов реакции

Для решения задачи сначала нужно записать уравнение реакции и в соответствии с коэффициентами определить количество вещества того реагента, по которому ведется расчет. После этого по формуле  $m = \nu M$  рассчитывают искомую массу вещества. Рассмотрим пример. Пусть требуется найти массу фосфора, необходимую для получения трех молей оксида фосфора(V). Запишем уравнение реакции:



Проверим, правильно ли расставлены коэффициенты. После этого проанализируем уравнение. Для получения двух молей оксида фосфора требуется четыре моля фосфора, то есть в два раза большее количество. А нам надо получить три моля оксида. Следовательно, фосфора надо взять количеством 6 моль.

$$\nu(\text{P}) = 6 \text{ моль}.$$

Найдем массу этого количества фосфора:

$$m = \nu(\text{P}) \cdot M(\text{P}) = 6 \cdot 31 = 186 \text{ г}$$

Ответ: 186 г фосфора.

## БИЛЕТ 14.

### Вопрос 1. Водород: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома и молекулы.

#### Физические и химические свойства водорода, получение и применение.

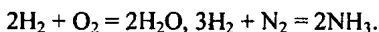
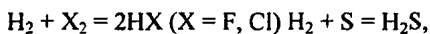
Элемент водород начинает периодическую систему — он имеет порядковый номер 1. Это самый легкий из химических элементов. Обладая уникальными свойствами, частично напоминающими свойства галогенов, частично-щелочных металлов, он оказывается расположенным и в первой, и в VII группах периодической системы. Атом водорода имеет очень простое строение — в нем содержится всего один протон и один электрон. Отдавая электрон, атом приобретает степень окисления +1, а принимая его — степень окисления -1. Относительная атомная масса атома водорода равна 1. Однако в природе существуют и более тяжелые атомы водорода — дейтерий (содержит один нейтрон, поэтому его масса равна 2) и тритий (содержит два нейтрона, атомная масса равна 3).

Водород — самый распространенный элемент во Вселенной. На Земле он уступает по распространенности кислороду, кремнию и некоторым другим элементам. Главное соединение водорода — вода. Также он содержится в природном газе, нефти, в некоторых минералах, в белках, жирах и углеводах.

При обычных условиях водород — газ, состоящий из двухатомных молекул. Он не имеет ни цвета, ни запаха, мало растворим в воде (1,82 мл в 100 г воды при 20°C). При сильном сжатии и охлаждении переходит в жидкое состояние. Жидкий водород кипит при -253°C, при этой температуре азот и кислород находятся в кристаллическом состоянии. Твердый водород образуется при охлаждении до -259°C.

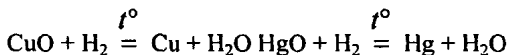
Газообразный водород обладает рядом уникальных свойств. Благодаря маленькому радиусу атома и молекулы водорода могут проникать через резину, стекло и даже через металлы. Некоторые металлы, например, платина и палладий, способны растворять значительные количества газообразного водорода. Водород в 14,5 раз легче воздуха, 100 л водорода при 0°C весят всего 9 г. Это самый легкий из газов и самое легкое вещество.

При комнатной температуре реагирует лишь с фтором, а на свету — с хлором, при нагревании — с кислородом, серой, азотом, углеродом:

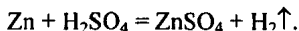


С кислородом и воздухом водород образует взрывчатые смеси. Особенно опасна смесь одного объема кислорода и двух объемов водорода. Ее называют *гремучим газом*.

При взаимодействии с щелочными и щелочно-земельными металлами образует гидриды. Восстанавливает некоторые металлы из оксидов:



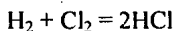
В лаборатории получают действием цинка на разбавленные кислоты — серную или соляную:



Реакцию обычно проводят в аппарате Киппа. Также образуется при действии растворов щелочей на цинк, кремний и алюминий, при реакции щелочных и щелочно-земельных металлов и их гидридов с водой. В промышленности водород получают электролизом воды, термическим разложением (пиролизом) углеводородов, в смеси с угарным газом взаимодействием угля и природного газа с перегретым водяным паром. Применяется водород в синтезе аммиака, хлороводорода и соляной кислоты, метилового спирта, получении некоторых металлов из оксидов, при гидрировании растительных жиров. В смеси с угарным газом (синтез-газ) используется для получения разнообразным органических веществ. Является перспективным топливом.

## **Вопрос 2. Задача. Вычисление количества вещества (или объема) газа, необходимого для реакции с определенным количеством вещества (или объемом) другого газа**

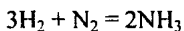
Объемы (или количества вещества) вступающих в реакцию и образующихся в ходе реакции газов относятся между собой как простые целые числа, соответствующие коэффициентам в уравнении реакции. Например, из уравнения



Следует, что один объем водорода реагирует с одним объемом хлора с образованием двух объемов хлороводорода или что 1 моль водорода реагирует с одним молем хлора с образованием двух моль хлороводорода. Поэтому на вопрос, какой объем водорода вступит в реакцию с тремя литрами хлора ответ — три литра водорода.

Рассмотрим еще один пример. Какой объем водорода теоретически должен вступить в реакцию с 5 моль азота, если предположить, что реакция синтеза аммиака протекает нацело.

Запишем уравнение реакции:

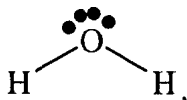


Из него следует, что 3 моль водорода реагирует с одним молем азота. Следовательно, с 5 моль азота в реакцию теоретически должно вступить в три раза больше водорода, то есть 15 моль. Мы говорим теоретически, так как на практике эта реакция до конца никогда не протекает — она обратима.

## БИЛЕТ 15.

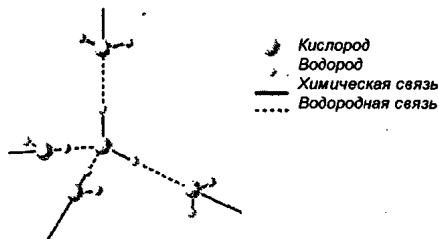
### Вопрос 1. Вода: ее состав, строение молекулы, физические свойства. Химические свойства воды: разложение, отношение к натрию, оксидам кальция, оксиду серы(IV). Основные загрязнители природной воды.

Вода представляет собой оксид водорода  $H_2O$ . Это самое распространенное соединение на Земле. Молекула воды имеет угловую форму с углом между связями O-H равным  $104,5^\circ$ . На атоме кислорода молекулы воды находятся две неподеленные электронные пары



благодаря которым осуществляется взаимодействие между отдельными молекулами:

При комнатной температуре вода находится в жидком состоянии — это бесцветная жидкость, в толстом слое бледно-голубая. Чистая, не содержащая примесей, вода имеет неприятный вкус. При атмосферном давлении и  $0^\circ C$  она превращается в лед, а при  $100^\circ C$  кипит. Плотность воды равна  $1,0 \text{ г/см}^3$  (при  $4^\circ C$ ). Чистая вода практически не проводит электрический ток и плохо проводит тепло. Она обладает высокой теплоемкостью, то есть медленно нагревается и медленно остывает.



В отличие от большинства других веществ, плотность твердой воды (льда) оказывается меньше плотности жидкой воды. Благодаря этому зимой водоемы покрываются льдом с поверхности, а не промерзают насквозь.

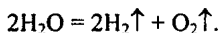
Природная вода с химической точки зрения не является чистой, так как содержит растворенные вещества, главным образом соли. Именно поэтому морская вода соленая, а дождевая по вкусу отличается от речной. Вблизи городов и крупных промышленных предприятий природные воды содержат посторонние примеси техногенного характера. К ним относят нечистоты, попадающие в реки из канализации и служащие питательной средой для развития болезнетворных бактерий. Возрастает концентрация соединений тяжелых металлов — цинка, меди, хрома, ртути и других. Очень сильным загрязнителем воды являются диоксины, образующиеся из соединений, входящих в состав древесины. Хлорирование, используемое для дезинфекции питьевой воды, убивает бактерии, но наоборот, усиливает токсичность диоксинов, так как они взаимодействуют с хлором. Для удаления соедине-

ний тяжелых металлов и диоксинов из природных вод требуется ее более тщательная очистка. Проблема чистоты природных вод очень актуальна.

Химически чистую воду получают перегонкой, или дистилляцией. Перегонка заключается в том, что жидкость при нагревании переходит в пар, который затем охлаждается и вновь образует жидкость.

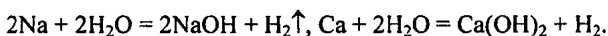
Вода обладает важным свойством — растворять в себе другие вещества. Попадая в воду, вещество под действием молекул воды дробится на отдельные частицы. Например, в водном растворе сахар (сахароза  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) и этиловый спирт ( $C_2H_6O$ ) находятся в виде молекул.

Вода — очень устойчивое соединение. Она начинает в заметной степени распадаться на водород и кислород лишь при температуре выше  $2500^\circ C$ . В лаборатории для разложения воды используют электрический ток. Реакции разложения вещества под действием электрического тока в химии называют *электролизом*. При включении источника тока на электродах наблюдается выделение пузырьков газа — на положительно заряженном электроде (аноде) выделяется кислород, а на отрицательно заряженном электроде (катоде) — водород:

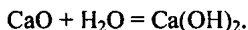


Она обратна реакции образования воды из водорода и кислорода.

Металлы, расположенные в ряду активности левее магния способны вытеснить водород из воды уже при комнатной температуре. К их числу относятся натрий и кальций:

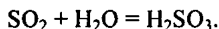


С водой реагируют не только активные металлы, но и их оксиды. При этом также образуются щелочи, но водород не выделяется. Оксид кальция  $CaO$  представляет собой белый порошок, легко поглощающий влагу воздуха. В быту его называют женой или негашеной известью. Важное практическое значение имеет реакция гашения извести. Если в фарфоровую чашку поместить несколько кусков женой извести и облить их водой, то через некоторое время куски извести начнут разогреваться и рассыпаться в мелкий порошок. Реакция сопровождается выделением тепла, то есть является экзотермической:



Подобным образом реагируют с водой и оксиды других активных металлов, например, натрия, калия и бария. Оксиды других металлов — алюминия, цинка, меди, железа — с водой не взаимодействуют.

При реакции с водой оксидов неметаллов (кислотных оксидов) образуются кислоты:

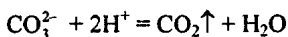


Эта реакция характерна для всех кислотных оксидов, за исключением оксида кремния  $SiO_2$ , который с водой не взаимодействует.

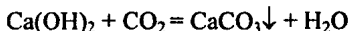
## **Вопрос 2. Распознавание соли угольной кислоты среди трех предложенных солей**

Соли угольной кислоты — карбонаты и гидрокарбонаты — при действии на них кислотами разлагаются с выделением углекислого газа. Выде-

ляющийся углекислый газ не поддерживает горение, вызывает помутнение известковой воды, не обесцвечивает раствор перманганата калия. Для проведения определения прильем во все три пробирки 10%-ный раствор соляной кислоты. В одной из пробирок наблюдается выделение газа:



Докажем, что это углекислый газ. Зажжем лучинку и горящую лучинку опустим в пробирку, не дотрагиваясь ею до раствора. Лучинка тухнет — углекислый газ не поддерживает горения. При необходимости можно снабдить пробирку газоотводной трубкой с пробкой. Другой конец трубки следует опустить в стакан с известковой водой. Помутнение известковой воды еще раз доказывает нам образование углекислого газа:

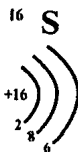


Таким образом мы доказали, что в исследованной пробирке находился раствор карбоната.

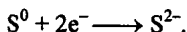
## БИЛЕТ 16.

### Вопрос 1. Сера: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома. Физические и химические свойства серы. Оксиды серы, их химические свойства.

В периодической системе сера расположена в главной подгруппе шестой группы и в третьем периоде. Атом серы имеет электронную конфигурацию

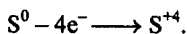


В атоме серы, таким образом, на внешнем энергетическом уровне находится 6 электронов. Эти электроны являются валентными, то есть могут участвовать в образовании химических связей. Для завершения внешнего уровня атому серы недостает двух электронов, поэтому в соединениях с водородом и металлами она проявляет низшую степень окисления  $-2$ :

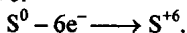


Формула летучих водородных соединений элементов шестой группы —  $\text{H}_2\text{R}$ . Для серы это сероводород  $\text{H}_2\text{S}$  — ядовитый газ с запахом тухлых яиц.

При взаимодействии с кислородом, фтором и хлором сера отдает валентные электроны:



При потере всех шести валентных электронов она переходит в максимальную степень окисления  $+6$ :



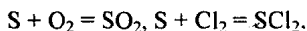
Формула высшего оксида серы  $\text{SO}_3$ .

В природе сера встречается как в самородном виде, так и в виде соединений, главным образом сульфатов и сульфидов.

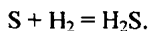
В виде органических соединений сера содержится в нефти, каменном угле, входит в состав белков.

Сера представляет собой светло-желтый порошок. Она тяжелее воды и не растворима в ней, но при высыпании в воду не тонет, а плавает на ее поверхности, так как не смачивается водой. В твердом виде сера состоит из молекул  $S_8$ , по форме напоминающих корону. При нагревании сера плавится, превращаясь в подвижную светло-желтую жидкость, состоящую также из молекул  $S_8$ . При дальнейшем нагревании жидкость темнеет, становясь буро-красной, загустевает, а затем снова приобретает подвижность. Если кипящую серу аккуратно вылить в сосуд с холодной водой, она превращается в эластичный полимер, похожий на резину. Такая сера называется пластической, в отличие от обычной — ромбической. Пластическая сера состоит из длинных цепочек. Она неустойчива и за несколько часов вновь превращается в ромбическую серу. Пластическая и ромбическая сера — это аллотропные модификации серы.

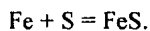
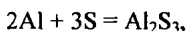
При комнатной температуре сера малоактивна. При нагревании она вступает в реакцию с кислородом, хлором:



Если пропустить через расплавленную серу водород, образуется сероводород  $H_2S$  — газ с характерным запахом тухлых яиц:

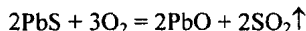


При повышенной температуре с серой реагируют также многие металлы. Продуктами реакции являются сульфиды — соли сероводородной кислоты:

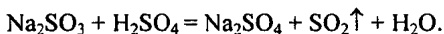


Примерно 90% всей добываемой серы расходуется на производство серной кислоты. Сера используется также при получении резины, органических красителей, лекарственных препаратов, входит в состав пороха и других пиротехнических смесей. Сера образует два оксида — сернистый газ  $SO_2$  и серный ангидрид  $SO_3$ . Сернистый газ, или оксид серы (IV),  $SO_2$  — это бесцветный тяжелый газ с резким удушливым запахом, хорошо растворимый в воде, глицерине, спирте. При незначительном охлаждении ( $-10^\circ C$ ) он сжижается, превращаясь в подвижную бесцветную жидкость. Жидкий сернистый газ прекрасно растворяет резину и некоторые пластмассы.

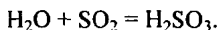
В промышленности сернистый газ получают сжиганием серы либо обжигом сульфидных руд, например, свинцового блеска:



В лабораторных условиях его получают действием серной кислоты на сульфиты — соли сернистой соли:

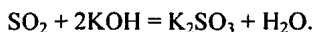


Сернистый газ обладает свойствами кислотного оксида. При взаимодействии с водой он дает неустойчивую сернистую кислоту  $H_2SO_3$ , известную лишь в растворах:

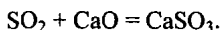


Это кислота средней силы. Она образует два ряда солей — средние, уже известные нам сульфиты ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ), и кислые — гидросульфиты ( $\text{NaHSO}_3$ ).

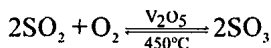
При пропускании оксида серы(IV) через раствор щелочи его характерный резкий запах исчезает — газ полностью поглощается раствором:



Подобно другим кислотным оксидам, сернистый газ вступает во взаимодействие не только с щелочами, но и с основными оксидами, например, с негашеной известью:



Сернистый газ и сульфиты являются восстановителями. Окисление  $\text{SO}_2$  до серного ангидрида осуществляется в больших масштабах при производстве серной кислоты. Процесс проводят при  $450^\circ\text{C}$  на катализаторе — платине или оксиде ванадия (V):

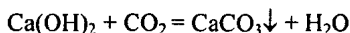


Сернистый газ убивает бактерии, поэтому раньше им окуривали овощехранилища, использовали при консервировании. Он находит применение в производстве бумаги. Однако наибольшее количество оксида серы(IV) идет на производство серной кислоты.

Высший оксид серы, или серный ангидрид  $\text{SO}_3$ , образующийся при каталитическом окислении сернистого газа кислородом, представляет собой маслянистую жидкость, со временем превращающуюся в игольчатые кристаллы. Серный ангидрид жадно поглощает воду, превращаясь в серную кислоту. Реакция протекает настолько энергично, что на промышленных предприятиях серный ангидрид поглощают крепким раствором серной кислоты, содержащим всего несколько процентов воды. Так получают олеум — раствор серного ангидрида в концентрированной серной кислоте.

## Вопрос 2. Опыт. Проведение реакций, подтверждающих свойства гидроксида кальция.

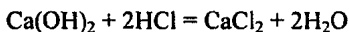
Гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , или гашеная известь, представляет собой рыхлый белый порошок, мало растворимый в воде, причем растворимость его уменьшается при нагревании. Насыщенный водный раствор гидроксида кальция называют известковой водой. Гидроксид кальция — щелочь. В водном растворе он присутствует в форме ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{OH}^-$ . Подобно другим щелочам, известковая вода изменяет окраску индикаторов. При внесении капли бесцветного раствора фенолфталеина она окрашивается в малиновый цвет. Известковая вода мутнеет при действии углекислого газа:



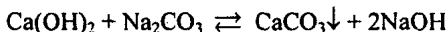
Это вызвано образованием белого осадка карбоната кальция. Именно на этом свойстве основано использование известковой воды в качестве реагента на углекислый газ. Кислоты нейтрализуют известковую воду. Если к раствору известковой воды с внесенным в нее фенолфталеином (получается



раствор малинового цвета) добавить кислоту, то малиновая окраска раствора исчезнет. Происходит реакция нейтрализации:



При кипячении суспензии гидроксида кальция с раствором соды выпадает осадок карбоната кальция, а в растворе образуется гидроксид натрия:



И хотя реакция является обратимой, то есть протекает одновременно в двух противоположных направлениях, в реакционной смеси преобладают продукты реакции. Этим способом раньше получали из соды гидроксид натрия.

## БИЛЕТ 17.

### Вопрос 1. Оксиды: их классификация и химические свойства (взаимодействие с водой, кислотами и щелочами)

*Оксиды* — соединения элементов с кислородом, не содержащие пероксидной группы. Они образуются при взаимодействии простых веществ с кислородом, при разложении других кислородных соединений — кислот, солей, оснований. Большинство оксидов реагирует либо с кислотами, либо с щелочами с образованием соли и воды. Их называют солеобразующими в отличие от несолеобразующих или индифферентных, которые в реакции с водой, кислотами и щелочами не вступают (рис. 9). Каждому солеобразующему оксиду соответствует свой гидроксид, то есть продукт присоединения к нему воды. Гидроксид металла — это основание, а гидроксид неметалла — кислота. Оксиды, реагирующие с щелочами, называют *кислотными оксидами*, или *ангидридами кислот*. Любому кислотному оксиду соответствует кислота, которую в большинстве случаев возможно получить из оксида по реакции с водой. Оксиды, реагирующие с кислотами, называют *основными*, так как каждому такому оксиду соответствует основание. Оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов реагируют с водой с образованием оснований.



Рис. 9. Классификация оксидов. Для солеобразующих оксидов каждому оксиду поставлен в соответствие его гидроксид

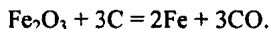
Химические свойства солеобразующих оксидов удобно представить в форме таблицы:

Таблица. Химические свойства солеобразующих оксидов

<p>1) взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды  <math>MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O</math></p> <p>2) оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов реагируют с водой с образованием щелочей  <math>Na_2O + H_2O = 2NaOH</math>                      Остальные с водой не взаимодействуют:  <math>FeO + H_2O</math> нет реакции</p> <p>3) реагируют с кислотными оксидами с образованием солей  <math>BaO + SO_3 = BaSO_4</math></p>	<p>1) взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды  <math>ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O</math></p> <p>2) взаимодействуют с щелочами с образованием соли и воды  <math>ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O</math> цинкат натрия</p> <p>3) взаимодействуют с основными, кислотными оксидами и друг с другом  <math>ZnO + CaO = CaZnO_2</math>  <math>ZnO + SO_3 = ZnSO_4</math>  <math>ZnO + Al_2O_3 = ZnAl_2O_4</math> алюминат цинка</p>	<p>1) взаимодействуют с щелочами с образованием соли и воды  <math>CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O</math></p> <p>2) взаимодействуют с водой с образованием кислот  <math>P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4</math>  <math>SO_3 + H_2O = H_2SO_4</math>  <math>SiO_2 + H_2O</math> (нет реакции - исключение)</p> <p>3) взаимодействуют с основными оксидами  <math>CaO + CO_2 = CaCO_3</math></p>
---	--	--

## Вопрос 2. Задача. Вычисление массы продукта реакции, если известно количество вещества одного из исходных веществ

Для решения задачи сначала нужно записать уравнение реакции и в соответствии с коэффициентами определить количество вещества того продукта реакции, по которому ведется расчет. После этого по формуле  $m = \nu M$  рассчитывают искомую массу вещества. Рассмотрим пример. Пусть требуется найти массу железа, образующуюся при восстановлении углем 0,2 моль оксида железа(III). Запишем уравнение реакции:



Проверим, правильно ли расставлены коэффициенты. После этого проанализируем уравнение. Для получения двух молей железа требуется один моль оксида, то есть в два раза меньшее количество. Следовательно, при восстановлении углем 0,2 моль оксида железа получим 0,4 моль железа.

$$\nu(P) = 0,4 \text{ моль.}$$

Найдем массу этого количества железа:

$$m = \nu(Fe) \cdot M(Fe) = 0,4 \cdot 56 = 22,4 \text{ г}$$

Ответ: 22,4 г железа.

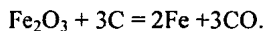
## БИЛЕТ 18.

**Вопрос 1. Углерод: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома. Алмаз. Графит. Оксиды углерода, их принадлежность к подклассам оксидов. Угольная кислота и ее соли.**

Элемент углерод расположен во втором периоде и главной подгруппе четвертой группы периодической системы. В атоме углерода находятся шесть электронов — два на внутреннем энергетическом уровне и четыре на внешнем. В химических реакциях атом углерода может отдавать четыре внешних электрона, приобретая высшую степень окисления +4. Это имеет место в соединениях с галогенами и кислородом (CO<sub>2</sub>). В то же время, принимая четыре дополнительных электрона от других атомов, углерод способен приобретать низшую степень окисления -4 (в соединениях с металлами — карбидах, например, Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub>)

В форме простого вещества углерод существует в виде нескольких аллотропных модификаций — алмаза, графита, карбина, фуллеренов. Алмаз — один из самых твердых материалов. Он плохо проводит тепло, является диэлектриком. Кристаллическая решетка алмаза представляет собой каркас из атомов углерода. Известен также гексагональный алмаз — лонсдейлит, он похож на обычный алмаз. Графит в противоположность алмазу мягкий, жирный на ощупь, он имеет металлический блеск, проводит тепло и электричество. Все эти свойства обусловлены слоистой структурой графита. Атомы углерода в нем образуют плоские слои, построенные наподобие пчелиных сот. Электроны атомов углерода, не принимающие участие в образовании связей внутри слоя, слабо перекрываются друг с другом, обуславливая слабое взаимодействие между отдельными слоями. С наличием этих электронов связаны металлический блеск и электропроводность, а слабое взаимодействие между отдельными слоями является причиной мягкости графита.

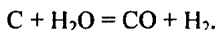
При повышенных температурах углерод (особенно в форме графита) обладает высокой химической активностью. Сгорая на воздухе, он превращается в оксид углерода(IV) — *углекислый газ* CO<sub>2</sub>, а в недостатке кислорода — в оксид углерода(II), *угарный газ* CO. При взаимодействии с водородом образуется *метан* CH<sub>4</sub>, с серой — сероуглерод CS<sub>2</sub>. С металлами углерод дает *карбиды*. Углерод — прекрасный восстановитель, что используется для получения многих металлов из оксидов:



Углерод взаимодействует с горячими кислотами-окислителями (концентрированной серной, азотной), окисляясь до углекислого газа:

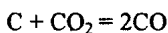


и с перегретым водяным паром, образуя водяной газ — смесь угарного газа с водородом:

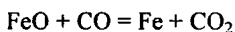


Известны два важнейших оксида углерода — угарный газ CO и углекислый газ CO<sub>2</sub>. Угарный газ CO — это бесцветный ядовитый газ, обра-

зующийся при неполном сгорании топлива или при пропускании углекислого газа над раскаленным углем:

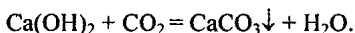


Угарный газ — хороший восстановитель. При поджигании он сгорает синим пламенем, превращаясь в углекислый газ. Угарный газ используют для получения металлов из их оксидов. Он является важнейшим восстановителем при получении чугуна. Кокс в доменной печи окисляется до угарного газа, который и восстанавливает железо из оксидов:



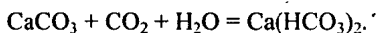
Угарный газ мало растворим в воде, не взаимодействует с ней, а также с растворами кислот и щелочей. Он несолеобразующий оксид.

Углекислый газ  $CO_2$  — это высший оксид углерода. Он представляет собой бесцветный газ, слегка кисловатый на вкус. Углекислый газ примерно в полтора раза тяжелее воздуха, поэтому его можно переливать из одного сосуда в другой, как будто он является невидимой жидкостью. О его присутствии можно судить по помутнению известковой воды вследствие образования нерастворимого в воде карбоната кальция:



Несмотря на то, что в  $CO_2$  углерод находится в высшей степени окисления, углекислый газ практически не проявляет окислительных свойств. Он может быть восстановлен лишь при повышенной температуре под действием сильных восстановителей. Взаимодействуя с раскаленным углем, он превращается в угарный газ  $CO$ .

Углекислому газу  $CO_2$  соответствует угольная кислота  $H_2CO_3$ . Это слабая двухосновная кислота, известная в водных растворах, образующихся при растворении углекислого газа в воде. Образует соли — карбонаты и гидрокарбонаты. В воде растворимы гидрокарбонаты, также средние карбонаты щелочных металлов и аммония. Карбонаты магния и щелочно-земельных металлов, особенно кальция, широко распространены в природе, образуя карбонатные горные породы. Из них состоят кораллы, жемчуг и панцири некоторых простейших. Вода, насыщенная углекислым газом, медленно растворяет их, образуя растворимые гидрокарбонаты, известные лишь в растворах:

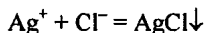


Они легко разлагаются, выделяя углекислый газ и вновь образуя карбонат. Так возникают сталактиты и сталагмиты. Среди карбонатов важное значение в технике играет карбонат кальция (мел, мрамор, известняк) и сода — карбонат  $Na_2CO_3$  (стиральная сода) и гидрокарбонат  $NaHCO_3$  (питьевая сода) натрия.

## **Вопрос 2. Опыт. Распознавание раствора соли хлороводородной кислоты среди трех предложенных растворов.**

Соли хлороводородной (соляной) кислоты  $HCl$  называют хлоридами. Хлориды большинства металлов хорошо растворимы в воде. Качественной реакци-

ей на хлорид-ион служит выпадение белого творожистого осадка хлорида серебра при добавлении к испытываемому раствору нескольких капель раствора нитрата серебра. Осадок хлорида серебра  $\text{AgCl}$  нерастворим в кислотах, на свету постепенно темнеет. Прильем ко всем испытываемым растворам по несколько капель азотной кислоты для создания кислотной среды, а затем добавим в каждый раствор по несколько капель нитрата серебра. Выпадение белого творожистого осадка свидетельствует о присутствии в растворе хлорид-ионов:

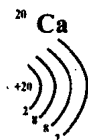


Бромид-ионы дают бледно-желтый творожистый осадок  $\text{AgBr}$ , а иодид-ионы — осадок иодида серебра  $\text{AgI}$  желтого цвета. Остальные соли серебра в этих условиях (кислотная среда) не осаждаются.

## БИЛЕТ 19.

### Вопрос 1. Кальций: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома, физические свойства. Химические свойства кальция: взаимодействие с кислородом, водой, кислотами.

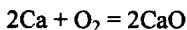
Химический элемент кальций расположен в четвертом периоде и главной подгруппе второй группы периодической системы. Его, как и следующие за ним в подгруппе стронций, барий и радий, относят к семейству щелочно-земельных металлов. В атоме кальция электроны расположены на четырех энергетических уровнях:



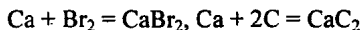
Внешних электронов всего два — их атом может отдавать в химических реакциях, принимая единственную положительную степень окисления +2.

Соединения кальция широко распространены в природе. В виде карбоната  $\text{CaCO}_3$  он образует залежи известняков, мела и мрамора, в виде фосфатов входит в состав костей. В качестве сырья используют также и другие минералы, например, гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , флюорит  $\text{CaF}_2$ , фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

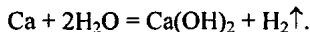
В виде простого вещества кальций — легкий, но довольно твердый серебристо-белый металл, в отличие от натрия, его удастся разрезать ножом. На воздухе он мгновенно тускнеет и постепенно рассыпается, превращаясь в белый порошок, состоящий из оксида и карбоната. Хранят кальций либо в масле или керосине, а крупные слитки — в запаянных металлических барабанах. При накаливании он сгорает ярким оранжевым пламенем, превращаясь в оксид  $\text{CaO}$ :



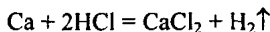
Так же легко протекают реакции с галогенами и серой. При сильном нагревании происходит взаимодействие с азотом, водородом, углеродом и фосфором (запишите уравнения недостающих реакций):



Кальций — сильный восстановитель. Как и остальные щелочно-земельные металлы, он вытесняет водород не только из разбавленных кислот, но и из воды:



Однако в отличие от натрия и калия, воду он разлагает довольно медленно. Однако с кислотами реакция протекает бурно:



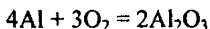
Подобно другим элементам главной подгруппы второй группы, во всех соединениях кальций проявляет степень окисления +2.

Благодаря высокой химической активности кальций используют для восстановления некоторых тугоплавких металлов. Он входит в состав некоторых магниевых и алюминиевых сплавов, используемых в самолетостроении. Соединения кальция находят более разнообразное применение, чем простое вещество.

## **Вопрос 2. Вычисление количества вещества продукта реакции, если известна масса одного из исходных веществ.**

Масса вещества в граммах  $m$  связана с количеством вещества  $\nu$  соотношением  $m = \nu M$ , где  $M$  — молярная масса вещества. Для решения задачи необходимо рассчитать количество вещества реагента, поделив его массу на молярную массу (численно равна относительной молекулярной массе). Затем, принимая во внимание коэффициенты в уравнении реакции, нужно найти количество продукта реакции. В качестве примера решим задачу: Найдите количество вещества оксида алюминия, которое образуется при сжигании на воздухе алюминиевой пудры массой 5,4 г.

Для решения задачи запишем уравнение реакции и расставим коэффициенты:



Найдем количество вещества алюминия, поделив его массу на молярную массу (равна относительной атомной массе алюминия):

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{5,4}{27} = 0,2 \text{ моль}$$

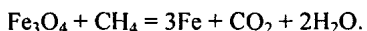
По уравнению реакции из 4 моль алюминия образуется 2 моль оксида, то есть оксида образуется по молям в два раза меньше. Соответственно, из 0,2 моль алюминия мы получим 0,1 моль оксида.

Ответ: 0,2 моль.

## БИЛЕТ 20.

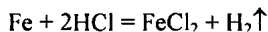
**Вопрос 1. Железо: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома. Химические свойства железа: взаимодействие с серой, хлороводородной кислотой, растворами солей. Оксиды и гидроксиды железа.**

**Железо** — химический элемент четвертого периода и побочной подгруппы VIII группы периодической системы. Атом железа содержит восемь валентных электронов, однако в соединениях железо обычно проявляет степени окисления (+2) и (+3), редко — (+6). Имеются сообщения о получении соединений восьми-валентного железа. Железо широко распространено в природе — это самый распространенный металл, после алюминия. Встречается железо в виде оксидов  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (гематит, красный железняк) и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (магнетит, магнитный железняк), гидратированного оксида  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  (лимонит, бурый железняк), карбоната  $\text{FeCO}_3$  (сидерит), дисульфида  $\text{FeS}_2$  (пирит), редко встречается в виде самородков, попадающих на землю с метеоритами. Железную руду восстанавливают коксом в доменных печах, при этом расплавленное железо частично реагирует с углеродом, образуя карбид железа  $\text{Fe}_3\text{C}$  (цементит), а частично растворяет его. При затвердевании расплава образуется *чугун*. Чугун, используемый для получения стали, называют *перевальным*. *Сталь*, в отличие от чугуна, содержит меньшее количество углерода. Лишний углерод, содержащийся в чугуне, необходимо выжечь. Этого добиваются, пропуская над расплавленным чугуном воздух, обогащенный кислородом. Существует и прямой метод получения железа, основанный на восстановлении окатышей магнитного железняка природным газом:



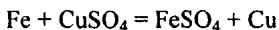
Железо — серебристо-белый, ковкий и пластичный тугоплавкий (т. пл.  $1535^\circ\text{C}$ , т. кип.  $2870^\circ\text{C}$ ) металл, при температурах ниже  $769^\circ\text{C}$  притягивается магнитом, то есть обладает ферромагнетизмом.

На влажном воздухе окисляется, покрываясь коричневой коркой гидратированного оксида  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , ржавчины. Железо легко растворяется в разбавленных кислотах

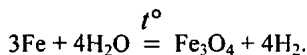


но пассивируется в холодных концентрированных растворах кислот-окислителей — серной и азотной.

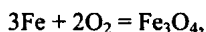
Будучи металлом средней химической активности, железо вытесняет другие, менее активные металлы из растворов их солей:



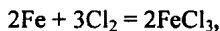
Пропуская перегретый водяной пар через раскаленный на жаровне чугунный пущечный ствол, Лавуазье получил водород:



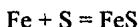
В кислороде железо сгорает с образованием железной окалины — оксида железа(II, III)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$



с хлором дает хлорид  $\text{FeCl}_3$



с серой — сульфид  $\text{FeS}$ :

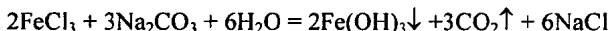


Оксид и гидроксид железа(II) обладают основными свойствами. Соединения железа(II) являются сильными восстановителями и на воздухе легко окисляются до соединений трехвалентного железа:

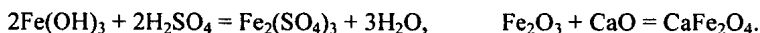


Белый осадок гидроксида железа(II)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , образующийся при действии на соли железа(II) растворов щелочей, на воздухе мгновенно зеленеет, образуя «зеленую ржавчину» — смешанный гидроксид железа(II) и железа(III), который лишь через некоторое время приобретает характерный для  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  ржавый цвет.

Гидроксид железа(III) выпадает в виде коричневого осадка при действии растворов щелочей, сульфидов, карбонатов на соли железа(III):



Оксид и гидроксид железа(III) являются слабо амфотерными, с преобладанием основных свойств. Так, при растворении гидроксида железа(III) в кислотах образуются соли железа(III), а при сплавлении оксида с оксидами активных металлов — ферриты (ферраты(+3)):



В виде *чугуна* и *стали* железо находит широкое применение в народном хозяйстве. Хлорид железа(III) используется при травлении медных плат, а сульфат железа(III) — в качестве хлопьеобразователя при очистке воды. Ферриты двухвалентных металлов (магния, цинка, кобальта, никеля) применяют в радиоэлектронике, вычислительной технике.

## Вопрос 2. Опыт. Распознавание среди трех предложенных веществ кислоты и щелочи.

Для распознавания кислот и щелочей удобно использовать кислотно-основные индикаторы. Щелочи дают щелочную среду, кислоты — кислотную. Окраска индикаторов в различных средах приведена в таблице. Для проведения определения необходимо капнуть в каждый раствор несколько капель индикатора и сравнить наблюдаемую окраску с приведенной в таблице. Сделать вывод о присутствии в растворе кислоты или щелочи.

Таблица

Окраска индикаторов в различных средах

Индикатор	Реакция среды		
	кислая	нейтральная	щелочная
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Метилоранж	красный	оранжевый	желтый
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый



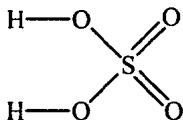
## БИЛЕТ 21.

### Вопрос 1. Серная кислота, ее химические свойства в свете представлений об электролитической диссоциации и окислительно-восстановительных реакциях (взаимодействие с металлами, оксидами металлов, основаниями и солями).

В свободном виде *серная кислота* — это бесцветная тяжелая сиропообразная жидкость, неограниченно смешивающаяся с водой. Растворение серной кислоты в воде сопровождается существенным уменьшением объема и выделением большого количества теплоты, что свидетельствует о химическом взаимодействии. В некоторых случаях жидкость может закипеть, а стакан треснуть. Готовя раствор, необходимо осторожно вливать серную кислоту в воду при постоянном перемешивании, но *никогда не лить воду в кислоту!* Серная кислота — очень тяжелая жидкость, и при попадании в воду опускается на дно, проходя через весь слой воды. Если же в концентрированную кислоту попадет вода, она очень сильно разогреет верхний слой жидкости, вызвав кипение раствора и образование брызг.

В лабораториях обычно используют 98%-ный раствор. Такую кислоту называют концентрированной. Она кипит без разложения при 338°C.

Серная кислота состоит из молекул, в которых атом серы связан с четырьмя атомами кислорода:

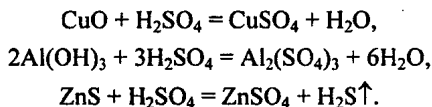


В разбавленных водных растворах молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$  полностью диссоциированы — ведь серная кислота является сильным электролитом:



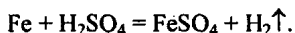
Она образует два ряда солей — сульфаты ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) и гидросульфаты ( $\text{NaHSO}_4$ ). Гидросульфаты и большинство сульфатов хорошо растворимы в воде. Исключение составляют сульфаты некоторых двухвалентных металлов — кальция, бария, свинца.

Серная кислота обладает всеми свойствами минеральных кислот — она изменяет окраску индикаторов, реагирует с основными оксидами и, основаниями и солями более слабых кислот:



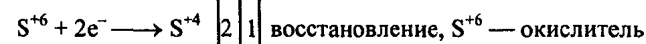
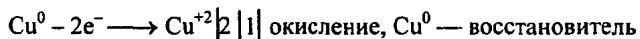
Концентрированная серная кислота способна вытеснять из твердых солей летучие кислоты — азотную и соляную.

При взаимодействии разбавленной серной кислоты с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, выделяется водород:



С малоактивными металлами (медью, серебром, ртутью, золотом) такая кислота не реагирует.

По окислительным свойствам разбавленные водные растворы серной кислоты значительно отличаются от концентрированных. Концентрированная серная кислота, которая содержит недиссоциированные молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , является сильным окислителем. Она реагирует даже с металлами, стоящими в ряду напряжений правее водорода, например с медью. Однако водород в этих реакциях не выделяется, а окислителем выступает сера в степени окисления +6:

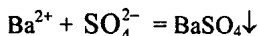


Однако с железом и алюминием концентрированная серная кислота не реагирует. Ее хранят и перевозят в стальных цистернах.

В разбавленных растворах серной кислоты молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$  отсутствуют, поэтому, например, 20%-ная серная кислота практически не проявляет окислительных свойств.

Концентрированная серная кислота жадно поглощает воду и поэтому в лабораториях используется как осушитель. Такая кислота способна отнимать воду и от некоторых органических веществ, вызывая их обугливание. Серная кислота вызывает сильные ожоги. При попадании на кожу ее надо смыть сильной струей воды, а затем промыть раствором питьевой соды.

Как определить, содержится ли в растворе серная кислота или ее соль? Для этого используют растворы солей бария. Ионы бария образуют с сульфатонами белый кристаллический осадок сульфата бария, который легко оседает на дно:



Чтобы отличить осадок сульфата бария от других солей бария, нерастворимых в воде (карбоната, сульфита), в раствор добавляют азотную или соляную кислоты. В кислой среде из солей бария выпадает лишь сульфат. Данная реакция является качественной на серную кислоту и ее соли.

Химические свойства серной кислоты при подготовке к ответу можно представить в виде таблицы:

Свойства	Примеры
1. Кислотные (реакции ионного обмена)	
а) с основными оксидами	$\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
б) с основаниями	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
в) с солями	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$

Свойства	Примеры
2. Окислительные (окислитель — $H^{+1}$ ) (разбавленная серная кислота)	$Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2$
3. Окислительные (окислитель — $S^{+6}$ ) (концентрированная серная кислота)	$Cu + 2H_2SO_4 \text{ конц} =$ $=CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

## Вопрос 2. Получение и сборание углекислого газа. Доказательство наличия этого газа в сосуде.

Углекислый газ, или оксид углерода(IV)  $CO_2$  — бесцветный газ, «кислый» на вкус и запах, тяжелее воздуха, растворимый в воде. Он не поддерживает горения и дыхания. Образуется при брожении, дыхании, сжигании органических веществ. В лаборатории его получают действием соляной кислоты на для получения газов (рис. 10), состоящий из пробирки и воронки с надетыми на нее резиновыми кольцами. На кольца помещают кусочки мрамора, а в воронку наливают 5%-ный раствор соляной кислоты. Происходит реакция



Выделяющийся газ собирают методом вытеснения воздуха в сосуд, расположенный вниз дном. Для этого конец выходной трубки опускают на дно сосуда.

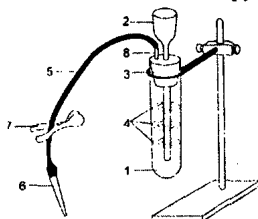


Рис. 10. Прибор для получения газов (1 — пробирка, 2 — воронка, 3 — пробка, 4 — резиновые кольца, которые удерживают твердый реагент, 5 — резиновая трубка, 6 — выходная трубка, 7 — зажим, 8 — трубка для отвода газа)

Для доказательства наличия углекислого газа в сосуд опускают горящую лучинку. Лучинка тухнет.

## БИЛЕТ 22.

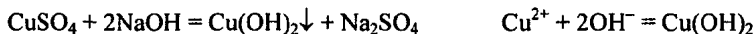
### Вопрос 1. Натрий: положение этого элемента в периодической системе, строение его атома, физические свойства. Химические свойства натрия: взаимодействие с неметаллами, водой.

Элемент натрий расположен в третьем периоде и главной подгруппе первой группы. Он принадлежит к семейству щелочных металлов. В атомах щелочных металлов на внешнем уровне находится по одному валентному электрону. От-

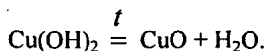


## Вопрос 2. Осуществление превращения: соль → нерастворимое основание → оксид металла

Обычно в качестве примера используют соединения меди. Исходным веществом служит раствор какой-либо соли меди, например, сульфата  $\text{CuSO}_4$  или хлорида  $\text{CuCl}_2$ . Эти растворы окрашены в голубой цвет, вызванный гидратированными ионами меди. При действии на раствор соли меди раствора щелочи, например, гидроксида натрия, выпадает синий осадок гидроксида меди(II):



При проведении этой реакции обратите внимание, что при прибавлении щелочи сначала образуется голубой осадок (основная соль), который становится синим (образуется гидроксид) лишь при добавлении дополнительного количества щелочи. Но не надо лить и большой избыток щелочи. При высокой концентрации гидроксид-ионов осадок может раствориться. Далее полученный синий осадок нагревают. При этом он быстро чернеет, разлагаясь до оксида меди(II):



Данная реакция называется дегидратацией.

## БИЛЕТ 23.

### Вопрос 1. Круговорот химических элементов в природе (на примере углерода или азота). Роль живых существ в круговороте химических элементов

Все виды атомов, образующих земную кору, находятся в постоянном движении, переходя из одних химических соединений в другие. Такие переходы часто приобретают циклический характер. Их называют *круговоротами*. В качестве примера рассмотрим круговорот углерода в природе

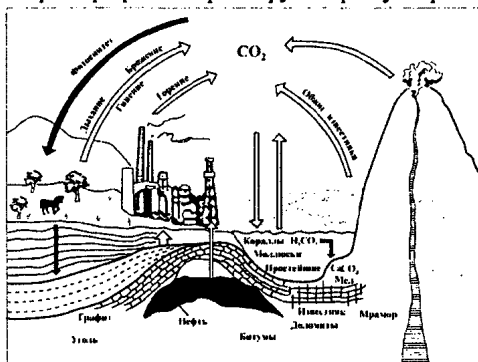


Рис. 11. Круговорот углерода в природе

Содержащийся в атмосфере углекислый газ поглощается растениями в результате фотосинтеза, превращаясь в глюкозу и другие органические вещества. Атомы углерода в составе органических веществ последовательно переходят из одного живого организма в другой, от растений к животным, употребляющим их в пищу и т.д., пока не попадают в землю в форме органических остатков. Под действием микроорганизмов они разлагаются, а углерод в форме углекислого газа возвращается в атмосферу. Процессы дыхания и горения, например, сжигание нефтепродуктов и каменного угля, образовавшихся при разложении древних растений, также обогащают атмосферу углекислым газом. Помимо рассмотренного цикла превращений углерода, иногда называемого биохимическим, в природе действует еще один цикл — минеральный. Углекислый газ, содержащийся в атмосфере, участвует в процессах выветривания горных пород, превращаясь при этом в карбонаты кальция — гидрокарбонат  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , а из него — и в средний карбонат  $\text{CaCO}_3$ . В результате вулканической деятельности карбонатные породы разлагаются, а образующийся при этом углекислый газ возвращается в атмосферу.

В природе процессы образования и расходования углекислого газа строго сбалансированы — ежегодно его поступает в атмосферу примерно такое количество, которое и расходуется за то же время. Развитие промышленности и уничтожение лесов в будущем может привести к нарушению этого равновесия, что повлечет за собой возрастание концентрации углекислого газа в атмосфере.

Круговорот азота в природе иллюстрирует рисунок.

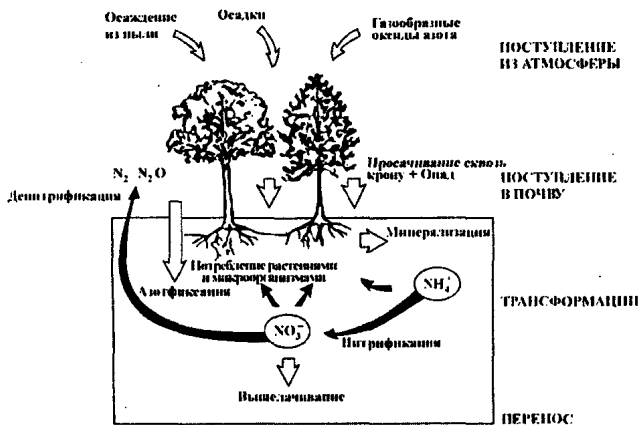


Рис. 12. Круговорот азота в природе

## Вопрос 2. Задача. Вычисление объема газа, вступившего в реакцию, если известна масса одного из продуктов реакции.

Для ответа на вопрос задачи нужно рассчитать количество вещества конечного соединения, разделив его массу (данную в условии) на молярную

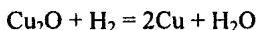
массу (численно равна относительной молекулярной массе)  $v = \frac{m}{M}$ , затем

по уравнению реакции определить количество вещества реагента и рассчитать его объем, умножив количество вещества на молярный объем идеального газа при нормальных условиях ( $V_M$  равен 22,4 л):

$$V = v \cdot V_M = 22,4v$$

В качестве примера рассмотрим задачу. Найти объем водорода, использованного на восстановление 12,8 г меди из оксида  $Cu_2O$ .

Для решения задачи запишем уравнение реакции.



Проверим правильность расстановки коэффициентов. Затем рассчитаем количество вещества меди, разделив данную в условии массу на молярную массу (численно равна относительной атомной массе меди):

$$v = \frac{m}{M} = \frac{12,8}{64} = 0,2 \text{ моль}$$

Из коэффициентов в уравнении реакции следует, что для получения двух моль меди требуется затратить 1 моль водорода, следовательно, для получения 0,2 моль меди потребуется 0,1 моль водорода:

$$v(H_2) = 0,1 \text{ моль}$$

Рассчитаем объем водорода, умножив число моль водорода на молярный объем газа:

$$V(H_2) = v \cdot V_M = 0,1 \cdot 22,4 = 2,24 \text{ л}$$

Ответ: объем водорода равен 2,24 л (при н.у.).

## БИЛЕТ 24.

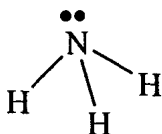
### Вопрос 1. Аммиак: состав молекулы, химическая связь в молекуле.

#### Физические и химические свойства аммиака.

Аммиак  $NH_3$  — бесцветный газ с характерным резким запахом, легче воздуха. При незначительном повышении давления или при охлаждении до  $-33^\circ C$  аммиак сжижается, превращаясь в бесцветную подвижную жидкость.

Аммиак прекрасно растворим в воде: при комнатной температуре в 1 объеме воды растворяется примерно 700 объемов аммиака, а при  $0^\circ C$  — уже 1200 объемов. Водный раствор аммиака в быту называют нашатырным спиртом. Концентрированный раствор аммиака, используемый в лаборатории, имеет концентрацию 25%.

У атома азота в аммиаке имеется три неспаренных электрона, задействованные в образовании трех ковалентных связей, и одна свободная электронная пара:

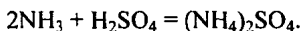


В атоме аммиака азот трехвалентен, но при определенных условиях его валентность может возрасти до четырех благодаря образованию четвертой связи по донорно-акцепторному механизму. При взаимодействии аммиака с хлороводородом образуются бесцветные кристаллы соли — хлорид *аммония*:

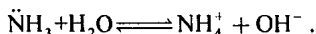


В этой реакции аммиак является донором, а ион водорода — акцептором. Образование четвертой связи N—H приводит к возникновению частицы  $\text{NH}_4^+$ , называемой ионом аммония.

Ион аммония, подобно катионам металлов, образует соли. Так, при взаимодействии аммиака с серной кислотой образуется сульфат аммония:

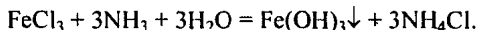


Познакомимся со свойствами водного раствора аммиака. Добавим к нему несколько капель фенолфталеина. Раствор приобретает малиновую окраску, что свидетельствует о присутствии в нем щелочи, точнее, ионов гидроксила. Откуда они появились в растворе? Причина все та же — донорные свойства аммиака. Аммиак настолько сильный донор, что способен отрывать ионы водорода от некоторых молекул воды, превращая их в гидроксид-ионы:

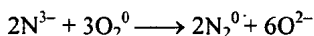
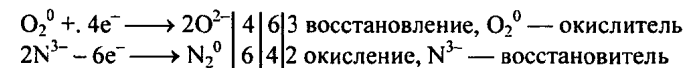
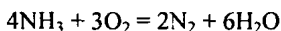


Эта реакция является обратимой, то есть не протекает до конца, и в водном растворе аммиака гораздо больше непрореагировавших молекул  $\text{NH}_3$ , чем ионов аммония и гидроксид-ионов. Иными словами, аммиак является слабой щелочью.

Многие частицы, имеющие неподеленную электронную пару, попадая в воду, разрывают связь O—H, превращая молекулы воды в ион гидроксила, то есть выступают в качестве оснований. Поэтому водный раствор аммиака можно использовать в качестве щелочи для осаждения нерастворимых в воде гидроксидов:



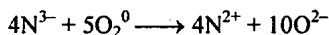
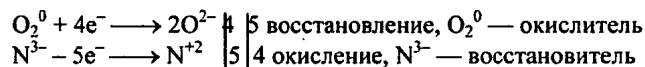
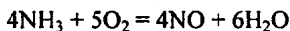
Атом азота в аммиаке находится в низшей степени окисления, то есть аммиак является восстановителем. В кислороде аммиак горит. Продуктами реакции являются азот и вода:



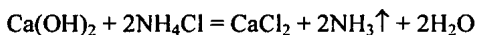


Использование катализатора позволяет направить процесс по другому, экономически более выгодному пути — превращать его в оксид азота(II), используемый для производства азотной кислоты.

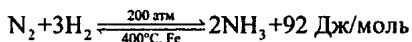
Pt



В химических лабораториях часто используют аммиак в баллонах, которые заправляют на химических заводах. В лабораториях аммиак получают из солей аммония, действуя на них щелочами. Даже при слабом растирании смеси хлорида аммония с гидроксидом кальция появляется характерный резкий запах аммиака.



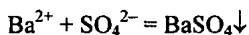
Современная промышленность потребляет значительные количества аммиака — более сотни миллионов тонн в год. В основе промышленного синтеза аммиака лежит взаимодействие простых веществ:



Основное количество производимого аммиака (примерно 80%) перерабатывается в оксид азота(II) и далее в азотную кислоту.

## Вопрос 2. Распознавание раствора соли серной кислоты среди трех предложенных растворов солей.

Вам выданы три раствора. Чтобы доказать присутствие в одном из них серной кислоты, необходимо доказать одновременное присутствие в нем ионов водорода и сульфат-ионов. Сначала проверим, в каких растворах присутствуют ионы водорода. Для этого из каждого раствора отберем пробу (то есть отольем часть каждого выданного вам раствора в отдельную пробирку). К каждой пробе добавим индикатор, например, лакмус. В тех пробирках, где лакмус приобретает красный цвет, находится кислота. Допустим, лакмус стал красным в первой и третьей пробирках. Значит в них — кислоты. Проверим, какая из этих двух кислот является серной. Для этого в каждую из двух пробирок прильем раствор хлорида бария. Ионы бария образуют с сульфат-ионами белый кристаллический осадок сульфата бария, который легко оседает на дно:



Данная реакция является качественной на серную кислоту и ее соли. Выпадение осадка, например, в третьей пробирке, свидетельствует о нали-

чий сульфат-ионов. Наличие ионов водорода мы уже доказали. Значит, серная кислота содержалась в третьей пробирке.

## БИЛЕТ 25.

### **Вопрос 1. Источники химического загрязнения воздуха. Пагубные последствия химического загрязнения воздуха. Меры предупреждения химических загрязнений воздуха.**

Воздух представляет собой газовую смесь, состоящую из азота (78%, об), кислорода (21%, об), а также аргона и других инертных газов, углекислого газа, частичек пыли (суммарно 1%, об). Под *загрязнением воздуха* понимают изменение его состава при поступлении примесей естественного или техногенного происхождения. Вещества-загрязнители бывают трех видов: газы, пыль и аэрозоли. К последним относится дым — мелкие твердые частицы, выбрасываемые в атмосферу и находящиеся в ней длительное время во взвешенном состоянии.

Важнейшие загрязнители атмосферы — это углекислый газ, угарный газ, оксиды серы(IV) и азота(IV), а также содержащиеся в ничтожных количествах фторпроизводные углеводородов (фреоны), метан и озон.

Основной вклад в высокий уровень загрязнения воздуха вносят предприятия черной и цветной металлургии, химии и нефтехимии, энергетики, целлюлозно-бумажной промышленности, а в некоторых городах и котельные.

Теплоэлектростанции вместе с дымом выбрасывают в воздух сернистый и углекислый газ, а металлургические предприятия, особенно цветной металлургии, — оксиды азота, сероводород, хлор, фтороводород, аммиак, соединения фосфора, пары и соединения ртути и мышьяка. Так, в отходящих газах алюминиевых комбинатов содержится много угарного газа и есть примеси смолистых веществ, вызывающих раковые заболевания. Много пыли попадает в атмосферу вблизи химических и цементных заводов. Вредные газы попадают в воздух в результате сжигания топлива для нужд промышленности, отопления жилищ, работы транспорта, сжигания и переработки бытовых и промышленных отходов.

Атмосферные загрязнители разделяют на первичные, поступающие непосредственно в атмосферу, и вторичные, являющиеся результатом превращения последних. Так, поступающий в атмосферу сернистый газ окисляется до серного ангидрида, который взаимодействует с парами воды и образует капельки серной кислоты. При взаимодействии серного ангидрида с аммиаком образуются кристаллы сульфата аммония. Подобным образом, в результате химических, фотохимических, физико-химических реакций между загрязняющими веществами и компонентами атмосферы образуются другие вторичные признаки. Основным источником пирогенного загрязне-

ния на планете являются тепловые электростанции, металлургические и химические предприятия, котельные установки, потребляющие более 170% ежегодно добываемого твердого и жидкого топлива.

Перечислим важнейшие вредные примеси:

а) **Угарный газ (оксид углерода(II))**. Он образуется при неполном сгорании органических веществ, например, при сжигании твердых отходов, с выхлопными газами и выбросами промышленных предприятий. Ежегодно в атмосферу поступает не менее 250 млн. т. этого газа. Оксид углерода является соединением, активно реагирующим с составными частями атмосферы и способствует повышению температуры на планете и созданию парникового эффекта.

б) **Сернистый газ (оксид серы(IV))**. Выделяется в процессе сгорания серосодержащего топлива или переработки сернистых руд (до 70 млн. т. в год). Часть соединений серы выделяется при горении органических остатков в горнорудных отвалах. Только в США общее количество выброшенного в атмосферу сернистого ангидрида составило 85 процентов от общемирового выброса.

в) **Серный ангидрид (оксид серы(VI)  $SO_2$ )**. Образуется при окислении сернистого газа. Пирометаллургические предприятия цветной и черной металлургии, а также ТЭС ежегодно выбрасывают в атмосферу десятки миллионов тонн серного ангидрида. Конечным продуктом реакции является аэрозоль или раствор серной кислоты в дождевой воде, который подкисляет почву, обостряет заболевания дыхательных путей человека. Выпадение аэрозоля серной кислоты из дымовых факелов химических предприятий отмечается при низкой облачности и высокой влажности воздуха. Такой дождь имеет очень низкую кислотность, поэтому его называют «кислотным дождем».

г) **Сероводород  $H_2S$  и сероуглерод  $CS_2$** . Поступают в атмосферу раздельно или вместе с другими соединениями серы. Основными источниками выброса являются предприятия по изготовлению искусственного волокна, сахара, коксохимические, нефтеперерабатывающие, а также нефтепромыслы. В атмосфере при взаимодействии с другими загрязнителями подвергаются медленному окислению до серного ангидрида.

д) **Оксид азота(IV)**. Основными источниками выброса являются предприятия, производящие; азотные удобрения, азотную кислоту и нитраты, анилиновые красители, нитросоединения, вискозный шелк, целлулоид. Количество оксидов азота, поступающих в атмосферу, составляет 20 млн. т. в год.

е) **Соединения фтора**. Источниками загрязнения являются предприятия по производству алюминия, эмалей, стекла, керамики стали, фосфорных удобрений. Фторосодержащие вещества поступают в атмосферу в виде газообразных соединений - фтороводорода  $HF$  или пыли фторида натрия и кальция. Соединения фтора ядовиты.

ж) **Соединения хлора**. Поступают в атмосферу от химических предприятий, производящих соляную кислоту, хлоросодержащие пестициды, органические красители, гидролизный спирт, хлорную известь, соду. Хлор  $Cl_2$ , хлороводород  $HCl$ , кислородные и соединения хлора токсичны (ядовиты).

Объем выбросов загрязняющих веществ в атмосферу на территории России составляет около 22–25 млн. т. в год.

Большую долю в загрязнении атмосферы составляют выбросы вредных веществ от автомобилей. В среднем один автомобиль выбрасывает в атмосферу (кг/год): угарного газа — 700, диоксида азота — 40, несгоревших углеводородов — 230 и твердых веществ — 2–5. Кроме того, выбрасывается много соединений свинца из-за применения в большинстве своем этилированного бензина.

Для борьбы с автомобильными выбросами предпринимается целый ряд мер. Вводятся строгие нормы, регулирующие качество бензина и не допускающие содержания в нем соединений свинца, бензола и других вредных добавок. На выхлопные трубы автомобилей устанавливают нейтрализаторы, которые окисляют вредные газы перед их выбросом в атмосферу.

На промышленных предприятиях вводят различные системы газоочистки, способные эффективно улавливать вредные примеси и нейтрализовывать их.

Абсорбционный способ очистки газов основан на химических реакциях между газом, например, оксидом серы(IV), и поглощающей суспензией (щелочной раствор, известь). При этом газообразные вредные примеси осаждаются на поверхность твердого пористого тела (адсорбента). Они могут быть извлечены с помощью десорбции при нагревании водяным паром.

Способ окисления горючих углеродистых вредных веществ в воздухе заключается в сжигании в пламени и образовании  $\text{CO}_2$  и воды, способ термического окисления — в подогреве и подаче в огневую горелку.

Для очистки газов методом катализа с использованием реакций восстановления и разложения применяют восстановители (водород, аммиак, углеводороды, монооксид углерода). Нейтрализация оксидов азота достигается применением метана с последующим использованием оксида алюминия для нейтрализации на втором этапе образующегося угарного газа.

Пылеуловители представляют собой аппараты, действующие по принципу центробежной силы (циклоны) или при помощи электризации частичек пыли (электрофилтры). Особое внимание уделяется очистке сточных вод. Промышленные предприятия выводят из центра городов, размещают их вдали от жилья.

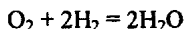
## **Вопрос 2. Задача. Вычисление объема газа, необходимого для реакции с определенным количеством вещества другого газа**

Объемы вступающих в реакцию газов относятся между собой как простые целые числа, соответствующие коэффициентам в уравнении реакции. Для ответа на вопрос задачи нужно по уравнению реакции рассчитать количество вещества искомого газа, затем по уравнению реакции определить его объем, умножив количество вещества на молярный объем идеального газа при нормальных условиях ( $V_M$  равен 22,4 л):

$$V = \nu V_M = 22,4\nu$$

В качестве примера рассмотрим задачу. Найти объем водорода, способного вступить в реакцию с кислородом количеством вещества 4 моль.

Для решения задачи запишем уравнение реакции:



Из коэффициентов в уравнении реакции следует, что 1 моль кислорода вступает в реакцию с 2 моль водорода, следовательно, 4 моль кислорода прореагирует с 8 моль водорода:

$$v(\text{H}_2) = 8 \text{ моль}$$

Рассчитаем объем водорода, умножив число моль водорода на молярный объем газа:

$$V(\text{H}_2) = vV_M = 8 \cdot 22,4 = 179,2 \text{ л}$$

Ответ: объем водорода равен 179,2 л (при н.у.).

## СОДЕРЖАНИЕ

Билет 1.....	1-2
Билет 2.....	3-5
Билет 3.....	5-6
Билет 4.....	7-9
Билет 5.....	10-11
Билет 6.....	12-15
Билет 7.....	16-17
Билет 8.....	18-20
Билет 9.....	21-22
Билет 10.....	23
Билет 11.....	24-25
Билет 12.....	26-27
Билет 13.....	28-30
Билет 14.....	31
Билет 15.....	32-33
Билет 16.....	34-36
Билет 17.....	37-38

## Билет 1.

1

**Вопрос 1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов малых периодов и главных подгрупп в зависимости от их порядкового (атомного) номера.**

Периодический закон был впервые сформулирован выдающимся русским химиком Дмитрием Ивановичем Менделеевым в 1869 году. Его первоначальная формулировка гласила: свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величин атомных весов элементов. Расположив элементы в последовательном порядке возрастания их атомных масс, Менделеев обнаружил сходные по свойствам элементы, относимые к тому или иному семейству (например, галогены — хлор, бром, йод, щелочные металлы — литий, натрий, калий), располагаются не рядом, а через определенный промежуток. Разместив сходные элементы столбы друг под другом, Менделеев получил первый вариант периодической таблицы. В ней было много пустых клеток, значащая часть элементов в то время еще не была известна. Генеральным Менделеева заключением в том, что он, разместив элементы таблицу именно так, что сходные по свойствам элементы оказались объединенными в вертикальные столбы. Если элементу вводилось аналогия, ученый ставил пробел, а следующий элемент помещал уже в другую клетку. Например, за элементом цинка в то время следовал элемент мышьяк, который по свойствам напоминал фосфор. Поэтому Менделеев поместил символ мышьяка под символом фосфора, а в оставшиеся две клетки поставил прочерки. И действительно, находящиеся в них сейчас элементы галлий и германий были открыты еще при жизни Менделеева. Последовательность элементов, начинающуюся щелочным металлом и заканчивающуюся инертным газом, называют периодом. Лишь первый период является щелочного металла начинается элемент водород. А вот последний период

металлов в периодической системе приведены формулы летучих водородных соединений. Валентность неметалла в соединении с водородом, как правило, отличается от валентности в высшем оксиде. Обе эти величины связаны через число  $x$ , если высшая валентность по кислороду равна  $x$ , то валентность по водороду  $8-x$ .

При движении по группам и периодам происходит последовательные изменения многих свойств элементов и простых веществ. В основе изменения свойств в группах лежит увеличение числа электронных слоев при движении вниз по периодической системе. Это приводит к увеличению размера атома, то есть возрастанию атомных радиусов, а также к ослаблению связи валентных электронов с ядром, то есть к усилению металлических свойств. При движении по периоду число электронных слоев остается неизменным, а количество валентных электронов возрастает — это приводит к сжатию электронных оболочек и, как следствие, к уменьшению атомных радиусов, усилению связи валентных электронов с ядром. Это, в свою очередь, приводит к усилению неметаллических и ослаблению металлических свойств. Таким образом, наиболее типичные металлы расположены в начале периодов и внизу главных подгрупп, а наиболее типичные неметаллы — в конце периодов и вверху главных подгрупп. Так, второй период начинается типичный металл литий, за ним следует металл бериллий, соединения которого уже амфотерны. Начиная с третьего элемента (бор) все элементы второго периода — неметаллы. Завершает период инертный газ неон. Изменение свойств элементов в главных подгруппах рассмотрим на примере подгруппы азота (главной подгруппы легкой группы). Первый элемент подгруппы — азот — типичный неметалл, фосфор в одной модификации уже обладает полупроводниковыми свойствами, характерными для последующих двух элементов группы (мышьяк и сурьма), которые рассматривают как переход к металлу. Последний элемент подгруппы (висмут) обладает металлическими свойствами.

Важнейшие закономерности изменения свойств элементов по группам и периодам удобно представить во время ответа в виде схем (стрелки показывают направление возрастания свойства).

## Билет 2.

3

**Вопрос 1. Простые и сложные вещества. Различие в их составе. Основные классы неорганических соединений; примеры соединений, различие в их составе.**

Весь окружающий нас мир состоит из веществ, образованных атомами химических элементов. Вещества, в состав которых входят атомы лишь одного вида, то есть вещества, образованные одним химическим элементом, называют простыми. Примерами простых веществ служат кислород  $O_2$ , азот  $N_2$ , железо Fe, алюминий Al. Простых веществ сравнительно немного, хотя и больше, чем число известных химических элементов. Это объясняется тем, что атомы одного и того же элемента способны образовывать несколько простых веществ. Например, помимо обычного кислорода  $O_2$  существует озон, состоящий из молекул  $O_3$ . Такое явление называют аллотропией, а простые вещества, образованные одним и тем же элементом (кислород и озон) — аллотропными модификациями. Простые вещества (см. схему) подразделяют на металлы и неметаллы. Простые вещества-металлы имеют целый ряд общих свойств — они обладают характерным металлическим блеском, непрозрачны, пластичны, то есть способны изменять форму при ударе, не ломаясь. Металлы хорошо проводят тепло и электрический ток. Все они, за исключением ртути, при комнатной температуре находятся в твердом агрегатном состоянии, имеют металлическую кристаллическую решетку. Простые вещества-неметаллы при обычных условиях представляют

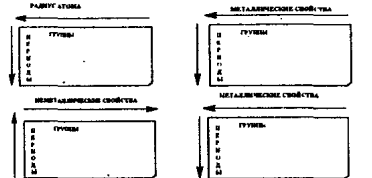
не завершен — в нем недостает инертного газа. Первый, второй, третий периоды называют малыми. Они состоят всего из одного ряда. Периоды, начиная с четвертого — большие. В них элементы расположены в два ряда. Исключение составляет последний, седьмой, период, который во многих вариантах периодической таблицы также изображается состоящим из одного ряда. Это объясняется тем, что завершающие его элементы радиохимические имеют крайне незначительные время жизни. Не все из них получены. Вертикальные колонки периодической системы называют группами. Каждая группа состоит из двух подгрупп — главной (в нее входят элементы малых и больших периодов) и побочной, состоящей только из элементов больших периодов. Следует обратить внимание на то, что в периодической системе смысловые элементы главных подгрупп смещены в левую часть клетки, а побочные — в правую.

За основу при составлении периодической таблицы Менделеева принял относительные атомные массы элементов — единственную характеристику элемента, известную в то время. Пронумеровав клетки периодической системы, каждому элементу Менделеев присвоил определенный порядковый (атомный) номер. В то время порядковый номер означал лишь номер клетки в периодической таблице. Однако уже Менделеев догадывался, что порядковый номер элемента имеет определенный физический смысл. После того, как было изучено строение атома, выяснилось, что порядковый номер элемента совпадает с зарядом его ядра, то есть равен числу протонов в ядре и числу электронов. Поэтому современная формулировка периодического закона отличается от приведенной Менделеевым: *Свойства элементов, а также образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от заряда атомного ядра.*

Число электронов в атоме элемента совпадает с его порядковым номером. Однако не все эти электроны атом может использовать для образования химических связей. Электроны, которые атом может использовать для этих целей, называют валентными. Число валентных электронов численно равно номеру группы, в которой находится элемент. Общее число валентных электронов численно равно максимальной валентности элемента в кислородных соединениях. Это иллюстрируют формулы высших оксидов, которые часто приводят внизу периодической таблицы. Для

Билет 18.....	39-40
Билет 19.....	41-42
Билет 20.....	43-44
Билет 21.....	45-47
Билет 22.....	48-49
Билет 23.....	50-51
Билет 24.....	52-53
Билет 25.....	54-55

собой как газы, так и жидкости или твердые вещества с атомной или молекулярной кристаллическими решетками. Например, сера — твердое вещество желтого цвета, бром — красно-коричневая жидкость, кислород — бесцветный газ. У простых веществ-неметаллов меньше общего, чем у веществ-металлов. Они не проводят или очень плохо проводят электрический ток и тепло, хрупки, лишь немногие из них (медь, сурьма) обладают блеском, напоминающим блеск металлов. Раньше неметаллы называли металлоидами, хотя этот термин иногда используют и для обозначения простых веществ, находящихся на границе между металлами и неметаллами (германий, сурьма, мышьяк).



Таким образом, наиболее активный металл — франций, а наиболее активный неметалл — фтор.

**Вопрос 2. Проведение реакций, подтверждающих химические свойства хлороводородной кислоты**

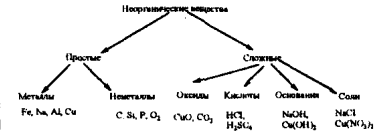
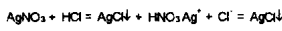
Хлороводородная (соляная) кислота HCl — это водный раствор газа хлороводорода. Это сильная одноосновная кислота полностью диссоциированная на ионы водорода и хлорид-ионы



Подобно другим кислотам, соляная кислота проявляет все реакции, характерные для ионов водорода, то есть окрашивает растворы индикаторов (лакмуса — в красный цвет метилоранжа — в красный цвет), реагирует:

- 1) с активными металлами  $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2 \uparrow$
- 2) с основными оксидами,  $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ , в ионном виде:  $CaO + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O$
- 3) с основными гидроксидами  $KOH + HCl = KCl + H_2O$ , в ионном виде:  $OH^- + H^+ = H_2O$
- 4) и с солями  $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2 \uparrow + H_2O$ , в ионном виде:  $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2 + H_2O$

Особенностью соляной кислоты, отличающей ее от других сильных кислот, является ее способность реагировать с солями серебра с образованием белого творожистого осадка хлорида  $AgCl$ , нерастворимого в кислотах.



Большую часть химических соединений представляют сложные вещества. В их состав входят атомы различных химических элементов. Например, в воде  $H_2O$  присутствуют атомы водорода H и кислорода O, в поваренной соли NaCl (хлориде натрия) атомы натрия и хлора. Сложные неорганические вещества подразделяют на оксиды, кислоты, основания и соли. Оксидами называют соединения, в состав которых входят два элемента, один из которых — кислород. Примерами оксидов служат углекислый газ ( $CO_2$ , оксид углерода(IV)), вода ( $H_2O$ , оксид водорода), пиролюзит ( $MnO_2$ , оксид

марганца(IV)). *Кислоты* представляют собой сложные вещества, в состав которых входят один или несколько атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотный остаток. В растворах кислоты распадаются на ионы водорода и ионы кислотного остатка. Общие свойства водных растворов кислот (изменение окраски индикаторов, реакции с металлами, основаниями) как раз и обусловлены наличием в их составе водорода в виде ионов  $H^+$ . *Основные* состоят из атомов металла и одной или нескольких гидроксильных групп  $OH$ . Например, едкий натр (гидроксид натрия,  $NaOH$ ), гашеная известь (гидроксид кальция,  $Ca(OH)_2$ ). Общие свойства оснований обусловлены наличием  $OH$ -группы (гидроксида, гидроксильной группы, гидроксогруппы), которая в водных растворах присутствует в виде гидроксид-ионов  $OH^-$ . Именно эти ионы и ответственные за характерную мыльность растворов оснований. Они также изменяют окраску индикаторов, реагируют с кислотами и ангидридами кислот. Четвертый важнейший класс неорганических сложных веществ представляют собой *соли*. Эти вещества можно представить как продукт замещения одного или нескольких атомов водорода кислоты на металл. Например, если в формуле соляной кислоты  $HCl$  атом водорода заместить на натрий, то получим  $NaCl$  (хлорид натрия) — соль соляной кислоты. Аналогично замена одного атома водорода на натрий в формуле серной кислоты  $H_2SO_4$  приводит к гидросульфату натрия  $NaHSO_4$ , а двух атомов водорода — сульфата  $Na_2SO_4$ .

4

Билет 3.

5

**Вопрос 1. Строение атомов химических элементов. Состав атомного ядра. Строение электронных оболочек атомов первых 20 химических элементов периодической системы Д.И. Менделеева**

*Атом* — очень устойчивое образование. Он состоит из положительно заряженного ядра и электронной оболочки. Практически вся масса атома сосредоточена в ядре, которое занимает ничтожный объем, располагаясь в центре атома. Ядро состоит из протонов и нейтронов. *Протоны* — это положительно заряженные частицы с массой, равной 1, а *нейтроны* имеют такую же массу, но, в отличие от протонов не несут заряда — они электронейтральны. Важнейшей характеристикой химического элемента является его *порядковый номер* — он численно равен заряду ядра, а соответственно и числу протонов в ядре. Так как атом электронейтрален, а заряд электрона отличается от заряда протона лишь знаком, то число электронов в атоме всегда равно числу протонов, то есть такое совпадает с порядковым номером элемента. Сумма числа протонов и нейтронов в ядре называется *массовым числом*. Атом с определенным массовым числом, например, углерод-14 (или  $^{14}C$ ), представляет собой *нуклид*. Он содержит в сумме 14 нейтронов и протонов. Число протонов в нуклиде равно порядковому номеру элемента (для углерода оно равно 6), поэтому в нуклиде углерода-14 число нейтронов равно  $14 - 6 = 8$ . В природе наиболее распространены другие атомы углерода, в ядрах которых не 8, а 6 нейтронов. Они представляют собой другой нуклид — углерод-12 (или  $^{12}C$ ). Нуклиды одного и того же элемента называют *изотопами*. Так, нуклиды углерод-12 и углерод-14 — это изотопы. Электроны, присутствующие в атоме, имеют разную энергию. Ученые говорят, что они находятся на разных энергетических уровнях. Число таких уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент, а

аргона. Таким образом, металлы имеют тенденцию к отдаче электронов, а неметаллы — к присоединению. При ответе на вопрос билета необходимо привести схемы строения электронных оболочек атомов некоторых элементов, которые можно взять из рисунка.

6

Билет 4.

7

**Вопрос 1. Металлы: положение этих элементов в периодической системе, строение их атомов (на примере атомов натрия, магния, алюминия). Характерные физические свойства металлов. Химические свойства металлов: взаимодействие с кислородом, водой, кислотами**

Элементы	Группы																	
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	H								He									
2	Li	Be	B	C	N	O	F		Ne									
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar									
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

Рис. 1. Распределение электронов по энергетическим уровням в атомах первых 20 элементов. Энергетические уровни обозначены дугами, внутренние электроны показаны ближе к ядру, внешние (валентные) снаружи.

**Вопрос 2. Вычисление количества вещества одного из продуктов реакции, если известна масса исходного вещества.**

Масса вещества в граммах  $m$  связана с количеством вещества  $n$  соотношением  $m = nM$ , где  $M$  — молярная масса вещества. Для решения задачи необходимо рассчитать количество вещества реагента, поделив его массу на молярную массу (численно равна относительной молекулярной массе). Затем, принимая во

Металлы — химические элементы, на внешнем энергетическом уровне которых содержится небольшое число электронов, характеризующиеся низкой электроотрицательностью. Из 114 химических элементов 92 являются металлами. В химических реакциях металлы являются восстановителями. В периодической системе элементы-металлы расположены в начале периодов, а также в побочных подгруппах. Условной границей, отделяющей металлы от неметаллов, служит прямая, проведенная от бора до астата в длинном варианте периодической таблицы. Металлы оказываются левее и ниже этой прямой, неметаллы — правее и выше, а элементы, находящиеся вблизи прямой, имеют двойственную природу, иногда их называют металлоидами. По распространенности в земной коре среди всех металлов лидирует алюминий (7%) — он уступает лишь двум неметаллам — кислороду и кремнию. На втором месте среди металлов расположено железо (4%), на третьем — кальций (3%), затем натрий, калий и магний (по 2%), титан (0,6%). Металлы, которых в природе содержится мало, называют редкими (гафний, цирконий, молибден, вольфрам, платина), а те, которые не образуют самостоятельных минералов — рассеянными (ванадий, лантан, рений). Особые названия отдельных групп металлов: щелочные металлы (литий, натрий, калий, рубидий, цезий,



емкость уровня, то есть максимальное количество электронов на нем, определяется формулой  $2l^2$ , где  $l$  — номер уровня. Таким образом, на первом энергетическом уровне максимально может располагаться два электрона, на втором — восемь, на третьем — восемнадцать. У элементов первого периода происходит заполнение электронами первого энергетического уровня, у элементов второго периода — второго, у элементов третьего периода электроны идут на третий энергетический уровень. К концу третьего периода третий энергетический уровень оказывается незавершенным — на нем находится всего восемь электронов. У элементов начала четвертого периода — калия и кальция — происходит заполнение электронами четвертого энергетического уровня. Однако уже со следующего элемента (сначала) заполнение четвертого энергетического уровня прекращается, и электроны идут на третий энергетический уровень. Элементы, в атомах которых происходит заполнение электронами внутренних электронных слоев, называют переходными. В периодической системе переходные элементы расположены в главных подгруппах.

Атомы элементов, имеющие восьмиэлектронную оболочку, химически инертны. Эти элементы расположены в главной подгруппе восьмой группы (инертные газы). Движущей силой взаимодействия атомов разных элементов является их стремление приобрести устойчивую конфигурацию ближайшего инертного газа. Это удается сделать либо отдавая, либо принимая электроны. Атомы, у которых мало валентных электронов, то есть внешний энергетический уровень далек от завершения, имеют тенденцию отдавать свои валентные электроны другим атомам, приобретая устойчивую конфигурацию инертного газа. К таким элементам принадлежат щелочные металлы, расположенные в главной подгруппе первой группы. Так, атом натрия, теряющий электрон, приобретает электронную конфигурацию неона. У атомов элементов-неметаллов внешний уровень близок к завершению, поэтому эти элементы стремятся присоединить электроны и таким образом приобрести конфигурацию инертного газа. Наиболее ярко это проявляется у галогенов — элементов главной подгруппы седьмой группы. Например, атом хлора, присоединяющий электрон, приобретает электронную конфигурацию

франции). щелочноземельные металлы (кальций, стронций, барий, радий), редкоземельные металлы (иттрий, лантан и лантаноиды), благородные металлы (серебро, золото и 6 платиновых металлов), платиновые металлы (платиноиды, рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина).

Простые вещества-металлы обладают рядом общих свойств — им присущ металлический блеск, ковкость, пластичность, высокая тепло- и электропроводность. Все металлы за исключением ртути при комнатной температуре твердые вещества. В них атомы связаны друг с другом металлической связью. Многие общие свойства металлов (блеск, электропроводность) объясняются наличием в них свободных электронов. Как простые вещества, металлы характеризуются также рядом общих свойств. Они состоят из частично ионизованных атомов, которые объединены друг с другом общим электронным облаком, единым для всего кристалла. Температуры плавления, а также плотность, твердость и иные свойства металлов различаются в широких пределах. Так, например, натрий легко режется ножом, а хром царапает не только стекло, но и сталь.

Большинство металлов имеют серебристо-белую окраску, лишь некоторые окрашены в тот или иной характерный цвет — медь — в розовый, золото — в желтый. Термин «цветные металлы» нельзя воспринимать буквально — он означает все металлы, за исключением железа и его сплавов, которые называются «черные металлы».

В химических реакциях металлы являются восстановителями, то есть повышают степень окисления. Однако различные металлы проявляют восстановительные свойства в неодинаковой степени.

Атомы элементов металлов содержат на внешнем уровне не более четырех электронов, а, как правило, от одного до трех. Эти электроны слабо удерживаются ядром, поэтому в химических реакциях металлы выступают в роли восстановителей. Следовательно, они легко вступают в реакции с окислителями, например, неметаллами — хлором, кислородом, серой. При

## Вопрос 2. Задача.

### Вычисление массовой доли вещества, находящейся в растворе

Массовой долей растворенного вещества ( $\omega$ ) называют отношение массы растворенного вещества ( $m$  вещества) к массе раствора ( $m$  раствора):

$$\omega = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})}$$

Пусть, например, требуется найти массовую долю хлорида натрия в растворе, приготовленном растворением 2 г поваренной соли в 198 г воды. Рассчитаем массу раствора:  $m$  раствора =  $m$  (растворенного вещества) +  $m$  (воды) = 198 + 2 = 200 г. Затем найдем массовую долю растворенного вещества:

$$\omega = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})} = \frac{2}{200} = 0.01 \text{ или } 1\%$$

Ответ: Массовая доля поваренной соли в растворе составляет 0,01 или 1%.

Во внимание коэффициенты в уравнении реакции, нужно найти количество продукта реакции. В качестве примера решим задачу: Найдите количество вещества серебра, которое образуется при разложении нитрата серебра массой 1,7 г.

Для решения задачи запишем уравнение реакции и расставим коэффициенты:



Найдем количество вещества нитрата серебра, поделив его массу на молярную массу:

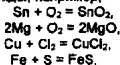
$$M(\text{AgNO}_3) = 108 + 14 + 48 = 170 \text{ г/моль}$$

$$v = \frac{m}{M} = \frac{1.7}{170} = 0.01 \text{ моль}$$

По уравнению реакции из 2 моль нитрата серебра образуется 2 моль серебра, то есть серебра образуется по молям ровно столько, сколько было взято нитрата. Соответственно, из 0,01 моль нитрата серебра мы получим 0,01 моль серебра.

Ответ: 0,01 моль.

этом образуются соответственно хлориды, оксиды, сульфиды, например,



Наибольшей химической активностью обладают щелочные металлы, расположенные в главной подгруппе первой группы периодической системы. По химической активности в водных растворах металлы расположены в ряд напряжений (стандартизованных электродных потенциалов), иллюстрирующий восстановительную активность металлов в водных растворах.



вытесняет  $\text{H}_2$  из воды: | не вытесняет  $\text{H}_2$  из воды  
вытесняет  $\text{H}_2$  из растворов кислот | не вытесняет  $\text{H}_2$  из растворов кислот

← активность металлов убывает →

В этот ряд, составленный русским химиком Н.Н. Бекетовым, включен также неметалл водород. Активность металлов убывает слева направо. Металлы, расположенные в начале ряда (до цинка), вытесняют водород из воды. Все металлы, стоящие в ряду левее водорода, вытесняют его из разбавленных кислот, а металлы, расположенные справа от водорода, с растворами кислот не реагируют (азотная кислота — исключение). Металл вытесняет из солей менее активные металлы, стоящие правее его в ряду напряжений. Для протекания реакций замещения требуется, чтобы соли, как вступающие в реакцию, так и образующиеся в результате реакции, были растворимы в воде. Следует помнить, что металлы, реагирующие с водой, практически не вытесняют менее активные металлы из водных растворов их солей, так как разлагаются водой.

Ряд напряжений можно проиллюстрировать также реакциями металлов с водой и кислотами. Металлы, расположенные в начале ряда (до цинка), вытесняют водород из

8

Вопрос 2. Опыт. Получение и сборание кислорода. Доказательство наличия кислорода в сосуде.

9

Кислород — бесцветный газ, без вкуса и запаха, поддерживает горение и дыхание. Для получения кислорода в лаборатории используют нагревание некоторых веществ, богатых кислородом, например, бертолетовой соли  $\text{KClO}_3$ , перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ . Разложение перманганата калия проводят в приборе, состоящем из сухой пробирки и Г-образной газоотводной трубки. В пробирку насыпают небольшое количество перманганата калия и укрепляют ее горизонтально, так чтобы дно располагалось чуть выше отверстия. В отверстие пробирки вставляют пробку с изогнутой под углом газоотводной трубкой, конец которой опускают в банку, служащую для сбора газа. Кислород тяжелее воздуха, поэтому его собирают в сосуд, расположенный дном вниз (Рис. 2).

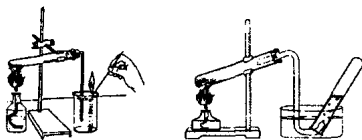


Рис. 2. Собирают кислород методом вытеснения воздуха (слева) и воды (справа)

Можно собирать кислород и методом вытеснения воды, так как он плохо растворим в воде.

Проверив прибор на герметичность, начинают нагревание. Постепенно перманганат разлагается, происходит реакция

Билет 5.

10

**Вопрос 1. Неметаллы: положение этих элементов в периодической системе, строение их атомов (на примере хлора, кислорода, азота). Отличие физических свойств неметаллов от свойств металлов. Реакции неметаллов с простыми веществами — металлами, водородом, кислородом.**

Элементы-неметаллы расположены в конце периодов и имеют электронную конфигурацию внешнего слоя, близкую к конфигурации ближайшего инертного газа или равную ей. Таким образом, до достижения этой конфигурации атомом элементов-неметаллов не хватает от нуля до четырех электронов, поэтому в химических реакциях они являются окислителями. В периодической системе элементы-неметаллы расположены выше диагонали, проведенной от бора к астату. Все они входят в состав главных подгрупп.

Строение электронных оболочек атомов хлора, кислорода и азота приведено на рисунке.

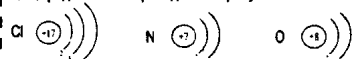


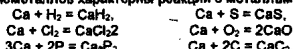
Рис. 3. Строение электронных оболочек атомов хлора, кислорода и азота

В атоме хлора 17 электронов распределено по трем энергетическим уровням. Два внутренних электронных слоя полностью заполнены, находящиеся на них электроны не принимают участия в химических реакциях. На внешнем энергетическом уровне находится 7 электронов. Эти электроны являются валентными, то есть атом может отдавать их в химических реакциях.

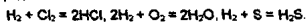
11

молекулярную, либо атомную кристаллические решетки. Для неметаллов характерно явление аллотропии — существование элемента в форме различных простых веществ, различающихся либо строением и составом молекул (кислород и озон), либо способом упаковки (алмаз и графит).

Для неметаллов характерны реакции с металлами:

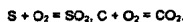


Многие неметаллы вступают во взаимодействие с водородом:



Следует помнить, что такие неметаллы, как кремний, фосфор, бор, с водородом не реагируют.

Наиболее типичные неметаллы — галогены — с кислородом не реагируют. Это неудивительно, ведь кислород, как и галогены — сам является сильным окислителем. А вот неметаллы, проявляющие восстановительные свойства (водород, углерод, кремний, сера), легко окисляются кислородом, превращаясь в оксиды:



**Вопрос 2. Задача. Вычисление объема полученного газа, если известна масса исходного вещества.**

Для ответа на вопрос задачи нужно рассчитать количество вещества исходного соединения, разделив его массу (данную в условии) на молярную массу (численно равна относительной молекулярной массе)

$$v = \frac{m}{M},$$

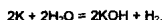
затем по уравнению реакции определить количество вещества продукта реакции и рассчитать его объем, умножив количество вещества на молярный объем идеального газа при нормальных условиях ( $V_M$  равен 22,4 л):

$$V = n \cdot V_M = 22,47$$



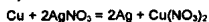
в результате которой выделяется кислород, который и заполняет банку. О наличии в банке кислорода можно судить по воспламенению тлеющей лучинки, которую подносят к отверстию банки. В присутствии кислорода тлеющая лучинка вспыхивает. В воздухе содержится всего около 20–21% кислорода, поэтому на воздухе лучинка продолжает тлеть и постепенно гаснет.

воды. Это щелочные, щелочно-земельные металлы, магний и алюминий. Щелочные и щелочно-земельные металлы реагируют с водой даже на холоду, магний — при нагревании, а алюминий только после обработки грубой (амальгамированием). В результате этой реакции образуются гидроксиды металлов и выделяется водород:

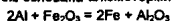


Окислителем в данной реакции является вода, а восстановителем — калий.

Все металлы, стоящие в ряду левее водорода, вытесняют его из разбавленных кислот, а металлы, расположенные справа от водорода, например, медь, с растворами кислот не реагируют (азотная кислота — исключение). Как уже было указано, металл вытесняет из солей менее активные металлы, стоящие правее его в ряду напряжений:



Химически активные металлы способны вытеснять из соединений другие — менее активные или более летучие. На этом основана алюмотермия

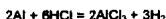


Химические свойства металлов удобно свести в таблицу

Свойство	Условия протекания реакции	Пример
1. Взаимодействие с водой	В реакцию вступают лишь наиболее активные металлы	$2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2$
2. Взаимодействие с кислотами	Металл должен быть расположен в ряду напряжений левее водорода	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
3. Взаимодействие с солями	Более активный металл вытесняет менее активный	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
4. Взаимодействие с неметаллами		$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
5. Взаимодействие с оксидами		$2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$

В качестве примера рассмотрим задачу. Найти объем газа, выделяющегося при действии соляной кислоты на 5,4 г алюминия.

Для решения задачи запишем уравнение реакции.



Проверим правильность расстановки коэффициентов. Затем рассчитаем количество вещества алюминия, разделив данную в условии массу на молярную массу (численно равна относительной атомной массе алюминия):

$$v = \frac{m}{M} = \frac{5,4}{27} = 0,2 \text{ моль}$$

Из коэффициентов в уравнении реакции следует, что два моль алюминия выделяют из соляной кислоты 3 моль водорода, следовательно, 0,2 моль алюминия способны вытеснить 0,3 моль водорода:

$$n(\text{H}_2) = 0,3 \text{ моль}$$

Рассчитаем объем водорода, умножив число моль водорода на молярный объем газа:

$$V(\text{H}_2) = n \cdot V_m = 0,3 \cdot 22,4 = 6,72 \text{ л}$$

Ответ: объем водорода равен 6,72 л (при н. у.).

Максимальная степень окисления хлора как раз и равна +7, то есть она реализуется в том случае, если атом отдаст все семь электронов. Однако для хлора, как и для других неметаллов, более характерно принимать электроны, чем отдавать их. Принимая один электрон, атом хлора превращается в ион Cl<sup>-</sup> с конфигурацией инертного газа аргона. Такой ион в отличие от атома хлора гораздо более устойчив и гораздо менее вреден для организма (он содержится в поваренной соли, а свободный хлор — это отравляющее вещество). Таким образом, минимальная степень окисления хлора равна -1. Она реализуется в соединениях с металлами и водородом.

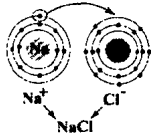
Атом кислорода содержит всего восемь электронов, занимающих два энергетических уровня. Внешние электроны (их число для неметаллов всегда равно номеру группы, в которой находится элемент, у кислорода 6) обычно участвуют в образовании химических связей. Однако кислород не способен в химической реакции отдать все 6 электронов, то есть степень окисления +6 (высшая для элементов шестой группы) для него недоступна. Будучи типичным неметаллом, кислород имеет тенденцию принимать электроны. Для приобретения электронной конфигурации ближайшего инертного газа неона ему не хватает двух электронов. Принимая их, атом кислорода становится отрицательно заряженным ионом O<sup>2-</sup>, то есть приобретает степень окисления -2. Именно она и характерна для кислорода.

Атом азота содержит на один электрон меньше, чем атом кислорода. Соответственно, у него всего 5 валентных электронов. Высшая степень окисления этого элемента равна +5 (например, в оксиде N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>), а низшая -3 (в аммиаке NH<sub>3</sub>).

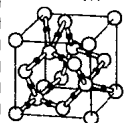
Простые вещества-неметаллы, как правило, не обладают металлическим блеском, не проводят электрический ток, являются плохими проводниками тепла. Среди них есть газы (O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>), жидкости (Br<sub>2</sub>), твердые вещества (C, P<sub>4</sub>). Таким образом, в противоположность металлам для неметаллов нельзя выделить общих свойств, некоторые из них, подобно металлам, имеют даже металлический блеск (иод). Химическая связь в простых веществах — ковалентная неполярная, они имеют либо

**Вопрос 1. Виды химической связи:** ковалентная (полярная и неполярная), ионная, их сходство и различие. Типы кристаллических решеток. Примеры веществ с различными типами решеток

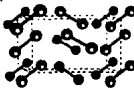
Атомы металлов стремятся отдавать электроны, а атомы неметаллов — приобретать. Атом, имеющий заряд, то есть присоединивший или отдавший один из нескольких электронов, называют ионом. Взаимодействие атома металла с атомом неметалла фактически сводится к переходу электрона от атома металла к атому неметалла (показан стрелкой), что можно изобразить в виде схемы. Напомним, что эта реакция протекает очень энергично и сопровождается выделением значительного количества теплоты. Связь, реализуемая в результате электростатического притяжения разноименно заряженных ионов, называется *ионной*. Условно считают, что электрон практически полностью перешел от одного атома к другому. В действительности полного смещения не происходит никогда, то есть абсолютно ионных веществ нет. Например, в NaCl реальные заряды на атомах составляют +0,92 и -0,92, а не +1 и -1. Ионная связь реализуется в соединениях типичных металлов с неметаллами. Ионные соединения являются твердыми тугоплавкими веществами, не имеющими запаха, часто хорошо раство-



кремний Si, кварц SiO<sub>2</sub>). Они состоят из атомов, связанных друг с другом в бесконечный трехмерный каркас посредством ковалентных связей. На рисунке показана структура самого твердого минерала — алмаза.



Атомный каркас обладает высокой прочностью, поэтому атомные кристаллы имеют высокую твердость, они тугоплавки, нерастворимы в воде, не имеют запаха. Ковалентные вещества второго типа представляют собой молекулярные кристаллы, то есть имеют *молекулярную кристаллическую решетку*, в узлах которой находятся молекулы. Примером служит кристаллическая структура иода.



Отдельные молекулы удерживаются друг около друга лишь посредством слабых межмолекулярных сил, поэтому молекулярные кристаллы легкоплавки и образующие их вещества при комнатной температуре представляют собой жидкости (вода, бром, серная кислота, бензол), газы (O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, HCl, Cl<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>) или легкоплавкие твердые вещества (I<sub>2</sub>, S<sub>8</sub>). Часто они имеют запах. Примером служит какао-масло — сложное органическое вещество с температурой плавления около 36°C, имеющее характерный «шоколадный» запах. Оно имеет молекулярную кристаллическую решетку.

Между атомами металлов реализуется иной тип связи — *металлический*. Металлическая связь характеризуется притяжением частично ионизованных атомов металлов и валентных электронов, образующих единое электронное облако («электронный газ»). Валентные электроны в металлах

ковалентная связь называется *неполярной*. Она имеет место в простых веществах-неметаллах: O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>, O<sub>3</sub>, C<sub>60</sub>. Особо стоит остановиться на свойствах ковалентной связи. *Энергия связи* — энергия, которую необходимо затратить, чтобы разрушить связь. *Длина связи* — расстояние между центрами ядер двух атомов. Ее выражают в нанометрах (1 нм = 10<sup>-9</sup> м) или в ангстремах (1 Å = 10<sup>-10</sup> м = 10<sup>-8</sup> см). *Кратность* связи равна числу общих электронных пар. Примером может служить тройная связь в молекуле азота, образованная тремя общими электронными парами. Чем выше кратность связи, тем больше ее энергия и тем меньше длина, то есть тем она прочнее. Можно отметить также, что ковалентная связь такое характеризуется направленностью и насыщенностью. Химическая формула, в которой общие электронные пары атомов показаны точками и крестиками, называется *электронной*. Формула, в которой ковалентные связи показаны черточками, называется *структурной*.

Итак, нами рассмотрено взаимодействие (а) атом металла + атом неметалла (ионная связь), (б) атом неметалла + такой же атом неметалла (ковалентная неполярная связь). Ионная связь сопровождается переносом электрона от атома металла к атому неметалла, ковалентная неполярная — образованием общей электронной пары, в равной степени принадлежащей обоим атомам. А что будет происходить в случае, если между собой взаимодействуют два различных атома неметалла? Очевидно ожидать и в этом случае образование общей электронной пары, но смещенной в сторону одного из атомов. Способность атома притягивать к себе электроны характеризуют особой величиной — *электроотри-*

## Вопрос 2. Опыт.

### Получение и сборание аммиака.

Аммиак NH<sub>3</sub> — бесцветный газ с характерным резким запахом, легче воздуха. Он прекрасно растворим в воде: при комнатной температуре в 1 объеме воды растворяется примерно 700 объемов аммиака, а при 0°C — уже 1200 объемов. Водный раствор аммиака в быту называют нашатырным спиртом. Для получения аммиака смешаем в ступке порошок хлорида аммония NH<sub>4</sub>Cl, называемый в технике нашатырем, с гидроксидом кальция Ca(OH)<sub>2</sub> — гашеной известью. Даже при слабом растяжении этой смеси появляется характерный резкий запах аммиака. Получение аммиака проводят в приборе, состоящем из сухой пробирки и Г-образной газотводной трубки (Рис. 4).



Рис. 4. Прибор для получения аммиака

В пробирку насыпают небольшое количество смеси гашеной извести с нашатырем и укрепляют ее горизонтально, так чтобы дно располагалось чуть ниже отверстия. В отверстие пробирки вставляют пробку с изогнутой под углом газотводной трубкой, конец которой поднимают вверх. В лапке штатива над пробиркой укрепляют сухую

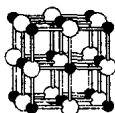
тельность. В периодах электроотрицательность возрастает слева направо, а в группах — снизу вверх. Таким образом, элементом с наибольшей электроотрицательностью является фтор, а с наименьшей — цезий. Неметаллы, таким образом, имеют высокие значения электроотрицательности, а металлы — низкие.

При взаимодействии атомов, имеющих различные значения электроотрицательности, например, водорода и хлора, каждый из двух взаимодействующих атомов представляет в общем пользование по одному электрону. Общая электронная пара оказывается смещенной в сторону атома с большей электроотрицательностью, то есть в сторону хлора. Атом хлора приобретает частичный отрицательный заряд, а атом водорода — частичный положительный:



Абсолютная величина этих зарядов меньше единицы. Это пример *полярной* ковалентной связи. Молекула, в которой разделены центры положительного и отрицательного зарядов, называется *диполем*. Направление смещения электронов в структурных формулах указывают стрелкой. Полярная связь имеет место между атомами с различной, но не сильно различающейся электроотрицательностью, например, между различными неметаллами. Примерами соединений с полярными ковалентными связями являются  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CCl}_4$  то есть соединения неметаллов друг с другом. Соединения с ковалентными связями бывает двух типов. К первому принадлежит вещество с *атомной кристаллической решеткой* (алмаз С,

рими в воде. Они имеют *ионную кристаллическую решетку*, в узлах которой чередуются положительно и отрицательно заряженные ионы.



Ионная связь, таким образом, реализуется в соединениях металлов с неметаллами и обусловлена взаимным притяжением образовавшихся ионов. Взаимодействие двух атомов одного и того же

элемента-неметалла приводит к образованию другого типа химической связи. Простейший пример такого взаимодействия — объединение двух атомов водорода в молекулу  $\text{H}_2$ . Каждый атом водорода имеет один неспаренный электрон, который находится на первом энергетическом уровне. До завершения внешнего уровня ему не хватает одного электрона. Сближение двух атомов приводит к образованию общей электронной пары, одновременно принадлежащей обоим атомам. Эта общая пара и представляет собой химическую связь:



Связь, возникающая при взаимодействии электронов с образованием обобщенных электронных пар, называется *ковалентной*. В случае, если взаимодействуют атомы одного и того же элемента, общая электронная пара в равной степени принадлежит обоим атомам, то есть находится на равном расстоянии от обоих атомов. Такая

пробирку или банку, служащую для сбора газа. Аммиак легче воздуха, поэтому его собирают в сосуд, расположенный вверх дном. Проверив прибор на герметичность, начинают нагревание. Постепенно происходит реакция



в результате которой выделяется аммиак, который и заполняет банку. О наличии в банке аммиака можно судить по появлению окраски фильтровальной бумаги, смоченной раствором фенолфталеина, которую подносят к отверстию банки.

являются *делокализованными* и принадлежат одновременно всем атомам металла, свободно перемещаясь по всему кристаллу. Таким образом связь является *многоцентровой*. Напомним, что электроны обладают свойствами волны — они «размазаны» по всему куску металла, обуславливая его металлический блеск, высокую тепло- и электропроводность. В переходных металлах металлическая связь носит частично ковалентный характер, так как дополнена перекрыванием частично заполненных электронами d-орбиталей преданального слоя. Металлы образуют *металлические кристаллические решетки*.

Может возникнуть вопрос, почему металлы, подобно неметаллам, не образуют устойчивых молекул. Ответ заключается в том, что в молекулах неметаллов атомы, обобществляя электроны, приобретают конфигурацию инертного газа («октета»), а металлы — нет. Поэтому их молекулы гораздо менее устойчивы.

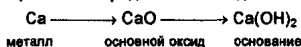
При ответе на вопрос билета можно использовать следующую таблицу:

Тип химической связи	Между какими атомами возникает	Разница электроотрицательной двух соседних атомов	Примеры веществ	Тип кристаллической решетки	
ковалентная	полярная	Немет(1) + немет(2)	значительная	$\text{H}_2\text{O}$ , $\text{CO}_2$	Молекулярная или атомная
	неполярная	Немет(1) + немет(1)	нулевая	$\text{N}_2$ , $\text{O}_2$	
Ионная	немет + мет	значительная	$\text{NaCl}$ , $\text{K}_2\text{S}$	ионная	
металлическая	мет + мет	нулевая или незначительная	$\text{Na}$ , $\text{Fe}$ , $\text{Cu}$ , $\text{Au}$	металлическая	

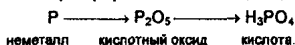
**Вопрос 1.** Взаимосвязь между классами неорганических соединений: возможность получения одних веществ из других (примеры реакций).

В результате химических превращений вещества одного класса часто превращаются в вещества другого — из простого вещества образуется оксид, из оксида — кислота, из кислоты — соль. Иными словами, изученные нами классы соединений взаимосвязаны. Мы можем установить целый ряд переходов одних соединений в другие, то есть генетическую связь между ними. Рассмотрим ее на примере двух элементов — металла (кальция) и неметалла (фосфора).

Кальций при сгорании на воздухе образует оксид CaO, который присоединяет воду, превращаясь в основание — гидроксид кальция Ca(OH)<sub>2</sub>. Последовательность этих реакций можно представить в виде схемы:

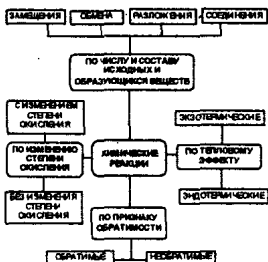


При горении фосфора получается оксид P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, который реагирует с водой с образованием фосфорной кислоты H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>:

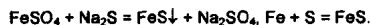


**Вопрос 1.** Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, выделению или поглощению энергии, изменению степени окисления химических элементов. Примеры реакций различных типов.

Единой классификации химических реакций не существует. Для создания классификации выбирается определенный признак сравнения. В качестве такого признака может выступать число и состав исходных и полученных веществ, выделение или поглощение энергии, изменение степени окисления химических элементов, обратимость. Все это наглядно представлено на схеме, которую удобно использовать при ответе на вопрос.



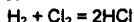
Соли бескислородных кислот могут быть получены не только по реакции обмена, но и напрямую из простых веществ — металла и неметалла:



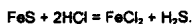
Знание генетической связи между различными классами неорганических веществ позволяет подбирать удобные и экономичные методы синтеза веществ из доступных.

**Вопрос 2. Задача.** Вычисление количества вещества (или объема) газа, необходимого для реакции с определенным количеством вещества (или объемом) другого газа

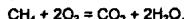
Объемы (или количества вещества) вступающих в реакцию и образующихся в ходе реакции газов относятся между собой как простые целые числа, соответствующие коэффициентам в уравнении реакции. Например, из уравнения



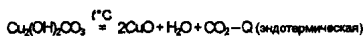
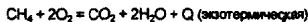
Следует, что один объем водорода реагирует с одним объемом хлора с образованием двух объемов хлороводорода или что 1 моль водорода реагирует с одним молем хлора с образованием двух моль хлороводорода. Поэтому на вопрос, какой объем водорода выступит в реакцию с тремя литрами хлора ответ — три литра водорода.



Многие химические реакции нельзя отнести ни к одному из перечисленных четырех типов. Примером может служить горение метана:



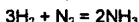
В ходе химических реакций рвутся одни химические связи и образуются новые. Именно поэтому любое химическое превращение сопровождается выделением или поглощением энергии, чаще всего в форме теплоты. Реакции, сопровождающиеся выделением теплоты, называют экзотермическими, а протекающие с поглощением теплоты — эндотермическими. К числу экзотермических относят все реакции горения. Экзотермическими являются и некоторые реакции в водных растворах, например, реакция нейтрализации. А вот реакции разложения, для проведения которых следует прибегать к нагреванию — это пример эндотермического процесса. Тепловой эффект химической реакции обозначают в виде буквы Q, которую помещают в правую часть химического уравнения со знаком + (+Q), если реакция экзотермическая, и со знаком — (−Q), если реакция эндотермическая.



Степенью окисления называют условный заряд, который присутствует на атоме в соединении в предположении, что все связи ионные и что общие электронные пары смещены к атому с большей электроотрицательностью, то есть к атому с наиболее неметаллическими свойствами. Так, в молекуле H<sub>2</sub>O у водорода степень окис-

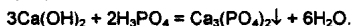
Рассмотрим еще один пример. Какой объем водорода теоретически должен вступить в реакцию с 5 моль азота, если предположить, что реакция синтеза аммиака протекает нацело.

Запишем уравнение реакции:



Из него следует, что 3 моль водорода реагирует с одним молекул азота. Следовательно, с 5 моль азота в реакцию теоретически должно вступить в три раза больше водорода, то есть 15 моль. Мы говорим теоретически, так как на практике эта реакция до конца никогда не протекает — она обратима.

При взаимодействии кислоты и основания образуется соль:

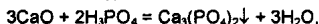


Соль также может быть получена при взаимодействии:

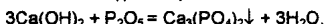
активного металла с кислотой



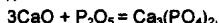
основного оксида с кислотой



кислотного оксида со щелочью



или по реакции между основным и кислотным оксидами

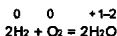


Все эти превращения можно представить в виде схемы (Рис. 5).



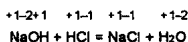
Рис. 5. Генетическая связь между различными классами неорганических веществ

ния +1, а у кислорода -2. Степени окисления элементов в простых веществах равны 0. Реакции, в результате которых присходит изменение степени окисления атомов некоторых элементов, называются *окислительно-восстановительными*. Примером служит синтез воды из простых веществ:

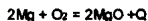


В ходе этой реакции водород (восстановитель) повышает свою степень окисления (окисляется), а кислород (окислитель) понижает (восстанавливается). Окислительно-восстановительные реакции сопровождаются переносом электронов от восстановителя к окислителю, в данном случае — от атомов водорода к атомам кислорода.

Реакция нейтрализации не сопровождается переносом электронов, так как степени окисления в ходе реакции не изменяются:

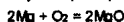


Таким образом, приведенную реакцию нейтрализации можно отнести к (1) реакции обмена, (2) к экзотермическим реакциям, (3) к реакциям, протекающим без изменения степеней окисления, а реакция

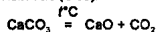


это (1) реакция присоединения, (2) экзотермическая, (3) окислительно-восстановительная (мгний окисляется от 0 до +2, кислород восстанавливается от 0 до -2).

По числу и составу исходных и полученных веществ реакции делятся на четыре типа: реакции соединения, разложения, замещения и обмена. В *реакциях соединения* из нескольких исходных веществ образуется одно конечное вещество. Примером может служить реакция горения магния

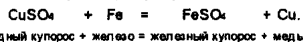


*Реакции разложения* обратны реакциям присоединения. Они приводят к распаду одного сложного исходного вещества на несколько конечных веществ. Так, при разложении мела ( $\text{CaCO}_3$ ) образуются оксид кальция (негашеная известь,  $\text{CaO}$ ) и углекислый газ ( $\text{CO}_2$ ):



Часто для проведения реакций разложения требуется нагревание. Для его обозначения над знаком равенства в химическом уравнении записывают символ температуры ( $t^\circ\text{C}$ ). Многие соединения, устойчивые при комнатной температуре, при нагревании разлагаются. Например, подавляющее большинство органических веществ не выдерживает нагревания до  $300^\circ\text{C}$ .

*Реакции замещения* — это реакции между простым и сложным веществом, протекающие с образованием простого и сложного вещества. Примером может служить вытеснение меди железом из раствора сульфата меди.



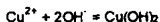
*Реакциями обмена* называют взаимодействия между двумя сложными веществами, при которых они обмениваются своими частями — атомами или группами атомов:

Вопрос 2. Опыт. Проведение реакций, подтверждающих качественный состав предложенной соли, например, сульфата меди(II).

20

Чтобы подтвердить качественный состав соли, нужно провести качественные реакции на катион и анион, входящие в ее состав.

В качестве примера рассмотрим сульфат меди(II)  $\text{CuSO}_4$ . Эта соль образована катионами меди и сульфат-ионами, поэтому нам требуется провести реакции на эти два иона. При действии на раствор соли меди раствора щелочи, например, гидроксида натрия, выпадает синий осадок гидроксида меди(II):



При проведении этой реакции обратите внимание, что при прибавлении щелочи сначала образуется голубой осадок (основная соль), который становится синим (образуется гидроксид) лишь при добавлении дополнительного количества щелочи. Но не надо лить и большой избыток щелочи. При высокой концентрации гидроксид-ионов осадок может раствориться или почернеть вследствие разложения на оксид и воду. Этого надо избегать.

Реагентом на сульфат-ион служат растворимые соли бария, которые дают с сульфат-ионами белый кристаллический осадок сульфата бария, нерастворимый в кислотах. Для проведения реакции к испытываемому раствору добавляю несколько капель раствора соляной кислоты

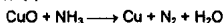
Билет 9.

21

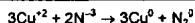
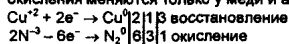
Вопрос 1. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель (на примере двух реакций)

Окислительно-восстановительными называют реакции, в результате которых происходит перенос электронов от одних атомов к другим. Так как электронный перенос сопровождается изменением степени окисления, можно рассматривать окислительно-восстановительные реакции как процессы, сопровождающиеся изменением степеней окисления некоторых атомов. Атом или ион, теряющий электроны, называют *восстановителем*, а процесс потери электронов — окислением. Атом или ион, приобретающий электроны, называют *окислителем*, а процесс присоединения атомом или ионом электронов — *восстановлением*. В результате реакции окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется.

В качестве примера окислительно-восстановительной реакции рассмотрим взаимодействие оксида меди(II) с аммиаком:



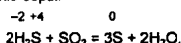
Расставив степени окисления всех элементов, находим, что в результате реакции степени окисления меняются только у меди и азота:



$\text{Cu}^{+2}(\text{CuO})$  — окислитель

$\text{N}^{-3}(\text{NH}_3)$  — восстановитель

того газа с сероводородом, приводящее к образованию серы:



Наиболее типичные окислители — это неметаллы с высокой электроотрицательностью (галогены, кислород), а также соединения элементов в высших степенях окисления, такие как перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ , нитрат калия  $\text{KNO}_3$ , дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , азотная кислота  $\text{HNO}_3$ , концентрированная серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и др. Типичные восстановители — металлы, а также соединения в низких степенях окисления ( $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{CuCl}$ ,  $\text{CrSO}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ ) и некоторые неметаллы — водород, углерод, кремний.

Заметим, что процессы окисления и восстановления иногда удается разделить в пространстве. В этом случае перенос электронов между окислителем и восстановителем осуществляется по внешней цепи. На этом основано действие гальванических элементов. То есть устройство, преобразующую энергию химических реакций в электрическую.

Вопрос 2. Задача. Вычисление массы продукта реакции, если для его получения взят раствор с определенной массовой долей исходного вещества.

Чтобы решить такую задачу, сначала необходимо найти массу исходного вещества, содержащегося в растворе ( $m(\text{растворенное вещество}) = \omega(\text{раствора}) \cdot m(\text{раствора})$ ), а затем определить количество вещества  $\nu$ . Это позволит по уравнению реакции рассчитать количество вещества продукта реакции, которое легко перевести в массу, умножив на молярную массу:  $m = \nu \cdot M$

Билет 10.

23

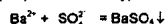
Вопрос 1. Реакции ионного обмена, условия их протекания до конца (на примере двух реакций).

Отличие реакций ионного обмена от реакций окислительно-восстановительных.

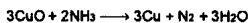
Вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называют *электролитами*. Электролитами являются кислоты, основания и соли. В растворах и расплавах электролиты распадаются (диссоциируют) на ионы. Таким образом, реакции обмена в растворах электролитов — это реакции между ионами, которые присутствуют в этих растворах. Движущей силой реакций обмена в водных растворах является связывание ионов в неэлектролит или малорастворимый электролит. Иными словами, реакции обмена в водных растворах электролитов протекают необратимо, в случае, если в их результате образуются осадок, газ или слабый электролит (вода).

В отличие от окислительно-восстановительных реакций в процессах ионного обмена не происходит переноса электронов, степени окисления атомов не изменяются. Сущность этих реакций заключается в связывании ионов, присутствующих в растворе.

При записи ионных уравнений реакций сильные, хорошо растворимые в воде электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты и все малорастворимые электролиты — в молекулярном виде. Сокращенное ионное уравнение выражает сущность реакции ионного обмена. Как правило, одно сокращенное ионное уравнение является общим для нескольких реакций. Например, сокращенное ионное уравнение

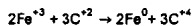
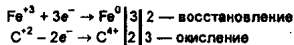






В результате этой реакции происходит переход электронов от атомов азота аммиака к атомам меди оксида меди. При этом медь восстанавливается, а азот окисляется.

Другой пример — восстановление оксида железа(III) угарным газом:



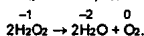
$\text{Fe}^{+3}$  ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) — окислитель.

$\text{C}^{+2}$  ( $\text{CO}$ ) — восстановитель.



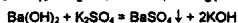
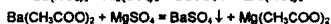
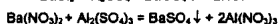
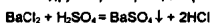
В результате этой реакции происходит переход электронов от атомов углерода угарного газа к атомам железа оксида железа. При этом железо восстанавливается, а углерод окисляется.

Окислительно-восстановительные реакции, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, который в начале реакции находится в одной степени окисления, называют *диспропорционированием*. К числу таких реакций принадлежит разложение пероксида водорода на воду и кислород.



Обратный случай, когда в результате реакции атомы одного и того же элемента, находящиеся в разных степенях окисления, приобретают одну промежуточную, называют *сопропорционированием*. Примером служит взаимодействие серни-

соответствует не только процессу, происходящему при смешении растворов хлорида бария и сульфата натрия, но многим другим реакциям, например:



**Вопрос 2.** Вычисление массовой доли элемента в соединении, формула которого приведена

Массовой долей элемента  $\omega$  в соединении называют отношение атомной массы элемента в соединении (с учетом всех атомов) к относительной молекулярной массе соединения:

$$\omega(X) = \frac{nA_X(X)}{M}$$

где  $n$  — число атомов элемента  $X$  в соединении.

Рассмотрим пример. Пусть необходимо найти массовую долю железа в оксиде железа(III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . В каждой частице  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  содержится 2 атома железа и три атома кислорода. Относительная атомная масса  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  будет равна:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2A_r(\text{Fe}) + 3A_r(\text{O}) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160$$

Тогда,

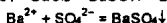
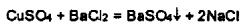
$$\omega(\text{Fe}) = \frac{2A_r(\text{Fe})}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{2 \cdot 56}{160} = 0,7 (70\%)$$

Заметим, что сумма массовых долей всех элементов в соединении всегда равна 1 (100%), поэтому

$$\omega(\text{Fe}) + \omega(\text{O}) = 1,$$

$$\omega(\text{O}) = 1 - \omega(\text{Fe}) = 0,3 (30\%)$$

(создают кислотную среду), а затем приливают раствор хлорида бария. Образование белого осадка свидетельствует о присутствии сульфат-ионов:



Белый осадок образуется из голубого раствора, поэтому на фоне раствора он может показаться вам голубым. Чтобы убедиться в его белом цвете, осадок надо отфильтровать и промыть на фильтре водой.

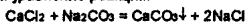
Рассмотрим пример. Пусть необходимо найти массу осадка карбоната кальция, который образуется при действии на 200 г 5%-ного раствора хлорида кальция избытком раствора карбоната натрия. Сначала найдем массу хлорида кальция, который содержится в 200 г 5%-ного раствора:

$$m(\text{CaCl}_2) = \omega(\text{раствора}) = 0,05 \cdot 200 = 10\text{г}$$

Найдем количество вещества хлорида кальция. Для этого разделим его массу на молярную массу:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{10}{40 + 71} = 0,09 \text{ моль}$$

Запишем уравнение реакции:



Из одного моля хлорида кальция образуется один моль карбоната кальция, значит

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CaCl}_2) = 0,09 \text{ моль}$$

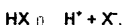
Найдем массу хлорида кальция:

$$m(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,09 \cdot 100 = 9\text{ г}$$

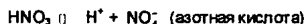
Ответ: 9 г карбоната кальция.

**Вопрос 1. Кислоты в свете представлений об электролитической диссоциации. Химические свойства кислот: взаимодействие с металлами, основными оксидами, основаниями, солями (на примере хлороводородной кислоты)**

Кислотами называют электролиты, которые в водных растворах диссоциируют (распадаются) на катионы водорода и анионы кислотного остатка. Если в общем виде формулу кислоты представить как  $HX$ , то ее уравнение диссоциации имеет вид



Например,



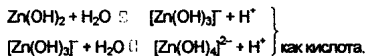
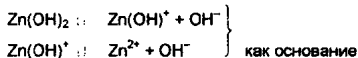
Кислоты, молекулы которых содержат более одного атома водорода, диссоциируют ступенчато, то есть последовательно отщепляя атомы водорода:



**Вопрос 1. Амфотерные гидроксиды, их химические свойства: взаимодействие с кислотами, щелочами, разложение при нагревании (на примере гидроксида цинка)**

*Амфотерность* — способность вещества проявлять как кислотные, так и основные свойства. Амфотерными свойствами в неорганической химии обладают оксиды и гидроксиды бериллия, цинка, алюминия, хрома(III), железа(III) и некоторых других металлов. Амфотерные гидроксиды относятся к слабым электролитам. Они представляют собой студенистые осадки, подобные другим нерастворимым в воде основаниям.

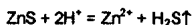
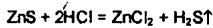
В водных растворах амфотерные гидроксиды в незначительной степени диссоциируют как по кислотному, так и по основному механизмам:



Перечислим химические свойства амфотерных гидроксидов на примере гидроксида цинка:

лучается в связывании ионов водорода и гидроксильных в воду.

Кислоты вступают в реакции и с солями в тех случаях, когда происходит связывание ионов (выделяется газ или осадок):



**Вопрос 2. Опыт.**

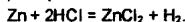
**Выделение поваренной соли из ее смеси с речным песком**

Поваренная соль — хлорид натрия  $NaCl$  — хорошо растворима в воде, а речной (кварцевый) песок (оксид кремния  $SiO_2$ ) — в воде нерастворим. Эти вещества не взаимодействуют друг с другом, то есть образуют механическую смесь, в которой индивидуальные свойства каждого соединения сохраняются. Для очистки поваренной соли смесь обрабатывают водой — соль растворяется, а песок оседает на дно. Для полного отделения песка от раствора прибегают к фильтрованию (рис. 6) — раствор пропускают через пористую фильтровальную бумагу, которая задерживает частицы песка. После этого раствор поваренной соли выпаривают — удаляют воду. В результате этой операции получают чистую соль. В промышленности поваренную соль также часто получают выпариванием природных рассолов. Такую соль называют выварочной.

каплям, так как образующийся гидроксид реагирует с избытком щелочи).

**Вопрос 2. Опыт. Получение собирания водорода. Доказательство наличия водорода в пробирке**

Водород — бесцветный газ, без вкуса и запаха, мало растворимый в воде. Это самый легкий из газов, он в 14,5 раз легче воздуха. В лаборатории водород получают действием на цинк раствором соляной кислоты. Реакцию проводят в приборе для получения газов (рис. 7), который состоит из пробирки и воронки с надетыми на нее резиновыми кольцами. На кольца помещают кусочки цинка, а в воронку наливают 10%-ный раствор соляной кислоты. Происходит реакция



Выделяющийся газ собирают методом вытеснения воздуха в сосуд, расположенный вверх дном. Для этого конец выходящей трубки поднимают вверх и продвигают в отверстие сосуда. Водород — горючий газ, с воздухом он образует взрывчатые смеси. Обращаться с водородом нужно очень осторожно. Чтобы проверить собранный водород на чистоту, надо осторожно вынуть из пробирки, в которую собирали газ, газоотводную трубку и, плотно закрыв отверстие пробирки большим пальцем правой руки, не переворачивая, поднести ее к пламени спиртовки. Громкий плающий звук означает, что в пробирке был не

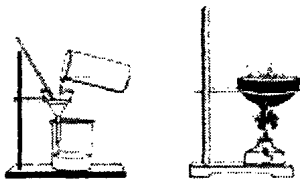
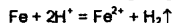
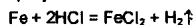


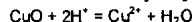
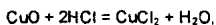
Рис. 6. Отделение речного песка фильтрованием (слева) и выпаривание раствора поваренной соли (справа)

Общие свойства кислот как раз и обусловлены ионами водорода, которые образуются при их диссоциации. Именно они ответственны за кислый вкус водных растворов (вспомните лимонную кислоту), а также изменение окраски индикаторов. Напомним, что лакмус и метилоранж в присутствии кислот приобретают красный цвет.

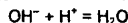
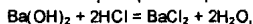
Кислоты реагируют с активными металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода. В результате этих реакций выделяется водород и образуется соль:



Кислоты взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли и воды:



Кислоты способны вступать в реакцию с основаниями — как нерастворимыми в воде, так и щелочами. В ходе этой реакции два вещества с противоположными свойствами (кислота и щелочь) взаимно нейтрализуют друг друга, превращаясь в соль. Поэтому эту реакцию называют реакцией нейтрализации.



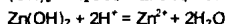
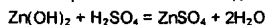
Как видно из сокращенного ионного уравнения, сущность реакции нейтрализации за-

чистый водород, а его смесь с воздухом. Тихий едва слышимый хлопок означает, что водород чистый. Категорически запрещается поджигать выделяющийся газ без разрешения учителя. Это может привести к взрыву.



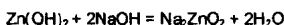
Рис. 7. Прибор для получения водорода

1) Амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды

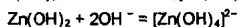


При этом осадок гидроксида цинка растворяется, превращаясь в растворимую в воде соль

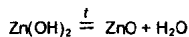
2) Амфотерные гидроксиды реагируют с щелочами с образованием соли и воды



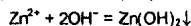
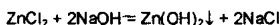
Вещество  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$  (цинкат натрия) образуется при сплавлении оксида или гидроксида цинка со щелочью. В растворе щелочи образуется комплексная соль (тетрагидроксицинкат натрия):



3) Подобно всем нерастворимым в воде основаниям амфотерные гидроксиды при нагревании разлагаются на оксид и воду



Осадки нерастворимых в воде амфотерных гидроксидов получают действием щелочей на соли



Для проведения реакции щелочь надо обязательно брать в недостатке (приливать по

**Вопрос 1. Щелочи в свете представлений об электролитической диссоциации. Химические свойства щелочей:**

**взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами, солями (на примере гидроксида натрия или гидроксида кальция)**

Щелочи принадлежат к классу оснований. *Основания* — сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксильных групп: гидроксид натрия NaOH, гидроксид меди(II) Cu(OH)<sub>2</sub>. С точки зрения теории электролитической диссоциации основаниями называют электролиты, диссоциирующие с образованием единственного типа анионов — гидроксид-ионов, например:



Основания классифицируют (а) по растворимости в воде — на *щелочи* (гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов) и *нерастворимые в воде* (гидроксиды бериллия, магния, алюминия и переходных металлов);

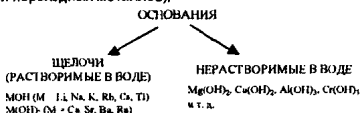


Рис. 8. Классификация оснований по растворимости

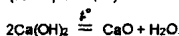
**Вопрос 1. Водород: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома и молекулы.**

**Физические и химические свойства водорода, получение и применение.**

Элемент водород начинает периодическую систему — он имеет порядковый номер 1. Это самый легкий из химических элементов. Обладая уникальными свойствами, частично напоминающими свойства галогенов, частично — щелочных металлов, он оказывается расположенным и в первой, и в VII группах периодической системы. Атом водорода имеет очень простое строение — в нем содержится всего один протон и один электрон. Отдавая электрон, атом приобретает степень окисления +1, а принимая его — степень окисления -1. Относительная атомная масса атома водорода равна 1. Однако в природе существуют и более тяжелые атомы водорода — дейтерий (содержит один нейтрон, поэтому его масса равна 2) и тритий (содержит два нейтрона, атомная масса равна 3).

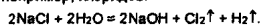
Водород — самый распространенный элемент во Вселенной. На Земле он уступает по распространенности кислороду, кремнию и некоторым другим элементам. Главное соединение водорода — вода. Также он содержится в природном газе, нефти, в некоторых минералах, в белках, жирах и углеводах. При обычных условиях водород — газ, состоящий из двухатомных молекул. Он не имеет ни цвета, ни запаха, мало растворим в воде (1,82 мл в 100 г

как щелочи поглощают из воздуха углекислый газ и водяные пары, их следует хранить в плотно закрытых склянках. Гидроксиды щелочноземельных металлов при сильном нагревании отщепляют воду, превращаясь в оксиды (дегидратация):

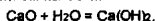


Гидроксиды щелочных металлов (KOH) устойчивы к нагреванию.

Гидроксиды натрия (едкий натр) и калия (едкое кали) получают электролизом водных растворов солей, например, хлоридов.



Чтобы избежать реакции между образующейся щелочью и хлором, прикатодное и анодное пространства разделяют полупроницаемой мембраной — диафрагмой. Едкий натр находит применение при очистке нефти и нефтепродуктов, в производстве бумаги, искусственных волокон, как основание, осушитель и поглотитель CO<sub>2</sub> в лабораторной практике. Гидроксид кальция получают гашением извести:



**Вопрос 2. Вычисление массы исходного вещества, если известно количество вещества одного из продуктов реакции**

Для решения задачи сначала нужно записать уравнение реакции и в соответствии с коэффициентами определить количество вещества того реагента, по которому ведется расчет. После этого по формуле  $m = \nu M$  рассчитывают искомую массу вещества. Рассмотрим пример. Пусть тре-

**Вопрос 1. Водород: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома и молекулы.**

**Физические и химические свойства водорода, получение и применение.**

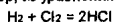
Элемент водород начинает периодическую систему — он имеет порядковый номер 1. Это самый легкий из химических элементов. Обладая уникальными свойствами, частично напоминающими свойства галогенов, частично — щелочных металлов, он оказывается расположенным и в первой, и в VII группах периодической системы. Атом водорода имеет очень простое строение — в нем содержится всего один протон и один электрон. Отдавая электрон, атом приобретает степень окисления +1, а принимая его — степень окисления -1. Относительная атомная масса атома водорода равна 1. Однако в природе существуют и более тяжелые атомы водорода — дейтерий (содержит один нейтрон, поэтому его масса равна 2) и тритий (содержит два нейтрона, атомная масса равна 3).

Водород — самый распространенный элемент во Вселенной. На Земле он уступает по распространенности кислороду, кремнию и некоторым другим элементам. Главное соединение водорода — вода. Также он содержится в природном газе, нефти, в некоторых минералах, в белках, жирах и углеводах. При обычных условиях водород — газ, состоящий из двухатомных молекул. Он не имеет ни цвета, ни запаха, мало растворим в воде (1,82 мл в 100 г

Реакцию обычно проводят в аппарате Киппа. Также образуется при действии растворов щелочей на цинк, кремний и алюминий, при реакции щелочных и щелочноземельных металлов и их гидридов с водой. В промышленности водород получают электролизом воды, термическим разложением (пиролизом) углеводородов, в смеси с угарным газом взаимодействием угля и природного газа с перегретым водяным паром. Применяется водород в синтезе аммиака, хлороводорода и соляной кислоты, метилового спирта, получения некоторых металлов из оксидов, при гидрировании растительных жиров. В смеси с угарным газом (синтез-газ) используется для получения разнообразных органических веществ. Является перспективным топливом.

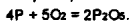
**Вопрос 2. Задача. Вычисление количества вещества (или объема) газа, необходимого для реакции с определенным количеством вещества (или объемом) другого газа**

Объемы (или количества вещества) вступающих в реакцию и образующихся в ходе реакции газов относятся между собой как простые целые числа, соответствующие коэффициентам в уравнении реакции. Например, из уравнения



Следует, что один объем водорода реагирует с одним объемом хлора с образованием двух объемов хлороводорода или что 1 моль водорода реагирует с одним молем хлора с образованием двух моль хлороводорода. Поэтому на вопрос, какой объем водорода вступит в реакцию с тремя литрами хлора ответ — три литра водорода.

буется найти массу фосфора, необходимую для получения трех молей оксида фосфора(V).  
Запишем уравнение реакции:



Проверим, правильно ли расставлены коэффициенты. После этого проанализируем уравнение. Для получения двух молей оксида фосфора требуется четыре моля фосфора, то есть в два раза большее количество. А нам надо получить три моля оксида. Следовательно, фосфора надо взять количество 6 моль.

$$v(P) = 6 \text{ моль.}$$

Найдем массу этого количества фосфора:

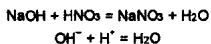
$$m = v(P)M(P) = 6 \cdot 31 = 186 \text{ г}$$

Ответ: 186 г фосфора.

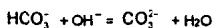
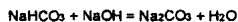
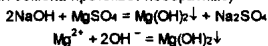
(5) по кислотности — числу гидроксильных групп — на одноосновные (NaOH, KOH) двухосновные (Ca(OH)<sub>2</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>) трехосновные (Al(OH)<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>). Щелочи представляют собой твердые кристаллические вещества, образующие мыльные растворы. К ним относят гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, водный раствор аммиака. Растворы щелочей едкие и мыльные на ощупь, изменяют окраску индикаторов. Щелочи реагируют с кислотами (реакция нейтрализации), кислотными оксидами и солями. Рассмотрим эти реакции на примере гидроксида натрия (на примере гидроксида кальция, см. билет 16, вопрос 2)

Щелочи изменяют окраску индикаторов (обусловлено ионом OH<sup>-</sup>). Фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет, лакмус становится синим, метилоранж — желтым.

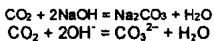
ВСЕ основания, в том числе и щелочи, реагируют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации)



Щелочи реагируют с солями (в том случае, когда реакция обмена протекает необратимо)

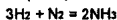


Щелочи реагируют с кислотными и амфотерными оксидами:



Рассмотрим еще один пример. Какой объем водорода теоретически должен вступить в реакцию с 5 моль азота, если предположить, что реакция синтеза аммиака протекает нацело.

Запишем уравнение реакции:

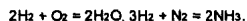
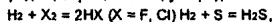


Из него следует, что 3 моль водорода реагирует с одним молем азота. Следовательно, с 5 моль азота в реакцию теоретически должно вступить в три раза больше водорода, то есть 15 моль. Мы говорим теоретически, так как на практике эта реакция до конца никогда не протекает — она обратима.

воды при 20°C). При сильном сжатии и охлаждении переходит в жидкое состояние. Жидкий водород кипит при -253°C, при этой температуре азот и кислород находятся в кристаллическом состоянии. Твердый водород образуется при охлаждении до -259°C.

Газообразный водород обладает рядом уникальных свойств. Благодаря маленькому радиусу атомы и молекулы водорода могут проникать через резину, стекло и даже через металлы. Некоторые металлы, например, платина и палладий, способны растворять значительные количества газообразного водорода. Водород в 14,5 раз легче воздуха, 100 л водорода при 0°C весят всего 9 г. Это самый легкий из газов и самое легкое вещество.

При комнатной температуре реагирует лишь с фтором, а на свету — с хлором, при нагревании — с кислородом, серой, азотом, углеродом:

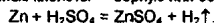


С кислородом и воздухом водород образует взрывчатые смеси. Особенно опасна смесь одного объема кислорода и двух объемов водорода. Ее называют *гремучим газом*.

При взаимодействии с щелочными и щелочно-земельными металлами образует гидриды. Восстанавливает некоторые металлы из оксидов:



В лаборатории получают действием цинка на разбавленные кислоты — серную или соляную:

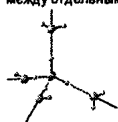


**Вопрос 1. Вода: ее состав, строение молекулы, физические свойства. Химические свойства воды: разложение, отношение к натрию, оксидам кальция, оксиду серы (IV). Основные загрязнители природной воды.**

Вода представляет собой оксид водорода  $H_2O$ . Это самое распространенное соединение на Земле. Молекула воды имеет угловую форму с углом между связями O-H равным  $104,52^\circ$ . На атоме кислорода молекулы воды находятся две неподеленные электронные пары



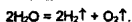
благодаря которым осуществляется взаимодействие между отдельными молекулами:



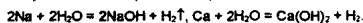
При комнатной температуре вода находится в жидком состоянии — это бесцветная жидкость, в толстом слое бледно-голубая. Чистая, не

содержащая примесей, вода имеет неприятный вкус. При атмосферном давлении и  $0^\circ C$  она превращается в лед, а при  $100^\circ C$  кипит. Плотность воды равна  $1,0 \text{ г/см}^3$  (при  $4^\circ C$ ). Чистая вода практически не проводит электрический ток и плохо проводит тепло. Она обладает высокой теплоемкостью, то есть медленно нагревается и медленно остывает.

В отличие от большинства других веществ, плотность твердой воды (льда) оказывается меньше плотности жидкой воды.



Она обратна реакции образования воды из водорода и кислорода. Металлы, расположенные в ряду активности левее магния способны вытеснить водород из воды уже при комнатной температуре. К их числу относятся натрий и кальций:



С водой реагируют не только активные металлы, но и их оксиды. При этом также образуются щелочи, но водород не выделяется. Оксид кальция  $CaO$  представляет собой белый порошок, легко поглощающий влагу воздуха. В быту его называют женой или негашеной известью. Важное практическое значение имеет реакция гашения извести. Если в фарфоровую чашку поместить несколько кусков женой извести и облить их водой, то через некоторое время куски извести начнут разогреваться и рассыпаться в мелкий порошок. Реакция сопровождается выделением тепла, то есть является экзотермической:



Подобным образом реагируют с водой и оксиды других активных металлов, например, натрия, калия и брома. Оксиды других металлов — алюминия, цинка, меди, железа — с водой не взаимодействуют.

При реакции с водой оксидов неметаллов (кислотных оксидов) образуются кислоты:



Эта реакция характерна для всех кислотных оксидов, за исключением оксида кремния  $SiO_2$ , который с водой не взаимодействует.

**Вопрос 2. Распознавание соли угольной кислоты среди трех предложенных солей**

Соли угольной кислоты — карбонаты и гидрокарбонаты — при действии на них кислотами разлагаются с выделением углекислого газа. Выделяющийся углекислый газ не поддерживает горение, вызывает помутнение известковой

**Вопрос 1. Сера: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома. Физические и химические свойства серы. Оксиды серы, их химические свойства.**

В периодической системе сера расположена в главной подгруппе шестой группы и в третьем периоде. Атом серы имеет электронную конфигурацию



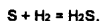
В атоме серы, таким образом, на внешнем энергетическом уровне находится 6 электронов. Эти электроны являются валентными, то есть могут участвовать в образовании химических связей. Для завершения внешнего уровня атому серы не хватает двух электронов, поэтому в соединениях с водородом и металлами она проявляет низшую степень окисления  $-2$ .



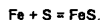
Формула летучих водородных соединений элементов шестой группы —  $H_2R$ . Для серы это сероводород  $H_2S$  — ядовитый газ с запахом тухлых яиц.

При взаимодействии с кислородом, фтором и хлором сера отдает валентные электроны:

Если пропустить через расплавленную серу водород, образуется сероводород  $H_2S$  — газ с характерным запахом тухлых яиц:

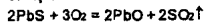


При повышенной температуре с серой реагируют также многие металлы. Продуктами реакции являются сульфиды — соли сероводородной кислоты:



Примерно 90% всей добываемой серы расходуется на производство серной кислоты. Сера используется также при получении резины, органических красителей, лекарственных препаратов, входит в состав пороха и других пиротехнических смесей. Сера образует два оксида — сернистый газ  $SO_2$  и серный ангидрид  $SO_3$ . Сернистый газ, или оксид серы (IV),  $SO_2$  — это бесцветный тяжелый газ с резким удушливым запахом, хорошо растворимый в воде, глицерине, спирте. При небольшом охлаждении ( $-10^\circ C$ ) он сжижается, превращаясь в подвижную бесцветную жидкость. Жидкий сернистый газ прекрасно растворяет резину и многие пластмассы.

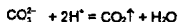
В промышленности сернистый газ получают сжиганием серы либо обжигом сульфидных руд, например, свинцового блеска:



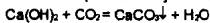
В лабораторных условиях его получают действием серной кислоты на сульфиты — соли сернистой соли:



воды, не обесцвечивает раствор германата натрия. Для проведения определения прильем во все три пробирки 10%-ный раствор соляной кислоты. В одной пробирке наблюдается выделение газа:



Докажем, что это углекислый газ. Зажжем лучинку и горящую лучинку опустим в пробирку, не дотрагиваясь ее до раствора. Лучинка тухнет — углекислый газ не поддерживает горения. При необходимости можно снабдить пробирку газопроводной трубкой с пробкой. Другой конец трубки следует опустить в стакан с известковой водой. Помутнение известковой воды раз доказывает нам образование углекислого газа:



Таким образом мы доказали, что в исследованной пробирке находился раствор карбоната.

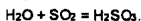
Благодаря этому зимой водоемы покрываются льдом с поверхности, а не промерзают навстроз.

Природная вода с хемической точки зрения не является чистой, так как содержит растворенные вещества, главным образом соли. Именно поэтому морская вода соленая, а дождевая по вкусу отличается от речной. Вблизи городов и крупных промышленных предприятий природные воды содержат посторонние примеси техногенного характера. К ним относят нечистоты, попадающие в реки из канализации и служащие питательной средой для развития болезнетворных бактерий. Возрастает концентрация соединений тяжелых металлов — цинка, меди, хрома, ртути и других. Очень сильным загрязнителем воды являются диоксины, образующиеся из соединений, входящих в состав древесины. Хлорирование, используемое для дезинфекции питьевой воды, убивает бактерии, но наоборот, усиливает токсичность диоксинов, так как они взаимодействуют с хлором. Для удаления соединений тяжелых металлов и диоксинов из природных вод требуется ее более тщательная очистка. Проблема чистоты природных вод очень актуальна.

Химически чистую воду получают перегонкой, или дистилляцией. Перегонка заключается в том, что жидкость при нагревании переходит в пар, который затем охлаждается и вновь образует жидкость. Вода обладает важным свойством — растворяет в себе другие вещества. Попадая в воду, вещество под действием молекул воды дробится на отдельные частицы. Например, в водном растворе сахар (сахароза  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) и этиловый спирт ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) находятся в виде молекул.

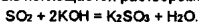
Вода — очень устойчивое соединение. Она начинает в заметной степени распадаться на водород и кислород лишь при температуре выше  $2500^\circ\text{C}$ . В лаборатории для разложения воды используют электрический ток. Реакции разложения вещества под действием электрического тока в химии называют электролизом. При включении источника тока на электродах наблюдается выделение пузырьков газа — на положительно заряженном электроде (аноде) выделяется кислород, а на отрицательно заряженном электроде (катоде) — водород.

Сернистый газ обладает свойствами кислотного оксида. При взаимодействии с водой он дает неустойчивую сернистую кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , известную лишь в растворах



Это кислота средней силы. Она образует два ряда солей — средние, уже известные нам сульфиты ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ), и кислые — гидросульфиты ( $\text{NaHSO}_3$ ).

При пропускании оксида серы(IV) через раствор щелочи его характерный резкий запах исчезает — газ полностью поглощается раствором:



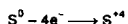
Подобно другим кислотным оксидам, сернистый газ вступает во взаимодействие не только с щелочами, но и с основными оксидами, например, с негашеной известью:



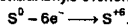
Сернистый газ и сульфиты являются восстановителями. Окисление  $\text{SO}_2$  до серного ангидрида осуществляется в больших масштабах при производстве серной кислоты. Процесс проводят при  $450^\circ\text{C}$  на катализаторе — платине или оксиде ванадия (V):



Сернистый газ убивает бактерии, поэтому раньше им окунали овоощехранилища, использовали при консервировании. Он находит применение в производстве бумаги. Однако наибольшее количество оксида серы(IV) идет на производство серной кислоты



При потере всех шести валентных электронов S переходит в максимальную степень окисления +6:



Формула высшего оксида серы  $\text{SO}_3$ .

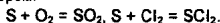
В природе сера встречается как в самородном виде, так и в виде соединений, главным образом сульфатов и сульфидов.

В виде органических соединений сера содержится в нефти, каменном угле, входит в состав белков.

Сера представляет собой светло-желтый порошок. Она тяжелее воды и не растворима в ней, но при высыпании в воду не тонет, а плавает на ее поверхности, так как не смачивается водой.

В твердом виде сера состоит из молекул  $\text{S}_8$  по форме напоминающих корону. При нагревании сера плавится, превращаясь в подвижную светло-желтую жидкость, состоящую также из молекул  $\text{S}_8$ . При дальнейшем нагревании жидкость темнеет, становясь буро-красной, загустевает, а затем снова приобретает подвижность. Если кипящую серу аккуратно вылить в сосуд с холодной водой, она превращается в эластичный полимер, похожий на резину. Такая сера называется пластической, в отличие от обычной — ромбической. Пластическая сера состоит из длинных цепочек. Она неустойчива и за несколько часов вновь превращается в ромбическую серу. Пластическая и ромбическая сера — это аллотропные модификации серы.

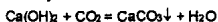
При комнатной температуре сера малоактивна. При нагревании она вступает в реакцию с кислородом, хлором:



Высший оксид серы, или серный ангидрид  $\text{SO}_2$ , образующийся при каталитическом окислении сернистого газа кислородом, представляет собой маслянистую жидкость, со временем превращающуюся в игольчатые кристаллы. Серный ангидрид жадно поглощает воду, превращаясь в серную кислоту. Реакция протекает настолько энергично, что на промышленных предприятиях серный ангидрид поглощают крепким раствором серной кислоты, содержащим всего несколько процентов воды. Так получают олеум — раствор серного ангидрида в концентрированной серной кислоте.

**Вопрос 2. Опыт. Проведение реакций, подтверждающих свойства гидроксидов кальция.**

Гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , или гашеная известь, представляет собой рыхлый белый порошок, мало растворимый в воде, причем растворимость его уменьшается при нагревании. Насыщенный водный раствор гидроксида кальция называют известковой водой. Гидроксид кальция — щелочь. В водном растворе он присутствует в форме ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{OH}^-$ . Подобно другим щелочам, известковая вода изменяет окраску индикаторам. При внесении капли бесцветного раствора фенолфталеина она окрашивается в малиновый цвет. Известковая вода мутнеет при действии углекислого газа:



Это вызвано образованием белого осадка карбоната кальция. Именно на этом свойстве основано использование известковой воды в качестве реагента на углекислый газ. Кислоты нейтрализуют известковую воду. Если к раствору известковой воды вносить

36

Билет 17.

37

**Вопрос 1. Оксиды: их классификация и химические свойства (взаимодействие с водой, кислотами и щелочами)**

Оксиды — соединения элементов с кислородом, не содержащие пероксидной группы. Они образуются при взаимодействии простых веществ с кислородом, при разложении других кислородных соединений — кислот, солей, оснований. Большинство оксидов реагирует либо с кислотами, либо с щелочами с образованием соли и воды. Их называют солеобразующими в отличие от несолеобразующих или индифферентных, которые в реакции с водой, кислотами и щелочами не вступают (рис. 9). Каждому солеобразующему оксиду соответствует свой гидроксид, то есть продукт присоединения к нему воды. Гидроксид металла — это основание, а гидроксид неметалла — кислота. Оксиды, реагирующие с щелочами, называют *кислотными оксидами, или ангидридами кислот*. Любому кислотному оксиду соответствует кислота, которую в большинстве случаев возможно получить из оксида по реакции с водой. Оксиды, реагирующие с кислотами, называют *основными*, так как каждому такому оксиду соответствует основание. Оксиды щелочно- и щелочно-земельных металлов реагируют с водой с образованием оснований.

38

Билет 18.

39

**Вопрос 1. Углерод: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома. Алмаз.**

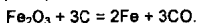
**Графит. Оксиды углерода, их принадлежность к подклассам оксидов. Угольная кислота и ее соли.**

Элемент углерод расположен во втором периоде и главной подгруппе четвертой группы периодической системы. В атоме углерода находится шесть электронов — два на внутреннем энергетическом уровне и четыре на внешнем. В химических реакциях атом углерода может отдавать четыре внешних электрона, приобретая высшую степень окисления +4. Это имеет место в соединениях с галогенами и кислородом ( $\text{CO}_2$ ). В то же время, принимая четыре дополнительных электрона от других атомов углерод способен приобретать низшую степень окисления -4 (в соединениях с металлами — карбидах, например,  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ). В форме простого вещества углерод существует в виде нескольких аллотропных модификаций — алмаза, графита, карбина, фуллеренов. Алмаз — один из самых твердых материалов. Он плохо проводит тепло, является диэлектриком. Кристаллическая решетка алмаза представляет собой каркас из атомов углерода. Известен также гексагональный алмаз — лонсдейлит, он похож на обычный алмаз. Графит в противоположность алмазу мягкий, жирный на ощупь, он имеет металлический блеск, проводит тепло и электричество. Все эти свойства обусловлены слоистой структурой графита. Атомы углерода в нем образуют плоские слои, построенные по подобию глицерных сот. Электроны атомов углерода, не принимающие участие в образовании связей внутри слоя, слабо перекрываются друг с другом, обуславливая слабое взаимодействие между отдельными слоями. С наличием

с водой с образованием щелочей $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ Остальные с водой не взаимодействуют: $\text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$ нет реакции 3) реагируют с кислотными оксидами с образованием солей $\text{BaO} + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_4$	$\text{H}_2\text{O}$ цинкат натрия 3) взаимодействуют с основными, кислотными оксидами и друг с другом $\text{ZnO} + \text{CaO} = \text{CaZnO}_2$ $\text{ZnO} + \text{SO}_2 = \text{ZnSO}_4$ $\text{ZnO} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{ZnAl}_2\text{O}_4$ алюминат цинка	3) взаимодействуют с основными оксидами $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
--	---	---

**Вопрос 2. Задача. Вычисление массы продукта реакции, если известно количество вещества одного из исходных веществ**

Для решения задачи сначала нужно записать уравнение реакции и в соответствии с коэффициентами определить количество вещества того продукта реакции, по которому ведется расчет. После этого по формуле  $m = \nu M$  рассчитывать искомую массу вещества. Рассмотрим пример. Пусть требуется найти массу железа, образующуюся при восстановлении углем 0,2 моль оксида железа(III). Запишем уравнение реакции:



Проверим, правильно ли расставлены коэффициенты. После этого проанализируем





Рис. 9. Классификация оксидов.

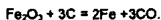
Для солеобразующих оксидов каждому оксиду поставлен в соответствие его гидроксид

Химические свойства солеобразующих оксидов удобно представить в форме таблицы: Таблица. Химические свойства солеобразующих оксидов

<p>1) взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды</p> $MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O$ <p>2) оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов реагируют</p>	<p>1) взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды</p> $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$ <p>2) взаимодействуют с щелочами с образованием соли и воды</p> $ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 +$	<p>1) взаимодействуют с щелочами с образованием соли и воды</p> $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$ <p>2) взаимодействуют с водой с образованием кислот</p> $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$ $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ $SiO_2 + H_2O \text{ (нет реакции — исключение)}$
--	---	---

этих электронов связаны металлический блеск и электропроводность, а слабое взаимодействие между отдельными слоями является причиной мягкости графита.

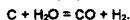
При повышенных температурах углерод (особенно в форме графита) обладает высокой химической активностью. Сгорая на воздухе, он превращается в оксид углерода(IV) — углекислый газ  $CO_2$ , а в недостатке кислорода — в оксид углерода(II), угарный газ  $CO$ . При взаимодействии с водородом образуется метан  $CH_4$ , с серой — сероуглерод  $CS_2$ . С металлами углерод дает карбиды. Углерод — прекрасный восстановитель, что используется для получения многих металлов из оксидов:



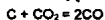
Углерод взаимодействует с горячими кислотами-окислителями (концентрированной серной, азотной), окисляясь до углекислого газа:



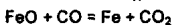
и с перегретым водяным паром, образуя водяной газ — смесь угарного газа с водородом:



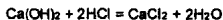
Известны два важнейших оксида углерода — угарный газ  $CO$  и углекислый газ  $CO_2$ . Угарный газ  $CO$  — это бесцветный ядовитый газ, образующийся при неполном сгорании топлива или при пропуске углекислого газа над раскаленным углем:



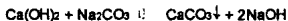
Угарный газ — хороший восстановитель. При поджигании он сгорает синим пламенем, превращаясь в углекислый газ. Угарный газ используют для получения металлов из их оксидов. Он является важнейшим восстановителем при получении чугуна. Кокс в доменной печи окисляется до угарного газа, который и восстанавливает железо из оксидов:



в нее фанолфталеином (получается раствор малинового цвета) добавить кислоту, то малиновая окраска раствора исчезнет. Происходит реакция нейтрализации:



При кипячении суспензии гидроксида кальция с раствором соды выпадает осадок карбоната кальция, а в растворе образуется гидроксид натрия:



И хотя реакция является обратимой, то есть протекает одновременно в двух противоположных направлениях, в реакционной смеси преобладают продукты реакции. Этим способом раньше получали из соды гидроксид натрия.

уравнение. Для получения двух молей железа требуется один моль оксида, то есть в два раза меньшее количество. Следовательно, при восстановлении углем 0,2 моль оксида железа получим 0,4 моль железа.

$$\nu(P) = 0,4 \text{ моль.}$$

Найдем массу этого количества железа:

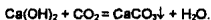
$$m = \nu(Fe) \cdot M(Fe) = 0,4 \cdot 56 = 22,4 \text{ г}$$

Ответ: 22,4 г железа.

Угарный газ мало растворим в воде, не взаимодействует с ней, а также с растворами кислот и щелочей. Он несолообразующий оксид.

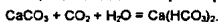
40

Углекислый газ  $\text{CO}_2$  — это высший оксид углерода. Он представляет собой бесцветный газ, слегка кисловатый на вкус. Углекислый газ примерно в полтора раза тяжелее воздуха, поэтому его можно переливать из одного сосуда в другой, как будто он является невидимой жидкостью. О его присутствии можно судить по помутнению известковой воды вследствие образования нерастворимого в воде карбоната кальция:



Несмотря на то, что в  $\text{CO}_2$  углерод находится в высшей степени окисления, углекислый газ практически не проявляет окислительных свойств. Он может быть восстановлен лишь при повышенной температуре под действием сильных восстановителей. Взаимодействуя с раскаленным углем, он превращается в угарный газ  $\text{CO}$ .

Углекислому газу  $\text{CO}_2$  соответствует угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Это слабая двухосновная кислота, известная в водных растворах, образующихся при растворении углекислого газа в воде. Образует соли — карбонаты и гидрокарбонаты. В воде растворимы гидрокарбонаты, также средние карбонаты щелочных металлов и аммония. Карбонаты магния и щелочно-земельных металлов, особенно кальция, широко распространены в природе, образуя карбонатные горные породы. Из них состоят кораллы, жемчуг и панцири некоторых простейших. Вода, насыщенная углекислым газом, медленно растворяет их, образуя растворимые гидрокарбонаты, известные лишь в растворах:



Они легко разлагаются, выделяя углекислый газ и вновь образуя карбонат. Так возникают сталактиты и сталагмиты.

Среди карбонатов важное значение в технике играет карбонат кальция (мел, мрамор, известняк) и сода —

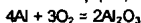
Благодаря высокой химической активности кальций используют для восстановления некоторых тугоплавких металлов. Он входит в состав некоторых магниевых и алюминиевых сплавов, используемых в самолетостроении. Соединения кальция находят более разнообразное применение, чем простое вещество.

42

**Вопрос 2. Вычисление количества вещества продукта реакции, если известна масса одного из исходных веществ.**

Масса вещества в граммах  $m$  связана с количеством вещества  $n$  соотношением  $m = nM$ , где  $M$  — молярная масса вещества. Для решения задачи необходимо рассчитать количество вещества реагента, поделив его массу на молярную массу (численно равна относительной молекулярной массе). Затем, принимая во внимание коэффициенты в уравнении реакции, нужно найти количество продукта реакции. В качестве примера решим задачу. Найдите количество вещества оксида алюминия, которое образуется при сжигании на воздухе алюминиевой пудры массой 5,4 г.

Для решения задачи запишем уравнение реакции и расставим коэффициенты:



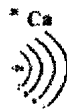
Найдем количество вещества алюминия, поделив его массу на молярную массу (равна относительной атомной массе алюминия):

Билет 19.

41

**Вопрос 1. Кальций: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома, физические свойства. Химические свойства кальция: взаимодействие с кислородом, водой, кислотами.**

Химический элемент кальций расположен в четвертом периоде и главной подгруппе второй группы периодической системы. Его, как и следующие за ним в подгруппе стронций, барий и радий, относят к семейству щелочно-земельных металлов. В атоме кальция электроны расположены на четырех энергетических уровнях:



Внешних электронов всего два — их атом может отдавать в химических реакциях, принимая единственную положительную степень окисления +2.

Соединения кальция широко распространены в природе. В виде карбоната  $\text{CaCO}_3$  он образует залежи известняков, мела и мрамора, в виде фосфатов входит в состав костей. В качестве сырья используют также и другие

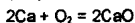
Билет 20.

43

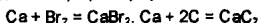
**Вопрос 1. Железо: положение этого химического элемента в периодической системе, строение его атома. Химические свойства железа: взаимодействие с серой, хлороводородной кислотой, растворами солей. Оксиды и гидроксиды железа.**

Железо — химический элемент четвертого периода и побочной подгруппы VIII группы периодической системы. Атом железа содержит восемь валентных электронов, однако в соединениях железо обычно проявляет степени окисления (+2) и (+3), редко — (+6). Имеются сообщения о получении соединений восьмивалентного железа. Железо широко распространено в природе — это самый распространенный металл, после алюминия. Встречается железо в виде оксидов  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (гематит, красный железняк) и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (магнетит, магнитный железняк), гидратированного оксида  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  (лимонит, бурый железняк), карбоната  $\text{FeCO}_3$  (сидерит), дисульфида  $\text{FeS}_2$  (пирит), редко встречается в виде самородков, попадающих на землю с метеоритами. Железную руду восстанавливают коксом в доменных печах, при этом расплавленное железо частично реагирует с углеродом, образуя карбид железа  $\text{Fe}_3\text{C}$  (цементит), а частично растворяет его. При затвердевании расплава образуется чугуун. Чугун, используемый для получения стали, называют перелдльным. Сталь, в отличие от чугуна, содержит меньшее количество углерода. Лишний углерод, содержащийся в чугуне, необходимо выжечь. Этого добиваются, пропуская над расплавленным чугуном воздух, обогащенный кислородом. Существует

минералы, например, гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , флюорит  $\text{CaF}_2$ , фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . В виде простого вещества кальций — легкий, но довольно твердый серебристо-белый металл, в отличие от натрия, его удается разрезать ножом. На воздухе он мгновенно тускнеет и постепенно рассыпается, превращаясь в белый порошок, состоящий из оксида и карбоната. Хранят кальций либо в масле или керосине, а крупные слитки — в запаянных металлических барабанах. При нагревании он сгорает ярким оранжевым пламенем, превращаясь в оксид  $\text{CaO}$ :



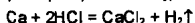
Так же легко протекают реакции с галогенами и серой. При сильном нагревании происходит взаимодействие с азотом, водородом, углеродом и фосфором (запишите уравнения недостающих реакций):



Кальций — сильный восстановитель. Как и остальные щелочно-земельные металлы, он вытесняет водород не только из разбавленных кислот, но и из воды:



Однако в отличие от натрия и калия, воду он разлагает довольно медленно. Однако с кислотами реакция протекает бурно:



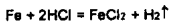
Подобно другим элементам главной подгруппы второй группы, во всех соединениях кальций проявляет степень окисления +2.

И прямой метод получения железа, основанный на восстановлении окатышей магнитного железняка природным газом:

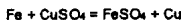


Железо — серебристо-белый, ковкий и пластичный тугоплавкий (т. пл.  $1535^\circ\text{C}$ , т. кип.  $2870^\circ\text{C}$ ) металл, при температурах ниже  $769^\circ\text{C}$  притягивается магнитом, то есть обладает ферромагнетизмом.

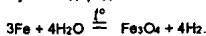
На влажном воздухе окисляется, покрываясь коричневой коркой гидратированного оксида  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , ржавчины. Железо легко растворяется в разбавленных кислотах



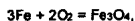
но пассивируется в холодных концентрированных растворах кислот-окислителях — серной и азотной. Будучи металлом средней химической активности, железо вытесняет другие, менее активные металлы из растворов их солей:



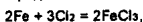
Пропуская перегретый водяной пар через раскаленный на жаровне чугунный пушечный ствол, Лавуазье получил водород:



В кислороде железо сгорает с образованием железной окалины — оксида железа (II, III)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$



с хлором дает хлорид  $\text{FeCl}_3$



с серой — сульфид  $\text{FeS}$ :



карбонат  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (стиральная сода) и гидрокарбонат  $\text{NaHCO}_3$  (питьевая сода) натрия.

#### Вопрос 2. Опыт. Распознавание раствора соли хлороводородной кислоты среди трех предложенных растворов.

Соли хлороводородной (соляной) кислоты  $\text{HCl}$  называют хлоридами. Хлориды большинства металлов хорошо растворимы в воде. Качественной реакцией на хлорид-ион служит выпадение белого творожистого осадка хлорида серебра при добавлении к испытуемому раствору нескольких капель раствора нитрата серебра. Осадок хлорида серебра  $\text{AgCl}$  нерастворим в кислотах, на свету постепенно темнеет. Прильем ко всем испытуемым растворам по несколько капель азотной кислоты для создания кислотной среды, а затем добавим в каждый раствор по несколько капель нитрата серебра. Выпадение белого творожистого осадка свидетельствует о присутствии в растворе хлорид-ионов:



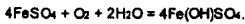
Бромид-ионы дают бледно-желтый творожистый осадок  $\text{AgBr}$ , а иодид-ионы — осадок иодида серебра  $\text{AgI}$  желтого цвета. Остальные соли серебра в этих условиях (кислотная среда) не осаждаются.

$$v = \frac{m}{M} = \frac{5,4}{27} = 0,2 \text{ моль}$$

По уравнению реакции из 4 моль алюминия образуется 2 моль оксида, то есть оксида образуется по молям в два раза меньше. Соответственно, из 0,2 моль алюминия мы получим 0,1 моль оксида.

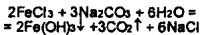
Ответ: 0,2 моль.

Оксид и гидроксид железа(II) обладают основными свойствами. Соединения железа(II) являются сильными восстановителями и на воздухе легко окисляются до соединений трехвалентного железа:

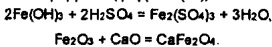


Белый осадок гидроксида железа(II)  $\text{Fe(OH)}_2$ , образующийся при действии на соли железа(II) растворов щелочей, на воздухе мгновенно зеленеет, образуя «зеленую ржавчину» — смешанный гидроксид железа(II) и железа(III), который дыш через некоторое время приобретает характерный для  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  ржавый цвет.

Гидроксид железа(II) выпадает в виде коричневого осадка при действии растворов щелочей, сульфидов, карбонатов на соли железа(II):



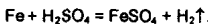
Оксид и гидроксид железа(III) являются слабо амфотерными, с преобладанием основных свойств. Так, при растворении гидроксида железа(III) в кислотах образуются соли железа(III), а при сплавлении оксида с оксидами активных металлов — ферриты (ферраты(+3)):



В виде *чауна* и *стали* железо находит широкое применение в народном хозяйстве. Хлорид железа(III) используется при травлении медных плат, а сульфат железа(III) — в качестве хлоробромуризатора при очистке воды. Ферриты двухвалентных металлов (магния, цинка, кобальта, никеля) применяют в радиоэлектронике, вычислительной технике.

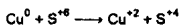
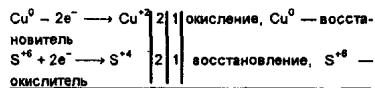
Концентрированная серная кислота способна вытеснять из твердых солей летучие кислоты — азотную и соляную.

При взаимодействии разбавленной серной кислоты с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, выделяется водород:



С малоактивными металлами (медью, серебром, ртутью, золотом) такая кислота не реагирует.

По окислительным свойствам разбавленные водные растворы серной кислоты значительно отличаются от концентрированных. Концентрированная серная кислота, которая содержит недиссоциированные молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , является сильным окислителем. Она реагирует даже с металлами, стоящими в ряду напряжений правее водорода, например с медью. Однако водород в этих реакциях не выделяется, а окислителем выступает сера в степени окисления +6:



Однако с железом и алюминием концентрированная серная кислота не реагирует. Ее хранят и перевозят в стальных цистернах

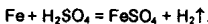
**Вопрос 1. Серная кислота, ее химические свойства в свете представлений об электролитической диссоциации и окислительно-восстановительных реакциях (взаимодействие с металлами, оксидами металлов, основными и солями).**

В свободном виде *серная кислота* — это бесцветная тяжелая сиропообразная жидкость, неограниченно смешивающаяся с водой. Растворение серной кислоты в воде сопровождается существенным уменьшением объема и выделением большого количества теплоты, что свидетельствует о химическом взаимодействии. В некоторых случаях жидкость может закипеть, а стакан треснуть. Готовя раствор, необходимо осторожно вливать серную кислоту в воду при постоянном перемешивании, но *никогда не лить воду в кислоту!* Серная кислота — очень тяжелая жидкость, и при попадании в воду опускается на дно, проходя через весь слой воды. Если же в концентрированную кислоту попадет вода, она очень сильно разорвет верхний слой жидкости, вызвав кипение раствора и образование брызг.

В лабораториях обычно используют 98%-ный раствор. Такую кислоту называют концентрированной. Она кипит без разложения при 338°C.

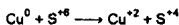
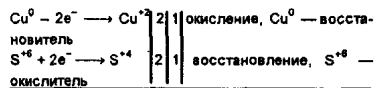
Концентрированная серная кислота способна вытеснять из твердых солей летучие кислоты — азотную и соляную.

При взаимодействии разбавленной серной кислоты с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, выделяется водород:



С малоактивными металлами (медью, серебром, ртутью, золотом) такая кислота не реагирует.

По окислительным свойствам разбавленные водные растворы серной кислоты значительно отличаются от концентрированных. Концентрированная серная кислота, которая содержит недиссоциированные молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , является сильным окислителем. Она реагирует даже с металлами, стоящими в ряду напряжений правее водорода, например с медью. Однако водород в этих реакциях не выделяется, а окислителем выступает сера в степени окисления +6:



Однако с железом и алюминием концентрированная серная кислота не реагирует. Ее хранят и перевозят в стальных цистернах

Свойства	Примеры
1. Кислотные (различия ионного объема)	
а) с основными оксидами	$\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
б) с основными	$\text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
в) с солями	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$
2. Окислительные (окислитель — Н <sup>+</sup> ) (разбавленная серная кислота)	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
3. Окислительные (окислитель — S <sup>6+</sup> ) (концентрированная серная кислота)	$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

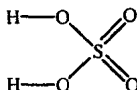
**Вопрос 2. Получение и собирание углекислого газа. Доказательство наличия этого газа в сосуде.**

Углекислый газ, или оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  — бесцветный газ, «испыль» на вкус и запах, тяжелее воздуха, растворимый в воде. Он не поддерживает горения и дыхания. Образуется при брожении, дыхании, сжигании органических веществ. В лаборатории его получают действием соляной кислоты на мрамор. Для получения углекислого газа используют универсальный прибор для получения газов (рис. 10), состоящий из пробирки и воронки с надетыми на нее резиновыми кольцами. На кольца помещают кусочки мрамора, а в воронку наливают 5%-ный раствор соляной кислоты. Происходит реакция

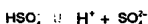
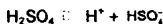


Выделяющийся газ собирают методом вытеснения воздуха в сосуд, расположенный вниз

Серная кислота состоит из молекул, в которых атом серы связан с четырьмя атомами кислорода:

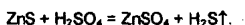
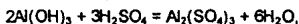
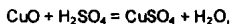


В разбавленных водных растворах молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$  полностью диссоциированы — ведь серная кислота является сильным электролитом:



Она образует два ряда солей — сульфаты ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) и гидросульфаты ( $\text{NaHSO}_4$ ). Гидросульфаты и большинство сульфатов хорошо растворимы в воде. Исключение составляют сульфаты некоторых двухвалентных металлов — кальция, бария, свинца.

Серная кислота обладает всеми свойствами минеральных кислот — она изменяет окраску индикаторов, реагирует с основными оксидами, основаниями и солями более слабых кислот:



дном. Для этого конец выходной трубки опускают на дно сосуда.

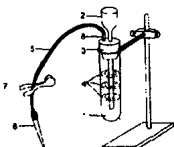


Рис. 10. Прибор для получения газов (1 — пробирка, 2 — воронка, 3 — пробка, 4 — резиновые кольца, которые удерживают твердый реагент, 5 — резиновая трубка, 6 — выходная трубка, 7 — зажим, 8 — трубка для отвода газа)

Для доказательства наличия углекислого газа в сосуд опускают горящую лучинку. Лучинка тухнет.

Вопрос 2. Опыт. Распознавание среди трех предложенных веществ кислоты и щелочи.

Для распознавания кислот и щелочей удобно использовать кислотно-основные индикаторы. Щелочи дают щелочную среду, кислоты — кислотную. Окраска индикаторов в различных средах приведена в таблице. Для проведения определения необходимо капнуть в каждый раствор несколько капель индикатора и сравнить наблюдаемую окраску с приведенной в таблице. Сделать вывод о присутствии в растворе кислоты или щелочи.

Таблица

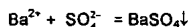
Окраска индикаторов в различных средах

Индикатор	Реакция среды		
	кислая	нейтральная	щелочная
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Метиловый красный	красный	оранжевый	желтый
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый

В разбавленных растворах серной кислоты молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$  отсутствуют, поэтому, например, 20%-ная серная кислота практически не проявляет окислительных свойств.

Концентрированная серная кислота жадно поглощает воду и поэтому в лабораториях используется как осушитель. Такая кислота способна отнимать воду и от некоторых органических веществ, вызывая их обугливание. Серная кислота вызывает сильные ожоги. При попадании на кожу ее надо смыть сильной струей воды, а затем промыть раствором питьевой соды.

Как определить, содержится ли в растворе серная кислота или ее соль? Для этого используют растворы солей бария. Ионы бария образуют с сульфат-ионами белый кристаллический осадок сульфата бария, который легко оседает на дно:



Чтобы отличить осадок сульфата бария от других солей бария, нерастворимых в воде (карбоната, сульфита), в раствор добавляют азотную или соляную кислоты. В кислой среде из солей бария выпадает лишь сульфат. Данная реакция является качественной на серную кислоту и ее соли.

Химические свойства серной кислоты при подготовке к ответу можно представить в виде таблицы:

**Вопрос 1.** Натрий: положение этого элемента в периодической системе, строение его атома, физические свойства. Химические свойства натрия: взаимодействие с неметаллами, водой.

Элемент натрий расположен в третьем периоде и главной подгруппе первой группы. Он принадлежит к семейству щелочных металлов. В атомах щелочных металлов на внешнем уровне находится по одному валентному электрону. Отдавая этот электрон, атом окисляется. При этом он повышает степень окисления до +1 и приобретает электронную конфигурацию инертного газа



Щелочные металлы легко отдают валентные электроны — они энергичные восстановители. Особенно легко они вступают в реакцию с типичными неметаллами — галогенами и кислородом, которые проявляют окислительные свойства. В химическом отношении это наиболее активные металлы: они сгорают в кислороде и хлоре, разлагают воду уже при комнатной температуре. Именно поэтому в

**Вопрос 1.** Круговорот химических элементов в природе (на примере углерода или азота). Роль живых существ в круговороте химических элементов

Все виды атомов, образующих земную кору, находятся в постоянном движении, переходя из одних химических соединений в другие. Такие переходы часто приобретают циклический характер. Их называют круговоротами. В качестве примера рассмотрим круговорот углерода в природе

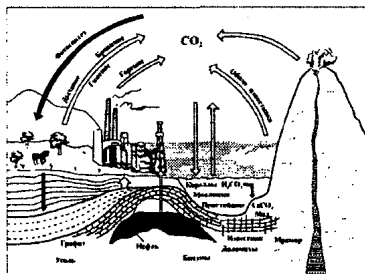
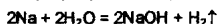


Рис. 11. Круговорот углерода в природе

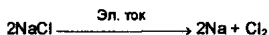
Содержащийся в атмосфере углекислый газ поглощается растениями в результате фотосин-

Обратите внимание, что при сгорании натрия на воздухе или в кислороде образуется пероксид, а не оксид. В пероксиде натрия степень окисления кислорода равна -1. При действии на воду натрий легко выделяет водород, превращаясь в гидроксид:



Взаимодействие натрия с кислотами также протекает очень энергично, поэтому такие реакции обычно не осуществляют.

В промышленности натрий получают электролизом расплавленного хлорида или гидроксида натрия. При электролизе хлорида на катоде выделяется натрий, а на аноде — хлор:



**Вопрос 2.** Осуществление превращения: соль → нерастворимое основание → оксид металла

Обычно в качестве примера используют соединения меди. Исходным веществом служит раствор какой-либо соли меди, например, сульфата  $\text{CuSO}_4$  или хлорида  $\text{CuCl}_2$ . Эти растворы окрашены в голубой цвет, вызванный гидратированными ионами меди. При действии на раствор соли меди раствора щелочи, например, гидроксида натрия, выпадает синий осадок гидроксида меди(II):

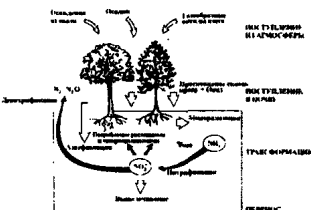


Рис. 12. Круговорот азота в природе

**Вопрос 2.** Задача. Вычисление объема газа, вступившего в реакцию, если известна масса одного из продуктов реакции.

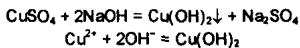
Для ответа на вопрос задачи нужно рассчитать количество вещества конечного соединения, разделив его массу (данную в условии) на молярную массу (численно равна относительной молекулярной массе)

$$\nu = \frac{m}{M}, \text{ затем по уравнению реакции определить}$$

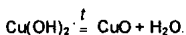
количество вещества реагента и рассчитать его объем, умножив количество вещества на молярный объем идеального газа при нормальных условиях ( $V_M$  равен 22,4 л):

$$V = \nu V_M = 22,4?$$

В качестве примера рассмотрим задачу. Найти объем водорода, использованного на восстановление 12,8 г меди из оксида  $\text{Cu}_2\text{O}$ .



При проведении этой реакции обратите внимание, что при прибавлении щелочи сначала образуется голубой осадок (основная соль), который становится синим (образует гидроксид) лишь при добавлении дополнительного количества щелочи. Но не надо лить и большой избыток щелочи. При высокой концентрации гидроксид-ионов осадок может раствориться. Далее полученный синий осадок нагревают. При этом он быстро чернеет, разлагаясь до оксида меди(II):

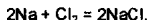


Данная реакция называется дегидратацией.

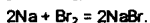
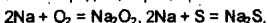
природе натрий распространен исключительно в виде соединений, главным образом солей. В земной коре он входит в состав алюмосиликатов — полевых шпатов, слюд, каолина, из которых при выветривании переходит в растворимые соли и уносится потоками воды в моря. Морская вода обычно содержит несколько процентов хлорида NaCl и сульфата  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  натрия. В организме человека в среднем содержится 100 г натрия в виде солей, растворенных в крови и других физиологических жидкостях.

Натрий — мягкий и пластичный металл. На свежем разрезе он серебристо-белого цвета с металлическим блеском. На влажном воздухе поверхность металла быстро тускнеет из-за образования гидроксида NaOH и карбоната  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Натрий имеет низкую температуру плавления ( $98^\circ\text{C}$ ) — закипающий в ампулу металл плавится в сосуде с кипящей водой.

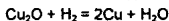
Подобно другим щелочным металлам натрий обладает высокой химической активностью. Реакция с хлором начинается очень бурно, но скоро замедляется, потому что металл покрывается слоем соли, которая предохраняет его от дальнейшего окисления.



Так же энергично протекает взаимодействие натрия с кислородом, серой, бромом:



Для решения задачи запишем уравнение реакции.



Проверим правильность расстановки коэффициентов. Затем рассчитаем количество вещества меди, разделив данную в условии массу на молярную массу (численно равна относительной атомной массе меди):

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{12,8}{64} = 0,2 \text{ моль}$$

Из коэффициентов в уравнении реакции следует, что для получения двух моль меди требуется затратить 1 моль водорода, следовательно, для получения 0,2 моль меди потребуются 0,1 моль водорода:

$$\nu(\text{H}_2) = 0,1 \text{ моль}$$

Рассчитаем объем водорода, умножив число моль водорода на молярный объем газа:

$$V(\text{H}_2) = \nu \cdot V_M = 0,1 \cdot 22,4 = 2,24 \text{ л}$$

Ответ: объем водорода равен 2,24 л (при н. у.).

теза, превращаясь в глюкозу и другие органические вещества. Атомы углерода в составе органических веществ последовательно переходят из одного живого организма в другой, от растений к животным, употребляющим их в пищу и т.д., пока не попадают в землю в форме органических остатков. Под действием микроорганизмов они разлагаются, а углерод в форме углекислого газа возвращается в атмосферу. Процессы дыхания и горения, например, сжигание нефтепродуктов и каменного угля, образовавшихся при разложении древних растений, также обогащают атмосферу углекислым газом. Помимо рассмотренного цикла превращений углерода, иногда называемого биохимическим, в природе действует еще один цикл — минеральный. Углекислый газ, содержащийся в атмосфере, участвует в процессах выветривания горных пород, превращаясь при этом в карбонаты кальция — гидрокарбонат  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , а из него — и в средний карбонат  $\text{CaCO}_3$ . В результате вулканической деятельности карбонатные породы разлагаются, а образующийся при этом углекислый газ возвращается в атмосферу.

В природе процессы образования и расщедования углекислого газа строго сбалансированы — ежегодно его поступает в атмосферу примерно такое количество, которое и расходуется за то же время. Развитие промышленности и уничтожение лесов в будущем может привести к нарушению этого равновесия, что повлечет за собой возрастание концентрации углекислого газа в атмосфере.

Круговорот азота в природе иллюстрирует рисунок.

**Вопрос 1. Аммиак: состав молекулы, химическая связь в молекуле. Физические и химические свойства аммиака.**

Аммиак  $\text{NH}_3$  — бесцветный газ с характерным резким запахом, легче воздуха. При незначительном повышении давления или при охлаждении до  $-33^\circ\text{C}$  аммиак сжижается, превращаясь в бесцветную подвижную жидкость.

Аммиак прекрасно растворим в воде: при комнатной температуре в 1 объеме воды растворяется примерно 700 объемов аммиака, а при  $0^\circ\text{C}$  — уже 1200 объемов. Водный раствор аммиака в быту называют нашатырным спиртом. Концентрированный раствор аммиака, используемый в лаборатории, имеет концентрацию 25%.

У атома азота в аммиаке имеется три неспаренных электрона, задействованные в образовании трех ковалентных связей, и одна свободная электронная пара:



В атоме аммиака азот трехвалентен, но при определенных условиях его валентность может возрасти до четырех благодаря образованию четвертой связи по донорно-акцепторному механизму. При взаимодействии аммиака с хлороводородом образуются бесцветные кристаллы соли — хлорид аммония:



**Вопрос 1. Источники химического загрязнения воздуха. Пагубные последствия химического загрязнения воздуха. Меры предупреждения химического загрязнения воздуха.**

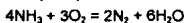
Воздух представляет собой газовую смесь, состоящую из азота (78%, об), кислорода (21%, об), а также аргона и других инертных газов, углекислого газа, частиц пыли (суммарно 1%, об). Под загрязнением воздуха понимают изменение его состава при поступлении примесей естественного или техногенного происхождения. Вещества-загрязнители бывают трех видов: газы, пыль и аэрозоли. К последним относятся дым — мелкие твердые частицы, выбрасываемые в атмосферу и находящиеся в ней длительное время во взвешенном состоянии.

Важнейшие загрязнители атмосферы — это углекислый газ, угарный газ, оксиды серы(IV) и азота(V), а также содержащиеся в нитратных количествах фторгидрокарбониды углеводородов (фреоны), метан и озон.

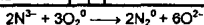
Основной вклад в высокий уровень загрязнения воздуха вносит предприятия черной и цветной металлургии, химии и нефтехимии, энергетики, целлюлозно-бумажной промышленности, а в некоторых районах и котельные. Теплоэлектростанции вместе с дымом выбрасывают в воздух сернистый и углекислый газ, а металлургические предприятия, особенно цветной металлургии, — оксиды азота, сероводород, хлор, фторводород, аммиак, соединения фосфора, пары и соединения ртути и мышьяка. Так, в отходящих газах алюминийных комбинатов содержится много угарного газа и есть примеси смолистых веществ, вызывающих равное загрязнение. Много пыли попадает в атмосферу vicinity химических и цементных заводов. Вредные газы попадают в воздух в результате сжигания топлива для нужд промышленности, отопления жилищ, работы транспорта, сжигания и переработки бытовых и промышленных отходов.

Атмосферные загрязнители разделяют на первичные, поступающие непосредственно в атмосферу, и вторичные, являющиеся результатом превращения последних. Так, поступающий в атмосферу сернистый газ окисляется до серного ангидрида, который взаимодействует с парами воды

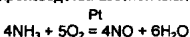
Атом азота в аммиаке находится в низкой степени окисления, то есть аммиак является восстановителем. В кислороде аммиак горит. Продуктами реакции являются азот и вода:



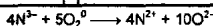
$\text{O}_2 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$  | 4 | 6 | 3 восстановление,  $\text{O}^{2-}$  — окислитель  
 $2\text{N}^3 - 6e^- \rightarrow \text{N}_2^0$  | 6 | 4 | 2 окисление,  $\text{N}^3$  — восстановитель



Использование катализатора позволяет направить процесс по другому, экономически более выгодному пути — превращая его в оксид азота(II), используемый для производства азотной кислоты.



$\text{O}_2 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$  | 4 | 5 восстановление,  $\text{O}_2^0$  — окислитель  
 $\text{N}^3 - 5e^- \rightarrow \text{N}^2$  | 5 | 4 окисление,  $\text{N}^3$  — восстановитель



В химических лабораториях часто используют аммиак в баллонах, которые заправляют на химических заводах. В лабораториях аммиак получают из солей аммония, действуя на них щелочами. Даже при слабом растяжении смеси хлорида аммония с гидроксидом кальция появляется характерный резкий запах аммиака.



Современная промышленность потребляет значительные количества аммиака — более сотни миллионов тонн в год. В основе промышленного синтеза аммиака лежит взаимодействие простых веществ:

а) Оксид азота(IV). Основными источниками выброса являются предприятия, производящие азотные удобрения, азотную кислоту и нитраты, азелиновые красители, нитросоединения, высоконный шпект, целлюлозу. Количество оксидов азота, поступающих в атмосферу, составляет 20 млн. т. в год.

б) Соединения фтора. Источники загрязнения являются предприятия по производству алюминия, эмалей, стекла, керамики, стали, фосфорные удобрения. Фторосодержащие вещества поступают в атмосферу в виде газообразных соединений — фтороводорода  $\text{HF}$  или пыли фторида натрия и кальция. Соединения фтора ядовиты.

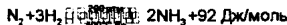
ж) Соединения хлора. Поступают в атмосферу от химических предприятий, производящих соляную кислоту, хлоросодержащие пестициды, органические красители, гидрированный спирт, хлорную известь, соду. Хлор  $\text{Cl}_2$ , хлороводород  $\text{HCl}$ , кислородные и соединения хлора токсичны (ядовиты).

Объем выбросов загрязняющих веществ в атмосферу на территории России составляет около 22–25 млн. т. в год. Большую долю в загрязнении атмосферы составляет выброс вредных веществ от автомобилей. В среднем один автомобиль выбрасывает в атмосферу (кг/год): угарного газа — 700, диоксида азота — 40, оксидов серы углеводородов — 220 и твердых веществ — 2–5. Кроме того, выбрасывается много соединений свинца из-за применения в большинстве своем этилированного бензина.

Для борьбы с автомобильными выбросами принимают целый ряд мер. Вводятся строгие нормы, регулирующие качество бензина и не допускающие содержание в нем соединений свинца бензола и других вредных добавок. На выхлопные трубы автомобилей устанавливают нейтрализаторы, которые окисляют вредные газы перед их выбросом в атмосферу.

На промышленных предприятиях вводят различные системы газоочистки, способные эффективно улавливать вредные примеси и нейтрализовать их. Абсорбционный способ очистки газов основан на химических реакциях между газом, например, оксидом серы(IV), и поглощающей суспензией (щелочной раствор, известь). При этом газообразные вредные примеси осаждаются на поверхность твердого пористого тела (адсорбента). Они могут быть извлечены с помощью дesorption при нагревании водным паром. Способ окисления горючих углеводородных вредных веществ в воздухе заключается в сжигании в пламени и образовании  $\text{CO}_2$  и воды, способ термического окисления — в подогрете и поджиге в огневую горелку.

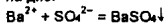




Основа количество производимого аммиака (примерно 80%) перерабатывается в оксид азота(II) и далее в азотную кислоту.

**Вопрос 2. Распознавание раствора соли серной кислоты среди трех предложенных растворов солей.**

Вам выданы три раствора. Чтобы доказать присутствие в одном из них серной кислоты, необходимо доказать одновременное присутствие в нем ионов водорода и сульфат-ионов. Сначала проверим, в каких растворах присутствуют ионы водорода. Для этого из каждого раствора отберем пробу (то есть отольем часть каждого выданного вам раствора в отдельную пробирку). К каждой пробе добавим индикатор, например, лакмус. В тех пробирках, где лакмус приобретает красный цвет, находится кислота. Допустим, лакмус стал красным в первой и третьей пробирках. Значит в них — кислоты. Проверим, какая из этих двух кислот является серной. Для этого в каждую из двух пробирок прильем раствор хлорида бария. Ионы бария образуют с сульфат-ионами белый кристаллический осадок сульфата бария, который легко оседает на дно:



Данная реакция является качественной на серную кислоту и ее соли. Выпадение осадка, например, в третьей пробирке, свидетельствует о наличии сульфат-ионов. Наличие ионов водорода мы уже доказали. Значит, серная кислота содержится в третьей пробирке.

В этой реакции аммиак является донором, а ион водорода — акцептором. Образование четвертой связи N-H приводит к возникновению частицы  $\text{NH}_4^+$ , называемой ионом аммония.

Ион аммония, подобно катионам металлов, образует соли. Так, при взаимодействии аммиака с серной кислотой образуется сульфат аммония.

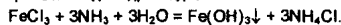


Познакомимся со свойствами водного раствора аммиака. Добавим к нему несколько капель фенолфталеина. Раствор приобретает малиновую окраску, что свидетельствует о присутствии в нем щелочи, точнее, ионов гидроксидов. Откуда они появились в растворе? Причина все та же — донорные свойства аммиака. Аммиак настолько сильный донор, что способен отрывать ионы водорода от некоторых молекул воды, превращая их в гидроксид-ионы:



Эта реакция является обратимой, то есть не протекает до конца, и в водном растворе аммиака гораздо больше непрореагировавших молекул  $\text{NH}_3$ , чем ионов аммония и гидроксид-ионов. Иными словами аммиак является слабой щелочью.

Многие частицы, имеющие неподеленную электронную пару, попадая в воду, разрывают связь O-H, превращая молекулы воды в ион гидроксидов, то есть выступают в качестве оснований. Поэтому водный раствор аммиака можно использовать в качестве щелочи для осаждения нерастворимых в воде гидроксидов:



Для очистки газов методом катализа с использованием реакций восстановления и разложения применяют восстановители (водород, аммиак, углеводороды, монооксид углерода). Нейтрализация оксидов азота достигается применением метана с последующим использованием оксида алюминия для нейтрализации на втором этапе образующегося угарного газа. Пилеуловители представляют собой аппараты, действующие по принципу центробежной силы (циклоны) или при помощи электризации частичек пыли (электрофильтры). Особое внимание уделяется очистке сточных вод. Промышленные предприятия выводят из центра городов, размещают их вдали от жилья.

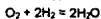
**Вопрос 2. Задача. Вычисление объема газа, необходимого для реакции с определенным количеством вещества другого газа**

Объемы вступающих в реакцию газов относятся между собой как простые целые числа, соответствующие коэффициентам в уравнении реакции. Для ответа на вопрос задачи нужно по уравнению реакции рассчитать количество вещества искомого газа, затем по уравнению реакции определить его объем, умножив количество вещества на молярный объем идеального газа при нормальных условиях ( $V_M$  равен 22,4 л).

$$V = \nu V_M = 22,47$$

В качестве примера рассмотрим задачу. Найти объем водорода, способного вступить в реакцию с кислородом количеством вещества 4 моль.

Для решения задачи запишем уравнение реакции:



Из коэффициентов в уравнении реакции следует, что 1 моль кислорода вступает в реакцию с 2 моль водорода, следовательно, 4 моль кислорода прореагирует с 8 моль водорода:

$$\nu(\text{H}_2) = 8 \text{ моль}$$

Рассчитаем объем водорода, умножив число моль водорода на молярный объем газа:

$$V(\text{H}_2) = \nu V_M = 8 \cdot 22,4 = 179,2 \text{ л}$$

Ответ объем водорода равен 179,2 л (при  $n.y.$ )

и образует капельки серной кислоты. При взаимодействии серного ангидрида с аммиаком образуются кристаллы сульфата аммония. Подобным образом, в результате химических, фотохимических, физико-химических реакций между загрязняющими веществами и компонентами атмосферы образуются другие вторичные загрязнители. Основным источником пылевого загрязнения на планете являются тепловые электростанции, металлургические и химические предприятия, котельные установки, потребляющие более 170% ежегодно добываемого твердого и жидкого топлива.

Перечислим важнейшие вредные примеси:

а) Угарный газ (оксид углерода(II)). Он образуется при неполном сгорании органических веществ, например, при сжигании твердых отходов, с выхлопными газами и выбросами промышленных предприятий. Ежегодно в атмосферу поступает не менее 250 млн. т. этого газа. Оксид углерода является соединением, активно реагирующим с составными частями атмосферы и способствует повышению температуры на планете и созданию парникового эффекта.

б) Сернистый газ (оксид серы(IV)). Выделяется в процессе сгорания серосодержащего топлива или переработки сернистых руд (до 70 млн. т. в год). Часть соединений серы выделяется при сгорании органических остатков в горючих отходах. Только в США общее количество выброшенного в атмосферу сернистого ангидрида составило 85 процентов от общепланетного выброса.

в) Серный ангидрид (оксид серы(VI)  $\text{SO}_2$ ). Образуется при окислении сернистого газа. Пирометаллургические предприятия (цветной и черной металлургии, а также ТЭС ежегодно выбрасывают в атмосферу десятки миллионов тонн серного ангидрида. Конечным продуктом реакции является аэрозоль или раствор серной кислоты в дождевой воде, который под кислотный ливень, обостряет заболевания дыхательных путей человека. Выпадение аэрозоля серной кислоты на дымовых факелах химических предприятий отмечается при некой облачности и высокой влажности воздуха. Такой дождь имеет очень низкую кислотность, поэтому его называют «кислотным дождем».

г) Сероводород  $\text{H}_2\text{S}$  и сероуглерод  $\text{CS}_2$ . Поступают в атмосферу раздельно или вместе с другими соединениями серы. Основными источниками выброса являются предприятия по изготовлению искусственного волокна, сахара, коксохимические, нефтеперерабатывающие, а также нефтепродукты. В атмосфере при взаимодействии с другими загрязнителями подвергается медленному окислению до серного ангидрида.