

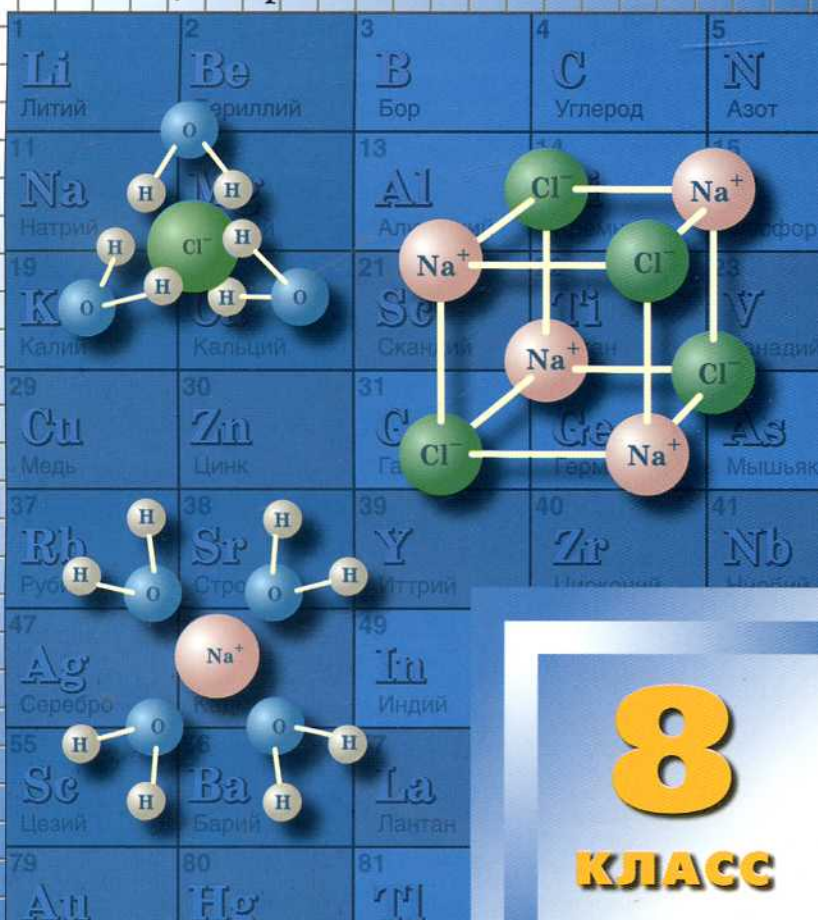
В ПОМОЩЬ ШКОЛЬНОМУ УЧИТЕЛЮ

Н.П. ТРОЕГУБОВА

ПОУРОЧНЫЕ РАЗРАБОТКИ

ПО ХИМИИ

Универсальное издание



8

КЛАСС

В ПОМОЩЬ ШКОЛЬНОМУ УЧИТЕЛЮ

Н. П. ТРОЕГУБОВА

**ПОУРОЧНЫЕ РАЗРАБОТКИ
ПО ХИМИИ**

8 класс

УДК 372.854
ББК 74.262.4
Т70

Автор

Н.П. Троегубова — учитель химии МОУ СОШ г. Глазова
Удмуртской Республики, Соросовский учитель,
заслуженный учитель Удмуртской Республики,
отличник народного просвещения Российской Федерации.

Троегубова Н.П.

Т70 Поурочные разработки по химии. 8 класс. — М.: ВАКО,
2014. — 400 с. — (В помощь школьному учителю).

ISBN 978-5-408-01674-7

Пособие содержит сценарии уроков, включающие все темы базового курса химии для 8 класса, также дано тематическое планирование по используемым педагогами учебным программам. Учитель найдет здесь подробные, методически обоснованные планы уроков (как традиционных, так и нетрадиционных), множество контрольных, тестовых, самостоятельных работ и методику проведения лабораторных опытов. Варианты уроков, предложенные в игровой форме, помогут ученикам глубже понять материал.

Издание будет полезно как начинающим педагогам, так и преподавателям со стажем.

УДК 372.854
ББК 74.262.4

Пояснительная записка

Основное содержание курса химии 8 класса составляют сведения о химическом элементе и формах его существования — атомах, изотопах, ионах, простых веществах и важнейших соединениях элемента (оксиды и другие бинарные соединения, кислоты, основания и соли), о строении вещества (типология химических связей и вид кристаллических решеток), некоторых закономерностях протекания реакций и их классификации.

Данное издание содержит поурочные разработки по курсу О.С. Gabrielyana и тематические планы по программам О.С. Gabrielyana; Г.Е. Рудзитиса, Ф.Г. Фельдмана; И.И. Новошинского, Н.С. Новошинской; Н.Е. Кузнецовой; Е.Е. Минченкова.

В качестве дополнительного материала к урокам рекомендуем использовать издание: Контрольно-измерительные материалы. Химия. 8 класс / Сост. Н.П. Троегубова. М.: ВАКО, 2013*.

Требования к уровню подготовки учащихся

В результате изучения химии в 8 классе *учащиеся должны знать/понимать:*

- химическую символику: знаки химических элементов, формулы химических веществ и уравнения химических реакций;
- важнейшие химические понятия: химический элемент, атом, молекула, относительная атомная и молекулярная массы, ион, химическая связь, вещество, классификация веществ, моль, молярная масса, молярный объем, химическая реакция, классификация реакций, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление;

* Далее — КИМы.

- основные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава вещества, периодический закон Д.И. Менделеева.

Учащиеся должны иметь первоначальные представления об органических веществах:

- углеводородах (метан, этан, этилен);
- кислородсодержащих органических соединениях (спирты — метанол, этанол, глицерин);
- карбоновых кислотах (уксусная кислота, стеариновая кислота);
- биологически важных веществах (жиры, углеводы, белки);
- полимерах (полиэтилен).

Учащиеся должны уметь:

- называть химические элементы, соединения изученных классов;
- объяснять физический смысл атомного (порядкового) номера химического элемента, номеров группы и периода, к которым принадлежит элемент в Периодической системе химических элементов (ПСХЭ) Д.И. Менделеева, закономерности изменения свойств элементов в пределах малых периодов и главных подгрупп, сущность реакций ионного обмена;
- характеризовать химические элементы (от водорода до кальция) на основе их положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева и особенности строения их атомов, связь между составом, строением и свойствами веществ, химические свойства основных классов неорганических веществ;
- определять состав веществ по их формулам, принадлежность веществ к определенному классу соединений, типы химических реакций, валентность и степень окисления элемента в соединениях, тип химической связи в соединениях, возможность протекания реакций ионного обмена;
- составлять формулы неорганических соединений изученных классов, схемы строения атомов 20 элементов ПСХЭ Д.И. Менделеева, уравнения химических реакций;
- обращаться с химической посудой и лабораторным оборудованием;
- распознавать опытным путем растворы кислот и щелочей, хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы;
- вычислять массовую долю химического элемента по формуле соединения, массовую долю вещества в растворе, количество вещества, объем и массу по количеству вещества, объему или массе реагентов или продуктов реакции.

Учащиеся должны использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для:

- безопасного обращения с веществами и материалами;
- экологически грамотного поведения в окружающей среде;
- оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека;
- критической оценки информации о веществах, используемых в быту;
- приготовления раствора заданной концентрации.

Тематическое планирование

№ уро-ка	Тема урока
Введение (6 ч)	
1	Предмет химии. Вещества. Вводный инструктаж по охране труда и технике безопасности на уроках химии и в лаборатории
2	Превращения веществ. Роль химии в жизни человека
3	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Знаки химических элементов
4	Химические формулы. Относительная атомная и молекулярная массы
5	Вычисления по химической формуле
6	<i>Проверочная работа № 1.</i> Химическая формула. Вычисления по химической формуле
Тема I. Атомы химических элементов (10 ч)	
7	Основные сведения о строении атомов
8	Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы
9	Строение электронных оболочек атомов
10	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атома
11	Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов. Ионная связь
12	Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой. Ковалентная неполярная связь
13	Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой. Ковалентная полярная связь
14	Металлическая химическая связь
15	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме I
16	<i>Контрольная работа № 1.</i> Атомы химических элементов

№ уро-ка	Тема урока
Тема II. Простые вещества (5 ч)	
17	Простые вещества – металлы
18	Простые вещества – неметаллы
19	Количество вещества. Молярная масса
20	Молярный объем газов
21	<i>Проверочная работа № 2. Простые вещества</i>
Тема III. Соединения химических элементов (12 ч)	
22	Степень окисления
23	Важнейшие классы бинарных соединений – оксиды и летучие водородные соединения
24	Основания
25	Кислоты
26	Соли
27	Кристаллические решетки
28	Физические явления в химии. Чистые вещества и смеси. Способы разделения смесей
29	<i>Практическая работа № 1. Анализ почвы и воды</i>
30	Массовая и объемная доли компонентов смеси (раствора)
31	<i>Практическая работа № 2. Приготовление раствора сахара и расчет его массовой доли в растворе</i>
32	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме III
33	<i>Контрольная работа № 2. Соединения химических элементов</i>
Тема IV. Изменения, происходящие с веществами (15 ч)	
34, 35	<i>Практическая работа № 3. Приемы обращения с лабораторным оборудованием. Нагревание вещества в открытом пламени</i>
36	Химические явления, или химические реакции
37	<i>Практическая работа № 4. Наблюдение за горящей свечой</i>
38	<i>Практическая работа № 5. Признаки химических реакций и условия их протекания</i>
39	Химические уравнения. Закон сохранения массы веществ
40	Расчеты по химическим уравнениям
41	Решение расчетных задач по уравнениям химических реакций с использованием понятий <i>примеси, массовая доля растворенного вещества</i>
42	Реакции разложения
43	Реакции соединения

№ уро-ка	Тема урока
44	Реакции замещения
45	Реакции обмена
46	Типы химических реакций на примере свойств воды
47	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме IV
48	<i>Контрольная работа № 3.</i> Изменения, происходящие с веществами
Тема V. Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции (19 ч)	
49	Растворение. Растворимость веществ в воде
50	Электролитическая диссоциация
51	Основные положения теории электролитической диссоциации
52, 53	Ионные уравнения
54	<i>Практическая работа № 6.</i> Ионные реакции. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца
55	Кислоты, их классификация и свойства
56	Основания, их классификация и свойства
57	Оксиды, их классификация и свойства
58	Соли, их классификация и свойства
59	Генетическая связь между классами веществ
60	<i>Практическая работа № 7.</i> Свойства кислот, оснований, оксидов и солей
61	Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)
62	Обобщение и систематизация знаний по теме «Окислительно-восстановительные реакции»
63	Свойства веществ изученных классов в свете теории ОВР
64	<i>Практическая работа № 8.</i> Решение экспериментальных задач
65, 66	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме V. Решение расчетных задач по формулам и уравнениям реакций
67	<i>Контрольная работа № 4.</i> Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и ОВР
68	Резервный урок

Итого: 68 часов (один из них резервный), в неделю – 2; контрольных работ – 4, проверочных работ – 2, практических работ – 8.

ВВЕДЕНИЕ

Урок 1. Предмет химии. Вещества.

Вводный инструктаж по охране труда и технике безопасности на уроках химии и в лаборатории

Цели: познакомить с основными правилами ТБ и ОТ при работе в химической лаборатории; сформировать знания о химическом элементе и формах его существования — свободных атомах, молекулах простых и молекулах сложных веществ; выявить значение веществ в природе и жизни человека; научить различать понятия *тело* и *вещество*, *простое вещество* и *химический элемент*, описывать свойства веществ и подтверждать их экспериментально.

Основные понятия: наука химия, вещество, химический элемент, атом, молекула, простое вещество, сложное вещество.

Оборудование: справочные таблицы; тетради, прошитые шнуром; инструкция по ТБ и ОТ; шаростержневые модели молекул водорода, кислорода, хлора, воды, углекислого газа; ареометр, пробирки, спиртовка; изделия из стекла, железа, керамики; вода, сахароза, уксусная кислота, алюминий.

Ход урока

I. Организационный момент

На первом уроке учитель проводит инструктаж по технике безопасности (ТБ) и охране труда (ОТ) на уроках химии и в лаборатории. Объясняет основные правила поведения при проведении лабораторных и практических работ и правила работы с тетрадью «Инструктаж по ТБ и ОТ». Учитель обращает внимание учащихся на инструкцию по ТБ и ОТ в учебнике (с. 174—175).

В дальнейшем перед каждым уроком учитель будет записывать на доске правила по ТБ и ОТ или выдаст их учащимся в распечатанном виде. К первому уроку для каждого рабочего стола должна быть подготовлена прошитая шнуром тетрадь «Правила по ТБ и ОТ», страницы в ней пронумерованы, в конце обязательно стоит подпись директора школы и печать.

Следует помнить! До начала урока учащиеся проверяют наличие реактивов в наборе и делают отметку в графе «Сохранность реактивов, оборудования и рабочего стола». Об отсутствии одного или нескольких реактивов следует немедленно сообщить лаборанту и учителю (на уроке на это не будет времени). Тетрадь хранится в лаборатории, когда она заканчивается, заводится новая, а предыдущая определенное время хранится в лаборатории. Заполняется она следующим образом.

**Правила по ТБ и ОТ при выполнении
лабораторной и практической работы**

Дата	Ф.И.О. учителя, проводящего инструктаж по ТБ и ОТ	Класс	Фамилия, имя учащегося	Содержание инструктажа по ТБ и ОТ	Сохранность реактивов, оборудования и рабочего стола	Подпись
01.09.2012	Троегубова Н.П.	8 «А»	Наговицына Татьяна. Ярославцев Дмитрий	Вводный инструктаж по ТБ и ОТ	Все реактивы в наличии	

После заполнения таблицы учащиеся знакомятся с предисловием учебника (с. 3–4). Внимательно читают и записывают в тетрадь важнейшие методы познания при изучении химии и других естественных дисциплин: наблюдение, эксперимент, моделирование — и их определения.

Для работы с определениями и терминами учитель рекомендует учащимся завести отдельную тетрадь «Химический словарь». Все определения необходимо записывать при подготовке домашнего задания.

Для успешной работы с учебником учитель знакомит учеников со встречающимися в нем условными обозначениями.

II. Изучение нового материала

План

1. Наука химия и предмет ее изучения.
2. Химический элемент.

3. Формы существования химического элемента — свободные атомы, молекулы простых и молекулы сложных веществ. Химические соединения.
4. Свойства веществ, описание свойств веществ.
5. Значение веществ в природе и жизни человека.

(В ходе объяснения нового учебного материала учитель рекомендует учащимся постоянно работать с текстом учебника (с. 5–10).)

- Как вы думаете, почему химию мы начинаем изучать в 8 классе?
- Какие предметы мы начали изучать в 5–6 классах?
- Что является предметом изучения биологии? (*Растения и животные, то есть живые тела.*)
- Что является предметом изучения физики? (*Тела и все, что с ними происходит.*)
- Из чего состоят тела? Например, такие предметы, как стеклянный стакан, железный гвоздь, стеклянная палочка, фарфоровый стакан. (*Стеклянный стакан и стеклянная палочка состоят из стекла, железный гвоздь — из железа, фарфоровый стакан — из фарфора.*)

(Учитель показывает учащимся все названные предметы, а затем записывает на доске: *стекло, железо, фарфор.*)

- Все это можно назвать одним словом. Каким? (*Вещество.*)

А теперь дадим определение понятию «вещество».

Вещество — это то, из чего состоят физические тела.

- Приведите примеры тел, изготовленных из вещества стекло (рис. 1) и из вещества алюминий (рис. 5). (*Тела, изготовленные из стекла: колбы, пробирки, воронки, бутылъ. Тела, изготовленные из алюминия: кастрюля, ложка, вилка, ракета, самолет, электропровод, бенгальские огни.*)
- Изучали ли вы вещества на уроках биологии и физики? (*Нет.*)
- Таким образом, что является предметом изучения химии? (*Вещества.*)

Однако железный гвоздь со временем покрывается ржавчиной, а это уже другое вещество. Что же произошло с веществом железо? Вещество железо превратилось в новое вещество, которое обычно называют ржавчиной, научное название этого соединения — оксид железа (III). Итак, что же изучает химия? Химия — это наука о веществах, их свойствах и превращениях. Из курса физики нам известно, что многие вещества состоят из мельчайших частиц.

- Назовите эти частицы. (*Молекулы.*)

— Однако известны еще более мелкие частицы, из которых состоят молекулы. Назовите эти частицы. (*Атомы.*)

На данный момент известно уже более 114 разных видов атомов — химических элементов.

Дадим определение химическому элементу.

Химический элемент — это определенный вид атомов.

(Учитель предлагает учащимся ознакомиться с текстом на с. 6.)

Итак, тела состоят из веществ. Некоторые вещества состоят из отдельных изолированных атомов — это инертные или благородные газы неон, аргон, гелий, криптон. Атомы водорода в жестких условиях могут существовать изолированно, например на Солнце (на поверхности Солнца температура свыше 6000 °С). При обычных условиях атомы водорода соединяются по два в молекулу, образуя легкий газ, который также называют водородом. Атомы водорода могут соединяться с атомами других химических элементов, к примеру с атомами кислорода, образуя молекулы воды.

Химический элемент водород может существовать в виде следующих форм — свободных атомов водорода, молекул водорода, атомов водорода в молекуле воды. Таким образом, можно сделать вывод: *любой химический элемент может существовать в виде свободных атомов, молекул.*

Обратите внимание на рис. 2 на с. 6.

(Учитель предлагает рассмотреть шаростержневые модели молекул водорода, воды, азота, кислорода, углекислого газа, объясняя, что вещества бывают простыми и сложными.)

— Какие из предложенных моделей передают состав молекул простых веществ, а какие — к моделям молекул сложных веществ? (*Ответ.* К простым веществам относятся молекулы водорода, азота и кислорода, так как они образованы атомами одного химического элемента. К сложным веществам относятся молекулы воды и углекислого газа, так как они образованы атомами разных химических элементов.)

Итак, любой химический элемент может существовать в виде свободных атомов, молекул простых веществ и молекул сложных веществ.

(Учитель записывает на доске: *химические элементы — молекула — вещество — тело.*)

— Приведите пример по данной схеме. (*Водород, кислород — молекула воды — фигура дельфина, изготовленная из льда.*)

Ни в коем случае не следует отождествлять понятие «химический элемент» с понятием «простое вещество». Химический элемент входит в состав вещества (простого или сложного) или просто существует как отдельный атом. Например, водород как химический элемент входит в состав молекулы воды — сложного вещества, а также в состав молекулы водорода — простого вещества.

Водород — это экологически чистое топливо, здесь идет речь о водороде как веществе. Все вещества отличаются друг от друга своими свойствами.

Свойства веществ — это признаки, по которым одни вещества отличаются от других.

Нам необходимо научиться описывать свойства вещества по определенному плану, который предлагается в учебнике на с. 8.

Составим характеристику сравнительных свойств сахарозы (сахара) и уксусной кислоты.

(Учитель проводит эксперимент, подтверждающий физические свойства сахарозы и уксусной кислоты, обращая внимание учащихся на правила ТБ и ОТ.

Сравниваются агрегатное состояние, цвет, запах веществ. Выясняется растворимость этих веществ в воде. При помощи ареометра определяется плотность вещества (жидкости), по химическому справочнику — температуры плавления и кипения, запах вещества. Дети зачитывают из учебника правило ТБ № 5 (с. 174). Затем рассматривают рис. 112 (с. 174—175). На основе жизненного опыта описывают вкус вещества. Учитель обращает внимание учащихся на правило ТБ № 3 (с. 174).

Ответы оформляются в виде таблицы.)

Свойства вещества	Сахароза (сахар)	Уксусная кислота
Агрегатное состояние	Твердое, кристаллическое	Жидкость
Цвет и блеск	Кристаллы бесцветные, имеют блеск	Бесцветное
Твердость и плотность (работа со справочными таблицами)	Кристаллы хрупкие, $< 5 \text{ г/см}^3$	$1,05 \text{ г/см}^3$ (при концентрации раствора 100%)
Пластичность, эластичность	Не обладает такими свойствами	Не обладает такими свойствами
Растворимость в воде	Хорошая	Хорошая
Температуры плавления и кипения	185°C , при более высокой температуре обугливается	$16,75^\circ\text{C}$, $118,1^\circ\text{C}$

Свойства вещества	Сахароза (сахар)	Уксусная кислота
Электропроводность	Не проводит ток	Проводит ток при сильном разбавлении водой
Запах	Не имеет	Резкий
Вкус (по личным наблюдениям)	Сладкое вещество	Кислое вещество

Для чего нам необходимо знать свойства веществ? Найдите ответ на этот вопрос в тексте учебника.

Зная свойства веществ, человек может использовать их с большей пользой для себя, например алюминий (с. 8).

(Учащиеся составляют характеристику свойств алюминия, работая самостоятельно с текстом учебника (с. 8–9), во время проверки дополняют некоторые сведения, используя химический справочник (в таблице отмечено курсивом).)

Свойства вещества	Алюминий – металл	Области применения
Агрегатное состояние	Твердый	Изготовление сплавов
Цвет и блеск	Серебристо-белый, металлический	
Твердость и плотность (работа со справочными таблицами)	Легкий металл, $2,7 \text{ г/см}^3$	Применение в самолето- и ракетостроении
Пластичность, эластичность	Пластичный	Изготовление алюминиевой фольги, проволоки
Растворимость в воде	Нерастворимый, антикоррозийный	Можно изготавливать конструкции для размещения в пресной и морской воде
Температуры плавления и кипения	Легкоплавкий металл, 660°C , 2500°C	
Электропроводность, теплопроводность	Электропроводный, теплопроводный	Изготовление электрических проводов для ЛЭП, емкостей, посуды
Запах	Не имеет	—
Вкус (по личным наблюдениям)	Не имеет	—

III. Закрепление изученного материала

(Дети устно или письменно выполняют задания № 5, 6, 8 из учебника (с. 10–11).)

Ответы

№ 5. Сходство: простое вещество и сложное вещество состоят из молекул, которые образованы химическими элементами. Из молекул простых и сложных веществ состоят вещества.

Различие: простое вещество образовано атомами одного химического элемента, сложное — образовано атомами разных химических элементов.

№ 6. Простые вещества: кислород, сера, гелий, озон.

Сложные вещества: этиловый спирт, метан, углекислый газ, угарный газ.

№ 8. Кислород как химический элемент: б и г.

Кислород как простое вещество: а и в.

IV. Подведение итогов урока

1. Предметом изучения химии являются вещества.
2. Химия — это наука о веществах, их свойствах и превращениях.
3. Вещества состоят из молекул, молекулы состоят из атомов.
4. Свободные атомы, молекулы простых и молекулы сложных веществ — формы существования химического элемента.
5. *Химический элемент* и *простое вещество* не одно и то же понятие.
6. Свойства веществ — признаки, по которым вещества отличаются друг от друга.

Домашнее задание

1. § 1, выполнить задания № 3, 4, 9, 10 (с. 10–11).
2. Составить сравнительную характеристику свойств поваренной соли и воды.
3. Подготовить небольшие сообщения на тему «Роль химии в жизни человека», используя учебник (с. 13–18) и научно-познавательную литературу.

Урок 2. Превращения веществ. Роль химии в жизни человека

Цели: составить представление о признаках химических явлений — химических реакций; научить отличать химические явления от физических по определенным признакам; рассказать о роли химии в жизни человека.

Основные понятия: физические явления, химические явления, химические реакции.

Оборудование: спиртовка, пробирки, прибор для получения газа; карбонат кальция, соляная кислота, сульфат меди (II),

гидроксид натрия, индикаторы, известковая вода, вода, медная проволока.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Свойства вещества	Поваренная соль	Вода
Агрегатное состояние	Твердое, кристаллическое	Может быть жидкой, твердой и газообразной
Цвет и блеск	Кристаллы бесцветные, имеют блеск	Бесцветное
Твердость и плотность (работа со справочными таблицами)	Кристаллы хрупкие, $2,165 \text{ г/см}^3$	Твердая (лед) $0,997 \text{ г/см}^3$, жидкость $1,00 \text{ г/см}^3$
Пластичность, эластичность	Не обладает такими свойствами	Не обладает такими свойствами
Растворимость в воде	Хорошая	Хороший растворитель
Температура плавления и кипения	801°C , 1465°C	0°C , 100°C
Электропроводность	Проводит ток	Очень слабый проводник тока
Запах	Не имеет	Не имеет
Вкус (по личным наблюдениям)	Соленое вещество	Дистиллированная вода не имеет, родниковая — имеет

Ответы (к упражнениям из учебника)

№ 3 (с. 10). Тела: монета, стакан, ваза, проволока.

Вещества: медь, стекло, керамика, алюминий.

№ 4 (с. 10).

а) К веществам: жидкий, пахучий, растворимый;

б) к телам: увесистый, вогнутый, длинный, круглый;

в) и к телам, и к веществам: легкий, тяжелый, твердый, мягкий, прозрачный.

№ 9 (с. 11). Водород как простое вещество: б, в.

Водород как химический элемент: а, г.

№ 10 (с. 11).

а) Стекло: пластичность, легкоплавкость — изготовление стекла, посуды.

б) Полиэтилен: водо- и воздухонепроницаемость, легкость, пластичность — изготовление пленки, посуды.

- в) Сахар: сладкий на вкус, хорошо растворимый в воде — пищевая промышленность.
- г) Железо: твердый металл, тугоплавкий, электро- и теплопроводен — сплавы, тяжелая промышленность.

2. Письменный опрос

Задание 1

1. Вещество серная кислота образовано химическими элементами — водородом, серой, кислородом. К каким веществам она относится? Дайте определение таким веществам.
2. Верно ли утверждение: в состав воды входят простые вещества водород и кислород?

Дайте обоснованный ответ.

Задание 2

1. Вещество хлор образовано атомами хлора. К каким веществам оно относится? Дайте определение таким веществам.
2. Верно ли утверждение: в состав жиров входят химические элементы водород, кислород, углерод? Дайте обоснованный ответ.

Ответы

Задание 1

1. Серная кислота — сложное вещество, так как водород, сера и кислород — это разные химические элементы. Вещества, которые образованы атомами разных химических элементов, называются сложными веществами.

2. Утверждение неверное. Вода — это сложное вещество. В состав молекулы воды входят атомы химических элементов водорода и кислорода.

Задание 2

1. Хлор — простое вещество, так как молекула образована атомами одного химического элемента. Вещества, которые образованы атомами одного химического элемента, называются простыми.

2. Утверждение верное. Жиры — это сложные вещества. В состав молекулы жира входят атомы химических элементов водорода, кислорода и углерода.

3. Самостоятельная работа по основным правилам ТБ и ОТ

В а р и а н т 1

1. Какие требования необходимо предъявлять к химической посуде?
2. Как нагреть вещество в пробирке?
3. Проводя лабораторные опыты по изучению свойств лимонной кислоты, учащийся попробовал ее на вкус. Правильно ли он поступил? Какие правила ТБ и ОТ он должен был соблюдать?

В а р и а н т 2

1. Как работать с жидкими веществами?
2. Как определить запах вещества?
3. Проводя лабораторные опыты по изучению свойств уксусной кислоты (жидкого вещества), учащийся нагрел пробирку с веществом. Какие правила ТБ и ОТ он должен был соблюдать?

Ответы

В а р и а н т 1

1. Производить опыты нужно только в чистой посуде. По окончании работы посуду необходимо вымыть. Слянки, в которых хранятся реактивы, плотно закрыть крышками. При открывании склянки пробку необходимо ставить на стол тем концом, который не входит в горлышко склянки.

2. Нагревая пробирку с веществом, надо держать ее так, чтобы открытый конец был направлен в сторону от себя и от соседей. Опыт производить над столом, угол между пробиркой и поверхностью стола должен быть примерно 45° .

3. Ученик нарушил правило ТБ и ОТ. В лаборатории не пробуют вещества на вкус, даже если с этими веществами мы встречаемся в быту. В быту это пищевой продукт, в лаборатории — химический реактив. Твердые вещества берут из емкости только сухой ложкой или сухой пробиркой, и насыпать их в пробирку нужно очень осторожно.

В а р и а н т 2

1. Жидкие вещества нужно наливать в пробирку осторожно, пробирку держать слегка под углом к горлышку склянки, последнюю каплю аккуратно снимать со стенки пробирки. Нельзя резко убирать склянку. Пробирку предварительно просмотреть и удостовериться, что дно целое и нет трещин.

2. Для определения запаха вещества необходимо ладонью сделать движение от отверстия склянки в сторону носа.

3. Учащийся должен соблюдать следующие правила. Жидкие вещества нужно наливать в пробирку осторожно, пробирку держать слегка под углом к горлышку склянки, последнюю каплю аккуратно снимать со стенки пробирки. Нельзя резко убирать склянку. Пробирку предварительно просмотреть и удостовериться, что дно целое и нет трещин. Нагревая пробирку с веществом, держать ее так, чтобы открытый конец был направлен в сторону от себя и от соседей. Опыт производить над столом, угол между пробиркой и поверхностью стола должен быть примерно 45° .

III. Изучение нового материала

План

1. Физические явления. Превращения веществ. Химические явления, или химические реакции.
2. Признаки химических реакций.
3. Роль химии в жизни человека.

— В курсе физики вы изучаете явления, происходящие с телами. Как такие явления называются? (*Физические явления.*)

В курсе химии мы будем изучать не только физические, но и химические явления.

(Учитель демонстрирует несколько опытов, по результатам которых учащиеся должны определить, какие явления относятся к физическим, а какие — к химическим.)

Опыт 1

В пробирку налить воду и нагреть ее до кипения. В момент кипения воды, появления пара подержать стеклянную пластинку над отверстием пробирки.

(Во время проведения эксперимента учитель напоминает правила ТБ и ОТ при работе с жидкостью и нагревании вещества в открытом пламени.)

— Что мы наблюдаем? (*Вода — жидкость — закипает и испаряется, образуется пар. На стеклянной пластинке происходит конденсация пара в жидкость.*)

Опыт 2

В пробирку поместить кусочек мрамора (мела) и прилить соляной кислоты.

— Что мы наблюдаем? (*При добавлении соляной кислоты к кусочку мрамора наблюдается бурное выделение газа.*)

(Учитель поясняет, что это выделяется углекислый газ — новое вещество.)

Опыт 3

Полученный углекислый газ в опыте 3 пропустить через известковую воду.

— Что мы наблюдаем? (*Помутнение известковой воды, выпадение осадка — карбоната кальция.*)

(Этот опыт известен учащимся из курса природоведения, биологии — так качественно определяется углекислый газ.)

Опыт 4

Раствор, полученный в результате опыта 2, налить в фарфоровую чашечку или поместить несколько капель на стеклянную пластинку и провести выпаривание.

- Что мы наблюдаем? (*После выпаривания на стеклянной пластинке или на дне фарфоровой чашечки остается белый налет – хлорид кальция, новое вещество.*)

Опыт 5

В пламени спиртовки прокалить стеклянную трубочку до размягчения стекла и согнуть ее.

- Что мы наблюдаем? (*Изменение формы предмета.*)

Опыт 6

В пламени спиртовки прокалить медную проволоку.

- Что мы наблюдаем? (*Изменение цвета медной проволоки от красного к черному. Образуется оксид меди.*)

Опыт 7

К раствору сульфата меди (II) прилить раствор гидроксида натрия.

- Что мы наблюдаем? (*Выпадение осадка голубого цвета.*)

К образовавшемуся осадку прилить соляную кислоту.

- Что мы наблюдаем? (*Исчезновение осадка.*)

- В каких из проведенных опытов наблюдаются физические явления? Почему они относятся к физическим явлениям? (*Примерный ответ.* В опытах 1, 4, 5 наблюдаются физические явления, так как изменяется агрегатное состояние вещества (опыт 1: вода – жидкое вещество, вода – газ, вода – жидкое вещество; опыт 4: раствор хлорида кальция – кристаллы хлорида кальция), изменяется форма тела (опыт 5: прямая стеклянная трубочка – изогнутая стеклянная трубочка), новых веществ не образуется, то есть не изменяется состав веществ.)

(Учащиеся зачитывают определение физического явления на с. 13 и записывают его в химический словарь.)

- В каких из проведенных опытов наблюдаются химические явления? Почему они относятся к химическим явлениям? (*Примерный ответ.* В опытах 2, 3, 6, 7 наблюдаются химические явления, так как в результате этих опытов образуются новые вещества. Опыт 2: образуются хлорид кальция и углекислый газ; опыт 3: образуется карбонат кальция; опыт 6: образуется оксид меди; опыт 7: образуется осадок, при добавлении соляной кислоты он исчезает.)

(Учащиеся зачитывают определение химического явления на с. 13 и записывают его в химический словарь.)

- А можно ли определить явление, не проводя химические эксперименты? Возможно, есть определенные признаки физического и химического явлений? (*Для физического явления можно выделить следующие признаки: изменение аг-*

агрегатного состояния вещества, изменение формы тела и его размера. Например, плавление олова, таяние льда, растворение сахара — это физические явления.)

— А как определить явление химическое?

Вернемся еще раз к опытам. В опыте 2 наблюдается выделение газа, в опыте 3 — выпадение осадка, в опыте 6 — изменение цвета, в опыте 7 — выпадение и исчезновение осадка. Таким образом, мы видим, что в результате всех этих опытов образуются новые вещества — вещества с другими свойствами, не такими, какие были у веществ до опытов.

Запомните следующие признаки химических явлений, или химических реакций: выделение газа, выпадение осадка и его исчезновение, изменение цвета. Это мы наблюдали в опытах на уроке. Также признаками химических реакций считаются образование воды, выделение или поглощение теплоты, выделение света. Например, при горении бенгальских огней происходит выделение света и теплоты, при поджаривании картофеля — изменение цвета.

Таким образом, узнав, что является предметом химии, признаки и отличия физических явлений от химических, необходимо выяснить роль химии в жизни человека.

(Далее учитель заслушивает краткие сообщения учащихся на тему «Роль химии в жизни человека». Если по какой-то причине сообщений нет, то следует обратиться к тексту учебника на с. 13–18.)

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания № 1, 2 из учебника (с. 18–19).)

Ответы

№ 1. Химические явления и их признаки: скисание молока — изменение цвета, запаха, вкуса, выпадение осадка; горение газа — яркое свечение, выделение теплоты, образование углекислого газа и воды.

Физические явления и их признаки: образование инея — изменение агрегатного состояния вещества; изготовление изделий из стекла — изменение формы; засахаривание варенья — изменение агрегатного состояния вещества.

№ 2. Наблюдается химическое явление. Признак химического явления — изменение цвета. Из железа образуется новое вещество — ржавчина (оксид железа (III)).

V. Подведение итогов урока

1. Явления бывают физические и химические.
2. Химические явления, или химические реакции, отличаются от физических явлений по определенным признакам.

3. Признаки химических реакций: выделение газа, выпадение осадка и его исчезновение, изменение цвета, образование воды, выделение или поглощение теплоты, выделение света.
4. Все достижения химии играют важную роль в жизни человека.

Домашнее задание

1. § 2, выполнить задания № 3, 4, 5 (с. 19).
2. Выполнить домашнюю самостоятельную работу. (Ее ученики выполняют на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)
3. Подготовить сообщение на тему «Краткий очерк истории развития химии», используя учебник (с. 19–24) и научно-познавательную литературу.

Домашняя самостоятельная работа

В а р и а н т 1

1. Сравнить и описать свойства меди и железа по плану: агрегатное состояние, цвет, блеск, запах вещества; твердость вещества, пластичность, хрупкость, эластичность; растворимость в воде, температуры плавления и кипения, плотность (по справочнику), электро- и теплопроводность (по справочнику).

2. Привести примеры двух веществ и пояснить, какие физические и химические явления могут происходить с ними в быту.

В а р и а н т 2

1. Сравнить и описать свойства серы и кислорода по плану: агрегатное состояние, цвет, блеск, запах вещества; твердость вещества, пластичность, хрупкость, эластичность; растворимость в воде, температуры плавления и кипения, плотность (по справочнику), электро- и теплопроводность (по справочнику).

2. Привести примеры двух веществ и пояснить, какие физические и химические явления могут происходить с ними в быту.

Урок 3. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Знаки химических элементов

Цели: сформировать первоначальное представление о Периодической системе (таблице) химических элементов Д.И. Менделеева и ее структуре (периоды, группы, подгруппы); познакомить с химическими знаками (символами) химических элементов, их произношением и написанием; научить определять периоды,

группы, подгруппы, порядковый номер химического элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева.

Основные понятия: периоды, группы, подгруппы в Периодической системе.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учащиеся сдают домашнюю самостоятельную работу учителю на проверку. Он проверяет ее, а в это время ученики выполняют проверочную работу (на выбор учителя — тест или химический диктант).)

1. Проверка домашнего задания

Ответы (домашняя самостоятельная работа)

В а р и а н т 1

1.

Свойства вещества	Медь	Железо
Агрегатное состояние	Твердое	Твердое
Цвет и блеск	Красный, металлический блеск	Серебристо-белый, металлический блеск
Твердость и плотность (работа со справочными таблицами)	Твердый, 8,96 г/см ³	Твердый, 7,874 г/см ³
Пластичность, эластичность	Пластичный	Пластичный
Растворимость в воде	Нет	Нет
Температура плавления и кипения	1083 °С, 2543 °С	1539 °С, 2870 °С
Электропроводность	Проводит ток	Проводит ток

2. Лимонная кислота и пищевая сода. Приготовление шипучего напитка. При смешивании (физическое явление) и растворении смеси в воде (физическое явление) выделяются углекислый газ и вода (химическое явление).

В а р и а н т 2

1.

Свойства вещества	Сера	Кислород
Агрегатное состояние	Твердое	Газ
Цвет и блеск	Желтый	Бесцветный

Свойства вещества	Сера	Кислород
Твердость и плотность (работа со справочными таблицами)	Твердый, 2,07 г/см ³	Относительная плотность кислорода по воздуху 1,1 (кислород тяжелее воздуха в 1,1 раза)
Пластичность, эластичность	Нет	Нет
Растворимость в воде	Нет	Растворяется
Температуры плавления и кипения	112,8 °С, 444,6 °С	Для газа нехарактерны
Электропроводность	Не проводит ток	Не проводит ток

2. Сахар и уксусная кислота. Использование уксусной кислоты для удаления накипи на стенках чайника. При добавлении уксусной кислоты в воду она растворяется (физическое явление), наблюдается выделение газа (химическое явление) при взаимодействии уксусной кислоты с накипью, в состав которой входит карбонат кальция. При приготовлении сладкого чая сахар растворяется в воде (физическое явление), при сильном нагревании сахар может обуглиться (химическое явление).

Ответы (к заданиям из учебника)

№ 3 (с. 19). Признаки процесса горения: выделение тепла, выделение света, у твердых веществ – изменение цвета. Использование газообразного, жидкого и твердого топлива как источников теплоты для работы ТЭЦ, многих промышленных предприятий. В двигателях внутреннего сгорания жидкого или газообразного топлива образуются газы, которые имеют больший объем, чем сгоревшее топливо. Химическая энергия превращается в механическую энергию – образовавшиеся газы давят на клапаны.

№ 4 (с. 19). Уксусная кислота, пищевая сода, мыло, стиральный порошок, пластмассы.

№ 5 (с. 19). Вещества, используемые при создании автомобиля: сплавы на основе железа, высокопрочные пластмассы, ткань хлопчатобумажная, синтетическая, краски и лаки, высокопрочное стекло. При эксплуатации автомобиля возможно ржавление корпуса. В двигателях внутреннего сгорания жидкого или газообразного топлива образуются газы, которые имеют больший объем, чем сгоревшее топливо. Химическая энергия превращается в механическую энергию – образовавшиеся газы давят на клапаны.

2. Проверочная работа

Тест

В а р и а н т 1

A1. Что является предметом изучения химии?

- 1) вещества
- 2) тела
- 3) вещества и тела
- 4) вещества, их свойства, превращения и явления, сопровождающие эти превращения

A2. Определите формы существования химического элемента.

- 1) свободные атомы
- 2) сложные вещества
- 3) простые вещества
- 4) верно все перечисленное

A3. Какие признаки характерны для алюминия как вещества?

- 1) легкий и легкоплавкий металл
- 2) пластичный и электропроводный металл
- 3) легкоплавкий и теплопроводный металл
- 4) все перечисленные признаки верны

A4. Химический элемент — это:

- 1) определенный вид одинаковых молекул
- 2) определенный вид атомов
- 3) простое вещество
- 4) названия видов атомов

A5. Какие из приведенных утверждений верны?

А. Все физические явления сопровождаются изменением формы тела, агрегатного состояния вещества.

Б. Плавление олова относится к химическим явлениям.

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

В1. Установите соответствие между явлениями и признаками явлений.

Явление	Признаки явления
А. Плавление кусочка льда	1. Изменение агрегатного состояния вещества
Б. Подгорание картофеля	2. Изменение цвета
В. Горение дров	3. Изменение формы тела и агрегатного состояния вещества
Г. Засахаривание варенья	4. Изменение цвета, выпадение осадка
	5. Выделение тепла, света
	6. Выпадение осадка

B2. Какие признаки подтверждают то, что гниение соломы — химическое явление?

C1. Замените многоточия подходящими по смыслу понятиями *химический элемент, атом, молекула, простое вещество, сложное вещество*.

А. ... кислорода состоит из ... одного ..., это ... вещество.

Б. ... угарного газа состоит из ... углерода и ... кислорода, разных ..., это ... вещество.

C2. Используя слово *водород* составьте два предложения: в одном должно говориться о водороде как о химическом элементе, в другом — как о простом веществе.

В а р и а н т 2

A1. Под свойствами вещества понимают:

- 1) признаки вещества
- 2) признаки, по которым вещества отличаются друг от друга
- 3) признаки, по которым вещества сходны между собой
- 4) признаки, по которым вещества отличаются друг от друга или сходны между собой

A2. Вода относится к сложным веществам, так как:

- 1) это вещество образовано химическими элементами
- 2) это вещество образовано атомами химических элементов
- 3) это вещество образовано атомами разных химических элементов
- 4) это вещество образовано атомами одного химического элемента

A3. Химическими называются явления, в результате которых:

- 1) из одних веществ образуются другие
- 2) изменяются размеры, форма тел или агрегатное состояние веществ, но состав их остается постоянным
- 3) изменяются агрегатные состояния веществ, состав веществ
- 4) не наблюдаются изменения веществ

A4. В каком ряду расположены только вещества?

- 1) поваренная соль, сахар, свеча
- 2) вода, железо, сера
- 3) медь, гвоздь, кислород
- 4) кирпич, медная монета, стакан керамический

A5. Какие из приведенных утверждений верны?

А. Все химические явления сопровождаются изменением формы тела, агрегатного состояния вещества.

Б. Пригорание масла во время приготовления пищи относится к химическим явлениям.

- 1) верно только утверждение А
- 2) верно только утверждение Б

3) верны оба утверждения

4) оба утверждения неверны

В1. Установите соответствие между явлениями и признаками явлений.

Явление	Признаки явления
А. Плавление кусочка сахара	1. Изменение агрегатного состояния вещества
Б. Испарение воды	2. Изменение цвета
В. Почернение серебряных изделий	3. Изменение формы тела и агрегатного состояния вещества
Г. Скисание молока	4. Изменение цвета, выпадение осадка
	5. Выделение тепла, света
	6. Выпадение осадка

В2. Какие признаки подтверждают то, что растворение поваренной соли в воде — физическое явление?

С1. Замените многоточия подходящими по смыслу понятиями *химический элемент, атом, молекула, простое вещество, сложное вещество*.

А. ... водорода состоит из ... одного ..., это ... вещество.

Б. ... метана состоит из ... углерода и ... водорода, разных ..., это ... вещество.

С2. Используя слово *железо* составьте два предложения: в одном должно говориться о железе как о химическом элементе, в другом — как о простом веществе.

Ответы

Вариант	А1	А2	А3	А4	А5	В1	В2
1	4	4	4	2	1	А — 3, Б — 2, В — 2, 3, 5, Г — 1	Изменение цвета, выделение тепла
2	4	3	1	2	2	А — 2, Б — 1, В — 2, Г — 1, 4	Изменяется агрегатное состояние, свойства вещества не изменяются

Вариант	С1	С2
1	А. Молекула кислорода состоит из атомов одного химического элемента, это простое вещество. Б. Молекула угарного газа состоит из атома углерода и атома кислорода, разных химических элементов, это сложное вещество	1. Водород входит в состав большинства органических веществ. 2. Водород очень легкий газ

Вариант	C1	C2
2	<p>А. Молекула водорода состоит из <i>атомов</i> одного <i>химического элемента</i>, это <i>простое</i> вещество.</p> <p>Б. Молекула метана состоит из <i>атома</i> углерода и <i>атомов</i> водорода, разных <i>химических элементов</i>, это <i>сложное</i> вещество</p>	<p>1. В яблочном соке очень много железа.</p> <p>2. Железо применяется при изготовлении гвоздей</p>

Химический диктант

В а р и а н т 1

1. Дайте определение следующим понятиям.
 - а) простое вещество;
 - б) химический элемент;
 - в) физическое явление.
2. К каким явлениям относятся следующие процессы?
 - а) обугливание древесины;
 - б) засахаривание варенья;
 - в) скисание молока;
 - г) образование льда.

Укажите признаки явлений.

В а р и а н т 2

1. Дайте определение следующим понятиям:
 - а) сложное вещество;
 - б) химия;
 - в) химическое явление.
2. К каким явлениям относятся следующие процессы?
 - а) образование инея;
 - б) почернение серебра;
 - в) гниение мяса;
 - г) плавление изделия из железа.

Укажите признаки явлений.

Ответы

В а р и а н т 1

1. а) Простое вещество — это вещество, которое образовано атомами одного химического элемента.
- б) Химический элемент — это определенная совокупность атомов.
- в) Физическое явление — явление, в результате которого изменяются агрегатное состояние вещества, форма и размер тела.
2. Физические явления: б (изменение агрегатного состояния вещества), г (изменение агрегатного состояния вещества).

Химические явления: а (изменение цвета), в (выпадение осадка, изменение цвета и вкуса).

В а р и а н т 2

1. а) Сложное вещество — это вещество, которое образовано атомами разных химических элементов.

б) Химия — это наука о веществах, их свойствах и превращениях.

в) Химическое явление — явление, в результате которого из одних веществ образуются другие.

2. Физические явления: а (изменение агрегатного состояния вещества), г (изменение формы тела и агрегатного состояния вещества).

Химические явления: б (изменение цвета), в (изменение цвета, появление запаха).

III. Изучение нового материала

План

1. Сообщения на тему «Краткий очерк истории развития химии».

2. Химические знаки (символы) химических элементов, их произношение и написание.

3. Первоначальное представление о Периодической системе (таблице) химических элементов Д.И. Менделеева и ее структуре.

(Учитель заслушивает сообщения учащихся, которые плавно подводят к изучению узловых вопросов темы урока.)

Одна из форм существования химических элементов — атомы. В XIX в. было известно лишь 69 разных видов атомов. Русский ученый Д.И. Менделеев разработал научную классификацию химических элементов — Периодическую систему в форме таблицы.

(Учитель предлагает учащимся рассмотреть ее на форзаце учебника.)

Таблица напоминает большой дом, в котором «живут» все химические элементы. Чтобы уметь пользоваться Периодической системой, нам необходимо изучить химический алфавит, то есть знаки химических элементов. С их помощью можно создавать формулы химических соединений, а на их основе — уравнения химических реакций.

Каждый химический элемент имеет латинское название, на основе которого записывается его собственный химический знак, символ. Как правило, символом химического элемента является начальная буква латинского названия. Например, химический элемент водород имеет латинское название Hydrogenium (гидрогениум) — символом его будет буква H (читается *аш*). Ла-

тинское название кислорода — Oxigenium (оксигениум) — символом его будет буква О (читается *о*).

Однако есть химические элементы, в латинских названиях которых начальные буквы одинаковые. Например, на букву С начинаются латинские названия углерода — Carboneum, меди — Cuprum, кальция — Calcium, кобальта — Cobaltum. Чтобы их различать, Й. Берцелиус предложил к начальной букве латинского названия добавлять еще одну из последующих букв названия. Таким образом, химический знак кальция — Ca (читается *кальций*), меди — Cu (читается *купрум*), кобальта — Co (читается *кобальт*), углерода — C (читается *це*).

(Учитель обращает внимание учащихся на табл. 1 (с. 31–32), где записаны названия химических элементов, их символы и произношение.)

— Так как же возникли названия химических элементов?

(Чтобы ответить на этот вопрос, необходимо прочитать текст на с. 27–29 и записать в тетрадь свойства, отраженные в названии химического элемента (водород — «рождающий воду» и т. д.).)

Познакомимся с Периодической системой и ее структурой.

(Учащиеся работают с ПСХЭ Д.И. Менделеева.)

У каждого химического элемента есть своя «квартира» — клетка со строго определенным номером, о значении этого номера нам предстоит узнать в дальнейшем. В Периодической системе наблюдается и «этажность» «квартир» — это *периоды* с номерами. Номера периодов, как и номера химических элементов, очень важны в изучении строения атомов химических элементов. Всего в таблице «этажей», то есть периодов, семь.

В 1, 2 и 3-м периодах соответственно 2, 8 и 8 химических элементов. Эти три периода называются *малыми*.

Остальные периоды — 4, 5, 6-й — называются *большими*, в них соответственно 18, 18 и 32 химических элемента.

Каждый большой период состоит из двух рядов — четного и нечетного, 7-й период незаконченный, состоит пока из одного ряда.

В Периодической системе есть и «подвальные помещения», где расположилось по 14 химических элементов. Это семейство химического элемента лантана — лантаноиды и семейство химического элемента актиния — актиноиды.

Обратим внимание на химические элементы, «живущие» в сходных по своим свойствам «квартирах», расположенных друг под другом в вертикальных столбцах — *группах*. Таких групп в Периодической системе восемь.

Каждая группа состоит из двух *подгрупп* — *главной и побочной*. В главную подгруппу входят элементы и малых, и больших периодов. В побочную подгруппу входят элементы только больших периодов.

- Какие химические элементы входят в состав VII группы главной подгруппы? (*Фтор, хлор, бром, иод и астат.*)
- А какие — в состав VII группы побочной подгруппы? (*Марганец, технеций, рений, борий.*)

Зная структуру Периодической системы, можно охарактеризовать любой химический элемент на основе его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева, его «координат» — номера элемента, номера периода и его типа (большой или малый), номера группы и ее типа (главная или побочная).

(Вместе с учителем учащиеся характеризуют положение следующих химических элементов: а) железа; б) алюминия.)

- а) Порядковый номер — 26, период — 6-й, большой, VIII группа (побочная подгруппа).
- б) Порядковый номер — 13, период — 3-й, малый, III группа (главная подгруппа).

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задание № 5 из учебника (с. 32).)

Ответ

№ 5 (для двух элементов: кальция и европия). Химический элемент кальций. Порядковый номер — 20, период — 4-й, большой, II группа (главная подгруппа).

Химический элемент европий. Порядковый номер — 63, период — 6-й, большой, III группа (побочная подгруппа).

V. Подведение итогов урока

1. Все известные химические элементы имеют латинские названия и символы (знаки), их необходимо правильно записывать и произносить.
2. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева — научная классификация химических элементов.
3. ПСХЭ Д.И. Менделеева имеет определенную структуру. Химические элементы в ней расположены в периодах, группах и подгруппах.
4. Каждый химический элемент обладает строго определенным порядковым номером. Порядковый номер, номер периода и номер группы несут важнейшую информацию о каждом химическом элементе.

(Учащиеся знакомятся с текстом на с. 30—31.)

Домашнее задание

1. § 4, выполнить задания № 4, 5 (цинк, сурьма, тантал) (с. 32).
2. Выучить знаки химических элементов и их произношение (табл. 1, с. 31–32).

Урок 4. Химические формулы.

Относительная атомная и молекулярная массы

Цели: сформировать знания об относительной атомной массе, атомной единице массы, химической формуле, индексе и коэффициенте, относительной молекулярной массе; научить записывать химические формулы и вычислять относительную молекулярную массу, характеризовать вещество по химической формуле (название вещества, качественный и количественный состав, простое или сложное, относительная молекулярная масса).

Основные понятия: относительная атомная единица, атомная единица массы, химическая формула, индекс и коэффициент, относительная молекулярная масса.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева; справочные таблицы; шаростержневые модели молекул углекислого газа, кислорода, метана.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Химический диктант

В а р и а н т 1

1. Определите элемент по его положению в ПСХЭ Д.И. Менделеева:

- а) элемент расположен в 5-м периоде, IV группе (побочной подгруппе);
- б) элемент расположен в 6-м периоде, I группе (главной подгруппе).

2. Определите положение химического элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева по его порядковому номеру: № 5, 13, 29.

3. Напишите символы и названия химических элементов на основании их произношения: *цинк, марганец, аш, кальций, иод, эн, эс, селен, фтор, цэ*.

4. Напишите символы следующих химических элементов на основании их названий: фосфор, кремний, хлор, бром, мышь-

як, кислород, бор, золото, вольфрам, свинец, серебро, медь, — и как они произносятся.

В а р и а н т 2

1. Определите элемент по его положению в ПСХЭ Д.И. Менделеева:

- элемент расположен в 4-м периоде, V группе (главной подгруппе);
- элемент расположен в 6-м периоде, II группе (побочной подгруппе).

2. Определите положение химического элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева по его порядковому номеру: № 19, 39, 55.

3. Напишите символы и названия химических элементов на основании их произношения: *хлор, силиций, пэ, натрий, калий, феррум, барий, аргентум, плюмбум, вольфрам*.

4. Напишите символы следующих химических элементов на основании их названий: углерод, фтор, селен, сера, азот, иод, водород, марганец, хром, олово, ртуть, цинк, — и как они произносятся.

Отвeты

Зада- ние	Вариант 1	Вариант 2
1	а — цирконий, б — цезий	а — мышьяк, б — ртуть
2	№ 5 — бор, 2-й период, III группа (главная подгруппа); № 13 — алюминий, 3-й период, III группа (главная подгруппа); № 29 — медь, 4-й период, I группа (побочная подгруппа)	№ 19 — калий, 4-й период, I группа (главная подгруппа); № 39 — иттрий, 5-й период, III группа (побочная подгруппа); № 55 — цезий, 6-й период, I группа (главная подгруппа)
3	Zn — цинк, Mn — марганец, H — водород, Ca — кальций, I — иод, N — азот, S — сера, Se — селен, F — фтор, C — углерод	Cl — хлор, Si — кремний, P — фосфор, Na — натрий, K — калий, Fe — железо, Ba — барий, Ag — серебро, Pb — свинец, W — вольфрам
4	P — пэ, Si — силиций, Cl — хлор, Br — бром, As — арсеникум, O — о, B — бор, Au — аурум, W — вольфрам, Pb — плюмбум, Ag — аргентум, Cu — купрум	C — це, F — фтор, Se — селен, S — эс, N — эн, I — иод, H — аш, Mn — марганец, Cr — хром, Sn — стannум, Hg — гидраргирум, Zn — цинк

III. Изучение нового материала

План

- Химическая формула, индекс и коэффициент.
- Атомная единица массы, относительная атомная масса.

3. Относительная молекулярная масса.

4. Характеристика соединения по химической формуле.

Нам известно, что вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов. Вещества бывают простые и сложные.

Рассмотрим шаростержневые модели молекул углекислого газа, кислорода и метана. Попробуем записать состав молекул углекислого газа, кислорода, метана и воды, зная знаки химических элементов, которыми они образованы.

С помощью шаростержневой модели молекулы углекислого газа можно выяснить, сколько атомов углерода и кислорода ее образовали. Молекула углекислого газа состоит из одного атома углерода и двух атомов кислорода. Зная знаки этих химических элементов, запишем химическую формулу углекислого газа.

Химическая формула — это условная запись состава молекулы соединения с помощью знаков химических элементов и индексов.

Индекс — это цифра, которая записывается снизу справа от элемента, она показывает количество атомов элементов в молекуле.

Химическая формула углекислого газа CO_2 (читается *цэ-о-два*).

(На основании моделей молекул кислорода, метана и воды учащиеся составляют химические формулы веществ и записывают их произношение.)

Химическая формула кислорода O_2 (читается *о-два*).

Химическая формула метана CH_4 (читается *цэ-аш-четыре*).

Химическая формула воды H_2O (читается *аш-два-о*).

Если в составе молекулы атом элемента один, то индекс цифрой 1 не записывается.

Для записи количества молекул или атомов используют *коэффициент*, его ставят перед химической формулой. Если молекула одна, то коэффициент 1 опускают.

Например, $4\text{H}_2\text{O}$ — коэффициент 4 (читается *четыре-аш-два-о*). Запись означает следующее: дано четыре молекулы воды, каждая из которых состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. Чтобы определить количество всех атомов в двух молекулах воды, следует коэффициент умножить на индекс каждого химического элемента в молекуле.

Таким образом, в четырех молекулах воды содержится 8 атомов водорода и 4 атома кислорода. Аналогично записывается количество свободных атомов химического элемента. Например, 7N — семь атомов азота.

(Учащиеся выполняют задания № 1, 2 из учебника (с. 37).)

Ответы

№ 1. 3H — три атома водорода, $2\text{H}_2\text{O}$ — две молекулы воды, 5O_2 — пять молекул кислорода.

№ 2. Символы химических элементов: углерода — С, водорода — Н, кислорода — О. Составляем химическую формулу сахарозы: $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Мы изучили, что такое *химическая формула*, научились составлять ее, зная символы химических элементов, узнали понятие *индекс*.

Можно ли вычислить массу молекулы? Да, если известны массы атомов химических элементов, образующих эту молекулу. Массы атомов всех химических элементов определены.

(Учитель обращает внимание учеников на текст на с. 33–34.)

Масса атома кислорода равна $2,667 \cdot 10^{-23}$ г, масса атома водорода равна $1,674 \cdot 10^{-24}$ г, масса атома углерода составляет $1,993 \cdot 10^{-23}$ г.

Вычислим массу молекулы углекислого газа CO_2 . Она будет равняться сумме масс одного атома углерода и двух атомов кислорода: $1,993 \cdot 10^{-23}$ г + $2 \cdot 2,667 \cdot 10^{-23}$ г = $7,327 \cdot 10^{-23}$ г.

— Удобно ли работать с такими значениями чисел? (*Очень неудобно.*)

Рассчитаем, во сколько раз масса атома кислорода больше массы атома самого легкого элемента — водорода: $2,6667 \cdot 10^{-23}$ г : $0,1674 \cdot 10^{-23}$ г = 16, то есть в 16 раз.

Аналогично масса атома углерода больше массы атома водорода: $1,993 \cdot 10^{-23}$ г : $0,1674 \cdot 10^{-23}$ г = 12, то есть в 12 раз.

Масса молекулы углекислого газа больше массы атома водорода: $7,327 \cdot 10^{-23}$ г : $0,1674 \cdot 10^{-23}$ г = 44, то есть в 44 раза.

По отношению к массе атома водорода массы атомов кислорода, углерода и молекулы углекислого газа больше в определенное число раз. Значения этих чисел целые и простые для вычислений, то есть являются относительными.

В настоящее время ученые-физики и ученые-химики придерживаются мнения, что *относительная атомная масса* элемента — это величина, показывающая, во сколько раз масса его атома больше $1/12$ массы атома углерода (объяснение этому мы получим несколько позже).

Относительную атомную массу элемента обозначают A_r , где r — начальная буква английского слова *relative*, что означает *относительный*.

Вычислим $1/12$ массы атома углерода — *атомную единицу массы* (а. е. м.): $1,993 \cdot 10^{-23}$ г / 12 = $0,166 \cdot 10^{-23}$. То есть 1 а. е. м. = $0,166 \cdot 10^{-23}$.

Например, $A_r(O) = 16$, $m(O) = 16$ а. е. м.; $A_r(H) = 1$, $m(H) = 1$ а. е. м.

(Учитель обращает внимание учащихся на ПСХЭ Д.И. Менделеева.)

Более точные относительные атомные массы элементов, до десяти тысячных единиц, записаны в ПСХЭ Д.И. Менделеева. В каждой клетке мы видим символ химического элемента, его название, порядковый номер, относительную атомную массу. Есть еще одна запись, но о ней мы будем говорить позже.

$A_r(\text{Cu}) = 63,546$, округляем до 64; $A_r(\text{Rb}) = 85,47$, округляем до 85; $A_r(\text{Cl}) = 35,453$, округляем до 35,5. Почему так – об этом мы узнаем чуть позже.

Аналогично относительная молекулярная масса вещества обозначается M_r , например: $M_r(\text{CO}_2) = 44$, $m(\text{CO}_2) = 44$ а. е. м.

Чтобы узнать относительную молекулярную массу вещества – M_r , не обязательно делить массу его молекулы на а. е. м. Достаточно просто сложить относительные атомные массы химических элементов, образующих вещества, с учетом их индексов в молекуле. Например, можно вычислить относительную молекулярную массу и массу в а. е. м. железной окалины, формула которой Fe_3O_4 :

$$M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 3 \cdot A_r(\text{Fe}) + 4 \cdot A_r(\text{O}); A_r(\text{Fe}) = 56, A_r(\text{O}) = 16.$$

$$M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 3 \cdot 56 + 4 \cdot 16 = 232; m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ а. е. м.}$$

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики под руководством учителя письменно выполняют задания.)

Задание 1 (учебник, с. 37)

Ответ

№ 3 (для кислорода, серы, гелия и этилового спирта)

Кислород, O_2 . $M_r(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32$.

Сера, S_8 . $M_r(\text{S}_8) = 32 \cdot 8 = 256$.

Гелий, He. $M_r(\text{He}) = 4$.

Этиловый спирт, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. $M_r(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 6 + 16 = 46$.

Задание 2

Дайте характеристику вещества, формула которого Al_2O_3 .

Ответ

1. Оксид алюминия.

2. Качественный и количественный состав Al_2O_3 : молекула вещества образована двумя атомами алюминия и тремя атомами кислорода.

3. Al_2O_3 – сложное вещество, так как молекула оксида алюминия образована атомами разных химических элементов.

4. Относительная молекулярная масса оксида алюминия:

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{O}); A_r(\text{Al}) = 27, A_r(\text{O}) = 16.$$

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102.$$

V. Подведение итогов урока

1. Химическая формула — это условная запись состава вещества посредством знаков (символов) химических элементов и индексов.
2. Относительная атомная масса химического элемента и относительная молекулярная масса вещества показывают, во сколько раз атом химического элемента и масса молекулы вещества больше $1/12$ массы атома углерода. $1/12$ массы атома углерода — это атомная единица массы — а. е. м.
3. Зная химическую формулу вещества, можно дать его характеристику по плану:
 - название вещества;
 - качественный и количественный состав вещества;
 - простое или сложное вещество;
 - относительная молекулярная масса вещества.

Домашнее задание

1. § 5, выполнить задания № 3 (для остальных веществ), 4, 5 (с. 37).
2. Выписать определения из параграфа в химический словарь.
3. Дать характеристику веществ: сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$, пищевой соды $NaHCO_3$. Задание выполнить на отдельном листе и сдать учителю на проверку.

Урок 5. Вычисления по химической формуле

Цели: сформировать умения и навыки решения расчетных задач по химической формуле (выводить алгоритм вычисления массовой доли элемента по химической формуле; устанавливать простейшую формулу вещества по массовым долям элементов); научить характеризовать вещества по химической формуле.

Основные понятия: массовые доли элементов, соотношение масс элементов в химическом соединении.

Оборудование: карточки с заданиями.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 3 (с. 37). Метан, CH_4 . $M_r(CH_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16$.

Углекислый газ, CO_2 . $M_r(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$.

Озон, O_3 . $M_r(O_3) = 16 \cdot 3 = 48$.

Угарный газ, CO. $M_r(CO) = 12 + 16 = 28$.

№ 4 (с. 37). 3O – три атома кислорода; $5O_2$ – пять молекул кислорода; $4CO_2$ – четыре молекулы углекислого газа.

№ 5 (с. 37). Потому что относительная атомная и относительная молекулярная массы – это величины, показывающие, во сколько раз масса атома или масса молекулы больше $1/12$ массы атома углерода.

Задание 3

Ответы

1. Характеристика вещества, формула которого $C_{12}H_{22}O_{11}$.

а) Сахароза.

б) Качественный и количественный состав $C_{12}H_{22}O_{11}$: молекула вещества образована 12 атомами углерода, 22 атомами водорода и 11 атомами кислорода.

в) $C_{12}H_{22}O_{11}$ – сложное вещество, так как молекула сахарозы образована атомами разных химических элементов.

г) Относительная молекулярная масса сахарозы:

$M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot A_r(C) + 22 \cdot A_r(H) + 11 \cdot A_r(O)$; $A_r(C) = 12$, $A_r(H) = 1$, $A_r(O) = 16$.

$M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342$.

2. Характеристика вещества, формула которого $NaHCO_3$.

а) Пищевая сода, гидрокарбонат натрия.

б) Качественный и количественный состав $NaHCO_3$: молекула вещества образована одним атомом натрия, одним атомом водорода, одним атомом углерода и тремя атомами кислорода.

в) $NaHCO_3$ – сложное вещество, так как молекула гидрокарбоната натрия образована атомами разных химических элементов.

г) Относительная молекулярная масса гидрокарбоната натрия (пищевой соды):

$M_r(NaHCO_3) = 1 \cdot A_r(Na) + 1 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(C) + 3 \cdot A_r(O)$; $A_r(Na) = 23$, $A_r(H) = 1$, $A_r(C) = 12$, $A_r(O) = 16$.

$M_r(NaHCO_3) = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 1 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16 = 84$.

2. Самостоятельная работа

В а р и а н т 1

1. Дайте характеристику оксида фосфора (V), формула которого P_2O_5 .

2. Составьте формулу соединения, если известно, что в состав его молекулы входят один атом хрома и три атома кислорода.

3. О какой форме существования химического элемента азота говорит каждая из следующих записей: $3N$, N_2 , $4N_2O$?

В а р и а н т 2

1. Дайте характеристику этилена, формула которого C_2H_4 .
2. Составьте формулу соединения, если известно, что в состав его молекулы входят два атома азота и пять атомов кислорода.
3. О какой форме существования химического элемента фтора говорит каждая из следующих записей: $2F$, $3F_2$, OF_2 ?

Ответы**В а р и а н т 1**

1. а) P_2O_5 – оксид фосфора (V).
- б) Качественный и количественный состав P_2O_5 : молекула вещества образована двумя атомами фосфора и пятью атомами кислорода.
- в) P_2O_5 – сложное вещество, так как молекула оксида фосфора (V) образована атомами разных химических элементов.
- г) Относительная молекулярная масса оксида фосфора (V):
 $M_r(P_2O_5) = 2 \cdot A_r(P) + 5 \cdot A_r(O)$; $A_r(P) = 31$, $A_r(O) = 16$.
 $M_r(P_2O_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142$.
2. CrO_3 .
3. $3N$ – три атома азота; N_2 – одна молекула азота; $4N_2O$ – четыре молекулы сложного вещества N_2O .

В а р и а н т 2

1. а) C_2H_4 – этилен.
- б) Качественный и количественный состав C_2H_4 : молекула вещества образована двумя атомами углерода и четырьмя атомами водорода.
- в) C_2H_4 – сложное вещество, так как молекула этилена образована атомами разных химических элементов.
- г) Относительная молекулярная масса этилена:
 $M_r(C_2H_4) = 2 \cdot A_r(C) + 4 \cdot A_r(H)$; $A_r(C) = 12$, $A_r(H) = 1$.
 $M_r(C_2H_4) = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 = 28$.
2. N_2O_5 .
3. $2F$ – два атома фтора; $3F_2$ три молекулы фтора; OF_2 – одна молекула сложного соединения OF_2 .

3. Дополнительные задания

1. Составьте формулу соединения, если известно, что в состав его молекулы входят два атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода.
2. Вычислите относительную молекулярную массу следующих соединений: H_2CrO_4 , CuO .

Ответы

1. H_2SO_4 .
2. $M_r(H_2CrO_4) = 2 \cdot 1 + 52 + 4 \cdot 16 = 118$; $M_r(CuO) = 64 + 16 = 80$.

III. Изучение нового материала

План

1. Вычисления по формуле соотношения масс элементов и массовой доли химических элементов.
2. Решение расчетных задач на установление простейшей формулы вещества по массовым долям элементов.
3. Характеристика вещества по химической формуле.

Зная химическую формулу соединения, можно:

- 1) по его качественному и количественному составу определить, простое это вещество или сложное;
- 2) вычислить его относительную молекулярную массу.

По химической формуле можно вычислять:

- а) соотношение масс элементов соединения;
- б) массовые доли элементов в этом соединении.

Составим алгоритм вычисления массовой доли элемента по химической формуле.

Задача 1

По химической формуле оксида меди (II) CuO вычислите:

- а) соотношение масс элементов;
- б) массовые доли элементов.

Решение

а) Вычисляем $M_r(\text{CuO})$.

$$M_r(\text{CuO}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{O}) = 64 + 16 = 80.$$

Вычисляем массу оксида меди (II) — $m(\text{CuO})$.

$$m(\text{CuO}) = m(\text{Cu}) + m(\text{O}) = 64 \text{ а. е. м.} + 16 \text{ а. е. м.} = 80 \text{ а. е. м.}$$

Вычисляем соотношение масс элементов в оксиде меди (II).

$$m(\text{Cu}) : m(\text{O}) = 64 \text{ а. е. м.} : 16 \text{ а. е. м.} = 4 : 1.$$

б) Вычисляем массовые доли меди и кислорода в оксиде меди (II) по формуле:

$$W(\text{элемента}) = \frac{m(\text{элемента}) \cdot 100\%}{m(\text{вещества})}.$$

$$W(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu}) \cdot 100\%}{m(\text{CuO})}, \quad W(\text{Cu}) = \frac{64 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{80 \text{ а. е. м.}} = 80\%.$$

$$W(\text{O}) = \frac{m(\text{O}) \cdot 100\%}{m(\text{CuO})}, \quad W(\text{O}) = \frac{16 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{80 \text{ а. е. м.}} = 20\%.$$

Зная массовые доли элементов в соединении, можно установить простейшую формулу вещества. Составим алгоритм вычисления простейшей формулы вещества по массовым долям элементов.

Задача 2

Определите простейшую формулу соединения, содержащего, по данным анализа, 40% меди, 20% серы и 40% кислорода.

Дано: $W(\text{Cu}) = 40\%$, $W(\text{S}) = 20\%$, $W(\text{O}) = 40\%$. Определите простейшую формулу $\text{Cu}_x\text{S}_y\text{O}_z$.

Решение

По условию задачи $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = 40 : 20 : 40$, вычисляем соотношение масс элементов в соединении $\text{Cu}_x\text{S}_y\text{O}_z$:

$m(\text{Cu}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = 64x : 32y : 16z$, следовательно:

$$64x : 32y : 16z = 40 : 20 : 40;$$

$$x : y : z = 40/64 : 20/32 : 40/16 = 0,625 : 0,625 : 2,5 = 0,625/0,625 : 0,625/0,625 : 2,5/0,625 = 1 : 1 : 4.$$

Простейшая формула соединения CuSO_4 .

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задание № 6 из учебника (с. 37).)

№ 6

Решение

1. Вычисляем $M_r(\text{SO}_2)$.

$$M_r(\text{SO}_2) = A_r(\text{S}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 32 + 2 \cdot 16 = 64.$$

Вычисляем массу $m(\text{SO}_2)$.

$$m(\text{SO}_2) = m(\text{S}) + 2 \cdot m(\text{O}) = 32 \text{ а. е. м.} + 32 \text{ а. е. м.} = 64 \text{ а. е. м.}$$

Вычисляем массовую долю серы в SO_2 по формуле:

$$W(\text{элемента}) = \frac{m(\text{элемента}) \cdot 100\%}{m(\text{вещества})}.$$

$$W(\text{S}) = \frac{m(\text{S}) \cdot 100\%}{m(\text{SO}_2)} = \frac{32 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{64 \text{ а. е. м.}} = 50\%.$$

2. Вычисляем $M_r(\text{SO}_3)$:

$$M_r(\text{SO}_3) = A_r(\text{S}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 32 + 3 \cdot 16 = 80.$$

Вычисляем массу $m(\text{SO}_3)$.

$$m(\text{SO}_3) = m(\text{S}) + 3 \cdot m(\text{O}) = 32 \text{ а. е. м.} + 48 \text{ а. е. м.} = 80 \text{ а. е. м.}$$

Вычисляем массовую долю серы в SO_3 .

$$W(\text{S}) = \frac{m(\text{S}) \cdot 100\%}{m(\text{SO}_3)} = \frac{32 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{80 \text{ а. е. м.}} = 40\%.$$

Ответ: массовая доля серы в SO_2 больше массовой доли серы в SO_3 .

V. Подведение итогов урока

1. Зная химическую формулу соединения, можно:

- а) характеризовать соединение по его качественному и количественному составу;
- б) определять, простое ли это вещество или сложное;
- в) вычислять относительную молекулярную массу соединения;

- г) вычислять соотношение масс элементов и массовые доли элементов в этом соединении.
2. Зная массовые доли элементов, можно определить простейшую формулу соединения.

План характеристики соединения по химической формуле

1. Название вещества.
2. Качественный и количественный состав молекулы.
3. Простое или сложное вещество.
4. Вычисление относительной молекулярной массы соединения.
5. Вычисление соотношения масс элементов и массовых долей элементов в этом соединении.

Домашнее задание

1. § 5, выполнить задания № 7, 8 (с. 37).
2. Определить простейшую формулу соединения, если массовая доля калия в нем равна 39,7%, марганца — 27,9%, кислорода — 32,4%.

Урок 6. Проверочная работа № 1.
Химическая формула.
Вычисления по химической формуле

Цель: проверить знания и умения по теме, степень усвоения материала.

Оборудование: карточки с заданиями, справочные таблицы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учащимся предлагается проверочная работа двух видов: тест и текстовая. Пока ученики выполняют ее, учитель проверяет домашнее задание.)

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 7 (с. 37).

1. Вычисляем $M_r(\text{HNO}_3)$.

$$M_r(\text{HNO}_3) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63.$$

2. Вычисляем массу $m(\text{HNO}_3)$.

$$m(\text{HNO}_3) = m(\text{H}) + m(\text{N}) + 3 \cdot m(\text{O}) = 1 \text{ а. е. м.} + 14 \text{ а. е. м.} + 48 \text{ а. е. м.} = 63 \text{ а. е. м.}$$

3. Вычисляем массовые доли элементов в HNO_3 .

$$W(\text{H}) = \frac{m(\text{H}) \cdot 100\%}{m(\text{HNO}_3)} = \frac{1 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{63 \text{ а. е. м.}} = 1,59\%.$$

$$W(\text{N}) = \frac{m(\text{N}) \cdot 100\%}{m(\text{HNO}_3)} = \frac{14 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{63 \text{ а. е. м.}} = 22,22\%.$$

$$W(\text{O}) = 100\% - W(\text{H}) - W(\text{N}) = 100\% - 1,59\% - 22,22\% = 76,19\%.$$

№ 8 (с. 37).

Характеристика соединения $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

1. Глюкоза.

2. Молекула глюкозы образована 6 атомами углерода, 12 атомами водорода и 6 атомами кислорода.

3. Глюкоза — сложное вещество.

4. Вычисляем относительную молекулярную массу соединения.

$$M_r(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot A_r(\text{C}) + 12 \cdot A_r(\text{H}) + 6 \cdot A_r(\text{O}) = 6 \cdot 12 + 12 + 6 \cdot 16 = 180.$$

5. Вычисляем соотношение масс элементов в соединении.

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot m(\text{C}) + 12 \cdot m(\text{H}) + 6 \cdot m(\text{O}) = 72 \text{ а. е. м.} + 12 \text{ а. е. м.} + 48 \text{ а. е. м.} = 180 \text{ а. е. м.}$$

$$m(\text{C}) : m(\text{H}) : m(\text{O}) = 6 : 1 : 4.$$

Вычисляем массовые доли элементов в $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

$$W(\text{C}) = \frac{m(\text{C}) \cdot 100\%}{m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \frac{72 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{180 \text{ а. е. м.}} = 40\%.$$

$$W(\text{H}) = \frac{m(\text{H}) \cdot 100\%}{m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \frac{12 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{180 \text{ а. е. м.}} = 6,67\%.$$

$$W(\text{O}) = 100\% - W(\text{C}) - W(\text{H}) = 100\% - 40\% - 6,67\% = 53,33\%.$$

Задание 2

1. По условию задачи $m(\text{K}) : m(\text{Mn}) : m(\text{O}) = 39,7 : 27,9 : 32,4$.

Вычисляем соотношение масс элементов в соединении $\text{K}_x\text{Mn}_y\text{O}_z$.

$$m(\text{K}) : m(\text{Mn}) : m(\text{O}) = 39x : 55y : 16z, \text{ следовательно:}$$

$$39x : 55y : 16z = 39,7 : 27,9 : 32,4;$$

$$x : y : z = 39,7/39 : 27,9/55 : 32,4/16 = 1,01 : 0,5 : 2,025 = 1 : 0,5 : 2 = 1/0,5 : 1 : 2/0,5 = 2 : 1 : 4.$$

Простейшая формула соединения K_2MnO_4 .

2. Проверочная работа

№ 1

(См. КИМы, тест 2, с. 10–11.)

№ 2**В а р и а н т 1**

1. Дайте полную характеристику уксусной кислоты по химической формуле CH_3COOH .

2. В каком из соединений массовая доля фосфора наименьшая: а) P_2O_5 ; б) P_2O_3 ?

3. Что означают записи 3H , 2O_2 , 7CO_2 ?

В а р и а н т 2

1. Дайте полную характеристику фосфорной кислоты по химической формуле H_3PO_4 .

2. В каком из соединений массовая доля углерода наибольшая: а) CO_2 ; б) CO ?

3. Что означают записи 3Cl , 5N_2 , $3\text{H}_2\text{O}$?

Ответы**№ 2****В а р и а н т 1**

1. CH_3COOH – уксусная кислота.

Молекула уксусной кислоты образована двумя атомами углерода, двумя атомами кислорода и четырьмя атомами водорода.

Уксусная кислота – сложное вещество.

$$M_r(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2 \cdot A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) + 4 \cdot A_r(\text{H}) = 2 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 1 \cdot 4 = 24 + 32 + 4 = 60.$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = m(\text{C}) + m(\text{O}) + m(\text{H}) = 24 \text{ а. е. м.} + 32 \text{ а. е. м.} + 4 \text{ а. е. м.} = 60 \text{ а. е. м.}$$

Вычисляем соотношение масс элементов в соединении CH_3COOH .

$$m(\text{C}) : m(\text{O}) : m(\text{H}) = 24 \text{ а. е. м.} : 32 \text{ а. е. м.} : 4 \text{ а. е. м.} = 6 : 8 : 1.$$

Вычисляем массовые доли элементов в соединении.

$$W(\text{C}) = \frac{m(\text{C}) \cdot 100\%}{m(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{24 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{60 \text{ а. е. м.}} = 40\%.$$

$$W(\text{O}) = \frac{m(\text{O}) \cdot 100\%}{m(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{32 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{60 \text{ а. е. м.}} = 53\%.$$

$$W(\text{H}) = 100\% - W(\text{C}) - W(\text{O}) = 100\% - 40\% - 53\% = 7\%.$$

2. а) P_2O_5 .

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot A_r(\text{P}) + 5 \cdot A_r(\text{O}); A_r(\text{P}) = 31, A_r(\text{O}) = 16.$$

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142.$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = m(\text{P}) + m(\text{O}) = 62 \text{ а. е. м.} + 80 \text{ а. е. м.} = 142 \text{ а. е. м.}$$

$$W(\text{P}) = \frac{m(\text{P}) \cdot 100\%}{m(\text{P}_2\text{O}_5)} = \frac{62 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{142 \text{ а. е. м.}} = 44\%.$$

б) P_2O_3 .

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{P}) + 3 \cdot A_r(\text{O}); A_r(\text{P}) = 31, A_r(\text{O}) = 16.$$

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 31 + 3 \cdot 16 = 110.$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_3) = m(\text{P}) + m(\text{O}) = 62 \text{ а. е. м.} + 48 \text{ а. е. м.} = 110 \text{ а. е. м.}$$

$$W(\text{P}) = \frac{m(\text{P}) \cdot 100\%}{m(\text{P}_2\text{O}_3)} = \frac{62 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{110 \text{ а. е. м.}} = 56\%.$$

Ответ: массовая доля фосфора наименьшая в соединении P_2O_5 .

3. 3H — три атома водорода; 2O_2 — две молекулы простого вещества кислорода; 7CO_2 — семь молекул сложного вещества CO_2 .

В а р и а н т 2

1. H_3PO_4 — фосфорная кислота.

Молекула фосфорной кислоты образована тремя атомами водорода, одним атомом фосфора и четырьмя атомами кислорода.

Фосфорная кислота — сложное вещество.

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{P}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98.$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot m(\text{H}) + m(\text{P}) + 4 \cdot m(\text{O}) = 3 \text{ а. е. м.} + 31 \text{ а. е. м.} + 64 \text{ а. е. м.} = 98 \text{ а. е. м.}$$

Вычисляем соотношение масс элементов в соединении H_3PO_4 .

$$m(\text{H}) : m(\text{P}) : m(\text{O}) = 3 \text{ а. е. м.} : 31 \text{ а. е. м.} : 64 \text{ а. е. м.} = 3 : 31 : 64.$$

Вычисляем массовые доли элементов в соединении.

$$W(\text{H}) = \frac{m(\text{H}) \cdot 100\%}{m(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{3 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{98 \text{ а. е. м.}} = 3\%.$$

$$W(\text{P}) = \frac{m(\text{P}) \cdot 100\%}{m(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{31 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{98 \text{ а. е. м.}} = 32\%.$$

$$W(\text{O}) = 100\% - W(\text{H}) - W(\text{P}) = 100\% - 3\% - 32\% = 65\%.$$

2. а) CO_2 .

$$M_r(\text{CO}_2) = 1 \cdot A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}); A_r(\text{C}) = 12, A_r(\text{O}) = 16.$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 44.$$

$$m(\text{CO}_2) = 1 \cdot m(\text{C}) + 2 \cdot m(\text{O}) = 12 \text{ а. е. м.} + 32 \text{ а. е. м.} = 44 \text{ а. е. м.}$$

$$W(\text{C}) = \frac{m(\text{C}) \cdot 100\%}{m(\text{CO}_2)} = \frac{12 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{44 \text{ а. е. м.}} = 27\%.$$

б) CO .

$$M_r(\text{CO}) = 1 \cdot A_r(\text{C}) + 1 \cdot A_r(\text{O}); A_r(\text{C}) = 12, A_r(\text{O}) = 16.$$

$$M_r(\text{CO}) = 1 \cdot 12 + 1 \cdot 16 = 28.$$

$$m(\text{CO}) = m(\text{C}) + m(\text{O}) = 12 \text{ а. е. м.} + 16 \text{ а. е. м.} = 28 \text{ а. е. м.}$$

$$W(\text{C}) = \frac{m(\text{C}) \cdot 100\%}{m(\text{CO})} = \frac{12 \text{ а. е. м.} \cdot 100\%}{28 \text{ а. е. м.}} = 43\%.$$

Ответ: массовая доля углерода наибольшая в соединении CO .

3. 3Cl — три атома хлора; 5N_2 — пять молекул простого вещества азота; $3\text{H}_2\text{O}$ — три молекулы воды, сложного вещества.

Тема I. АТОМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Урок 7. Основные сведения о строении атомов

Цели: сформировать представления об истории открытия сложного строения атома, знания об элементарных частицах, входящих в состав атома, атомного ядра, и их основных характеристиках; научить характеризовать строение атома химического элемента на основании его порядкового номера в ПСХЭ Д.И. Менделеева, химический элемент на основе его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева.

Основные понятия: радиоактивность, планетарная модель атома, протоны, нейтроны, массовое число, электроны, электронейтральность атома.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, таблица «Строение атома», справочные таблицы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учитель анализирует результаты выполненной учениками проверочной работы № 1, акцентирует внимание учащихся на ошибках, допущенных в ней, и объясняет решение некоторых заданий. Предлагает учащимся сделать работу над ошибками.)

III. Изучение нового материала

План

1. История открытия сложного строения атома.
 2. Строение атома.
 3. Планетарная модель атома Э. Резерфорда.
 4. Основные характеристики элементарных частиц, входящих в состав атома, атомного ядра.
 5. Порядковый номер химического элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева и его физический смысл.
 6. Характеристика химического элемента на основе его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева.
- Какие формы существования химического элемента нам известны? (*Свободные атомы, молекулы простых и сложных веществ.*)

Приступаем к изучению формы существования химического элемента — свободного атома.

Понятие *атом* означает *неделимый*. Долгое время считалось, что атом — неделимая, наименьшая частица вещества.

Основные этапы открытия сложного строения атома

1891 г. — ирландский физик Дж. Стони на основании опытов убеждается в наличии *электронов* в атомах всех химических элементов. *Электроны* — это мельчайшие частицы, переносящие электрический ток. *Электрон* по-гречески означает «янтарь».

1896 г. — французские физики А. Беккерель, П. и М. Кюри открывают явление *радиоактивности*: самопроизвольного распада атомов некоторых элементов. Их природу в 1899–1903 гг. определил английский физик Э. Резерфорд.

Различают три вида радиоактивных лучей:

- α -лучи, которые состоят из α -частиц с зарядом в два раза больше заряда электрона, но с положительным знаком и массой в четыре раза больше массы водорода;
- β -лучи, которые представляют собой поток электронов;
- γ -лучи — это электромагнитные волны, не несущие электрического заряда.

1897 г. — английский физик Д. Томсон и французский физик Ж. Перрен опытным путем определили заряд электрона, он оказался отрицательным, и договорились считать этот заряд равным -1 . Масса электрона оказалась в 2000 раз меньше массы атома водорода.

(Ученики читают текст на с. 38–39 и рассматривают рис. 29.)

Все эти открытия говорят о сложности строения атома, его делимости.

1909–1911 гг. — английский физик Э. Резерфорд опытным путем определяет наличие в атоме *ядра*, имеющего положительный заряд и занимающего малый объем атома. (Учащиеся читают текст на с. 40 и рассматривают рис. 30.)

Э. Резерфорд предлагает модель атома, которую называет *планетарной*. Она напоминает Солнечную систему, только в крохотном виде. В центре атома — ядро, в котором сосредоточены вся масса атома и его положительный заряд. Все электроны, отрицательно заряженные частицы, располагаются в пространстве около ядра атома и вращаются вокруг него с огромной скоростью. Атом — *электронейтральная* частица.

1913 г. — английский физик Г. Мозли опытным путем определяет *заряд ядра* некоторых химических элементов, который численно совпадает с их порядковыми номерами.

1920 г. — английский физик Э. Резерфорд открывает в составе ядра атома мельчайшие частицы — *протоны*, имеющие массу и положительный заряд $+1$.

1932 г. — английский физик Дж. Чедвик открывает в составе ядра атома мельчайшие частицы — *нейтроны*, обладающие массой и не имеющие заряда.

На основании вышеизложенных фактов можно сделать вывод: атом химического элемента — электронейтральная частица, имеющая следующее строение: в центре атома располагается ядро атома, имеющее положительный заряд, равный порядковому номеру химического элемента. В состав ядра входят частицы: протоны и нейтроны (общее название для них — нуклоны, от лат. *nucleus* — «ядро»). Сумму чисел протонов и нейтронов называют *массовым числом* (A). Например, массовое число атома железа: $A(\text{Fe}) = 56$.

Протоны (p^+) — положительно заряженные частицы, их количество соответствует порядковому номеру (Z) химического элемента. Масса протона равна 1.

Нейтроны (n^0) — нейтральные частицы, их количество соответствует разности значений массового числа и числа протонов. Масса нейтрона равна 1. Например, число нейтронов в атоме железа: $N(\text{Fe}) = A(\text{Fe}) - Z(\text{Fe}) = 56 - 26 = 30$.

Число электронов (e^-) и протонов в атоме одинаково и равно порядковому номеру элемента, так как атом — электронейтральная частица.

(Учащиеся изучают табл. 2 (с. 41).)

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики под руководством учителя выполняют задания № 1, 2, 3 (золото), 4, 5 из учебника (с. 43).)

Ответы

№ 1. Конспект урока.

№ 2. Научный прогресс в XVII в. еще не достиг таких высот, не было соответствующего оборудования, приборов, чтобы определить сложность строения атомов химических элементов.

№ 3 (золото). Золото — Au. $A(\text{Au}) = 197$; $Z(\text{Au}) = 79$; заряд ядра атома золота $+79$; количество протонов в ядре атома золота 79; количество нейтронов в ядре атома золота вычисляем по формуле: $N = A - Z = 197 - 79 = 118$; количество электронов в атоме 79.

№ 4. «Ядро» — от лат. *нуклеус*. Протоны и нейтроны входят в состав ядра атома химического элемента, поэтому они и называются нуклонами. Название планетарной модели строения атома Э. Резерфорда — нуклеарная — также связано со словом *нуклеус*.

№ 5.

1. Это бром. Он расположен в 4-м периоде (большом), VII группе (главной подгруппе).
2. Заряд ядра атома брома соответствует его порядковому номеру в ПСХЭ Д.И. Менделеева и равен +35.
3. В ядре атома брома 35 протонов.
4. Количество нейтронов вычисляем по формуле: $N = A - Z$; $A(\text{Br}) = 80$. $N = 80 - 35 = 45$.
5. Количество электронов в атоме брома 35, соответствуют порядковому номеру и количеству протонов.

V. Подведение итогов урока

1. Атом имеет сложное строение, напоминающее Солнечную систему и названное Э. Резерфордом планетарной моделью.
2. Атом — электронейтральная частица, имеющая положительно заряженное ядро и электроны, отрицательно заряженные частицы, вращающиеся с огромной скоростью в пространстве вокруг ядра атома.
3. Ядро атома состоит из протонов и нейтронов. Протоны — положительно заряженные частицы, масса протона равна 1. Нейтроны — нейтральные частицы, масса нейтрона равна 1.
4. Порядковый номер химического элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева имеет определенный физический смысл: соответствует заряду ядра атома, количеству протонов в ядре атома и количеству электронов в атоме; зная атомную массу химического элемента (массовое число, A) и его порядковый номер (Z), можно вычислить количество нейтронов (N) в ядре атома по формуле: $N = A - Z$.

План характеристики химического элемента на основе его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Номер периода, большой или малый период; номер группы, главная или побочная подгруппа.
2. Порядковый номер химического элемента.
3. Заряд ядра атома химического элемента.
4. Количество протонов и нейтронов в ядре атома химического элемента.
5. Количество электронов в атоме химического элемента.

Домашнее задание

§ 6, выполнить задания № 3 (натрий, фосфор), 5 (характеристика химического элемента № 47 на основе его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева) (с. 43).

Урок 8. Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы

Цели: составить представление о ядерных процессах и о том, как образуются изотопы; сформировать знания об изотопах водорода; научить определять сходство и различие элементов по составу атомов и изотопов, сравнивать состав атома химического элемента с составом его изотопа.

Основные понятия: ядерные процессы, изотопы, химический элемент.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учащимся предлагается самостоятельная работа. В то время как ученики выполняют ее, учитель проверяет домашнее задание.)

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 3 (с. 43). Натрий — Na. $A(\text{Na}) = 23$; $Z(\text{Na}) = 11$; заряд ядра атома натрия +11; количество протонов в ядре атома натрия 11; количество нейтронов в ядре атома натрия вычисляем по формуле: $N = A - Z = 23 - 11 = 12$; количество электронов в атоме натрия 11.

Фосфор — P. $A(\text{P}) = 31$; $Z(\text{P}) = 15$; заряд ядра атома фосфора +15; количество протонов в ядре атома фосфора 15; количество нейтронов в ядре атома фосфора вычисляем по формуле: $N = A - Z = 31 - 15 = 16$; количество электронов в атоме фосфора 15.

№ 5 (с. 43).

1. Это серебро. Оно расположено в 5-м периоде (большом), I группе (побочной подгруппе).
2. Заряд ядра атома серебра соответствует его порядковому номеру в ПСХЭ Д.И. Менделеева и равен +47.
3. В ядре атома брома 47 протонов.
4. Количество нейтронов вычисляем по формуле: $N = A - Z$; $A(\text{Ag}) = 108$. $N = 108 - 47 = 61$.
5. Количество электронов в атоме серебра 47, соответствуют порядковому номеру и количеству протонов.

2. Самостоятельная работа

(См. КИМы, тест 3 (задания А1–А3 из каждого варианта), с. 12–13.)

III. Изучение нового материала

План

1. Изменение состава ядра атома — изменение числа протонов.
2. Превращение элементов — ядерные процессы.
3. Изменение состава ядра атома — изменение числа нейтронов.
4. Изотопы. Изотопы водорода.

В состав атомов химических элементов входят частицы — протоны, нейтроны и электроны.

Протоны и нейтроны располагаются в ядре атома, и вся масса атома сосредоточена в его ядре. Масса и протона, и нейтрона одинакова. Эти частицы различаются зарядами. Заряд протона $+1$, а заряд нейтрона 0 . Заряд ядра атома химического элемента всегда положительный и зависит от количества протонов в нем.

Представим себе, что будет, если изменить число протонов в ядре атома.

(Ученики рассматривают рис. 32 (с. 44).)

Такой процесс приводит к образованию ядер нового химического элемента и называется *ядерным*.

На Солнце из ядер атомов водорода образуются ядра атома гелия, при этом происходит выброс огромного количества энергии, которая обеспечивает жизнь на Земле. Синтез новых элементов осуществляется в настоящее время в Объединенном институте ядерных исследований в г. Дубне.

В честь ученого Д.И. Менделеева 101-й элемент в Периодической системе назван менделевием, он был получен в результате синтеза путем бомбардировки ядер атома эйнштейния ядрами атомов гелия. Буквально недавно группой русских ученых синтезирован элемент № 121.

А что будет, если изменить число нейтронов в ядре атома? Нейтроны не имеют заряда, то есть заряд ядра атома химического элемента не изменится, новый элемент не образуется.

Что же произойдет с массой атома химического элемента? Так как нейтрон имеет массу, равную 1, массовое число атома будет изменяться. Если добавить число нейтронов, массовое число атома увеличится, если уменьшить число нейтронов — уменьшится.

Таким образом появляются разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд (количество протонов в этих атомах одинаковое), но разное массовое число, и называются они *изотопами* (от др.-греч. *изос* — «одинаковый», *тоπος* — «место», «занимающий одно место» (клетку) в ПСХЭ Д.И. Менделеева).

Практически все химические элементы имеют изотопы.

(Ученики рассматривают рис. 33 (с. 45).)

В природе известны три изотопа углерода с массовыми числами 12, 13, 14. Кислород также имеет три изотопа с массовыми числами 16, 17, 18.

С учетом количества изотопов того или иного химического элемента вычисляется средняя относительная атомная масса элемента. Атомы хлора в природе встречаются в виде изотопов с массовым числом 35 (их в природе 75%) и изотопов с массовым числом 37 (их 25%). Соответственно, относительная атомная масса хлора равна 35,5.

Химические свойства изотопов углерода, кислорода, хлора и других элементов одинаковы, так как нет резкого увеличения их относительной атомной массы. Однако изотопы водорода сильно различаются по свойствам из-за резкого увеличения их относительной атомной массы.

(Ученики рассматривают рис. 34 (с. 45).)

Изотопам водорода присвоены индивидуальные названия: протий — ${}^1_1\text{H}$; дейтерий — ${}^2_1\text{H}$ или ${}^2_1\text{D}$; тритий — ${}^3_1\text{H}$ или ${}^3_1\text{T}$.

Вспомним определение химического элемента. Химический элемент — это определенный вид атомов. Однако у химического элемента есть изотопы с разными массовыми числами и различными свойствами. Следовательно, **химический элемент** — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания № 1, 2, 3 из учебника (с. 46).)

Ответы

№ 1. Они имеют разный заряд ядер.

№ 2. Изотопы калия легче изотопов аргона, то есть в ядрах изотопов калия число нейтронов меньше, чем в ядрах изотопов аргона. Относительная атомная масса определяется как среднее значение массовых чисел изотопов.

№ 3. Изотопы — это атомы химического элемента с одинаковым количеством протонов в ядрах, но разным количеством нейтронов.

V. Подведение итогов урока

1. Изменение числа протонов в ядре атома приводит к изменению заряда ядра атома и образованию нового химического элемента.
2. Изменение числа нейтронов в ядре атома приводит к изменению массового числа атома, заряд ядра атома химического элемента при этом не изменяется. Образуются изотопы.
3. Изотопы водорода: протий (легкий изотоп), дейтерий (тяжелый изотоп), тритий (сверхтяжелый изотоп).

Домашнее задание

§ 7, выполнить задания № 4, 5, 6 (с. 46).

Урок 9. Строение электронных оболочек атомов

Цели: объяснить физический смысл номера периода и номера группы химических элементов в ПСХЭ Д.И. Менделеева; рассказать о распределении электронов в атоме по энергетическим уровням 1, 2, 3-го периодов и максимальном количестве электронов на I, II, III энергетических уровнях; научить составлять схемы строения электронных оболочек атомов химических элементов I, II, III уровней, электронные формулы атомов химических элементов.

Основные понятия: электронная оболочка, энергетический уровень, завершённый и незавершённый энергетические уровни, электронное облако, электронная орбиталь, электронная формула.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, таблица «Строение атомов химических элементов», справочные таблицы, кодотранспаранты.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 4 (с. 46). Изотопы водорода сильно различаются по свойствам из-за резкого увеличения их относительной атомной массы, а у изотопов хлора такого резкого изменения не происходит.

№ 5 (с. 46). Изотоп водорода с массовым числом 2 называется дейтерием, тяжелым изотопом. D_2O – формула дейтериевой воды, тяжелой воды.

Свойства легкой и тяжелой воды*

Характеристика	Легкая вода	Тяжелая вода
Состав вещества, химическая формула, относительная молекулярная масса	Молекула образована двумя атомами протия, легкого изотопа водорода, H_2O , $M_r(H_2O) = 18$	Молекула образована двумя атомами дейтерия, тяжелого изотопа водорода, D_2O , $M_r(D_2O) = 20$

* Данные взяты из химического справочника.

Характеристика	Легкая вода	Тяжелая вода
Агрегатное состояние, цвет	При нормальных условиях бесцветная жидкость	При нормальных условиях бесцветная жидкость
Плотность	1,0 г/см ³	1,1042 г/см ³
Температуры плавления и кипения	0,0 °С, 100,0 °С	3,81 °С, 101,43 °С

№ 6 (с. 46). Ni – Со, никель – кобальт; I – Те, иод – теллур.

2. Самостоятельная работа

В а р и а н т 1

В чем сходство и отличие в составе атомов химического элемента калия с массовыми числами 39 и 40? Дайте обоснованный ответ.

В а р и а н т 2

В чем сходство и отличие в составе атомов химического элемента хлора с массовыми числами 35 и 37? Дайте обоснованный ответ.

Ответы

В а р и а н т 1

1. Атомы калия с массовыми числами 39 и 40 – это изотопы. Изотопы – это атомы химических элементов с одинаковым зарядом ядра атома, то есть с равным количеством протонов, но разным количеством нейтронов в ядре.

2. Заряд ядра атома калия соответствует его порядковому номеру в ПСХЭ Д.И. Менделеева и равен +19.

В ядре атомов калия с массовым числом 39 протонов 19. Количество нейтронов вычисляем по формуле: $N = A - Z$; $A(K) = 39$. $N = 39 - 19 = 20$.

В ядре атомов калия с массовым числом 40 протонов – 19. Количество нейтронов вычисляем по формуле: $N = A - Z$; $A(K) = 40$. $N = 40 - 19 = 21$.

В а р и а н т 2

1. Атомы хлора с массовыми числами 35 и 37 – это изотопы. Изотопы – это атомы химических элементов с одинаковым зарядом ядра атома, то есть равным количеством протонов, но разным количеством нейтронов в ядре.

2. Заряд ядра атома хлора соответствует его порядковому номеру в ПСХЭ Д.И. Менделеева и равен +17.

В ядре атомов хлора с массовым числом 35 протонов 35. Количество нейтронов вычисляем по формуле: $N = A - Z$; $A(Cl) = 35$. $N = 35 - 17 = 18$.

В ядре атомов хлора с массовым числом 37 протонов 17. Количество нейтронов вычисляем по формуле: $N = A - Z$; $A(\text{Cl}) = 37$. $N = 37 - 17 = 20$.

III. Изучение нового материала

План

1. Электронная оболочка атома и энергия электронов в атоме.
2. Энергетические уровни атома, физический смысл номера периода.
3. Распределение электронов в атомах химических элементов 1, 2, 3-го периодов ПСХЭ Д.И. Менделеева по энергетическим уровням.
4. Максимальное количество электронов на энергетических уровнях.
5. Электронные облака, электронные орбитали и формы орбиталей.
6. Физический смысл номера группы.
7. Электронная формула атомов химических элементов 1, 2, 3-го периодов ПСХЭ Д.И. Менделеева.

На предыдущих уроках мы изучили строение атома. Атом по строению напоминает Солнечную систему — такая модель называется планетарной. В центре атома — ядро, а вокруг него движутся электроны, подобно движению планет вокруг Солнца.

Однако частицы, входящие в состав атома, — протоны, нейтроны, электроны — это объекты микромира, не наблюдаемого нами. В нем действуют иные законы, чем в макромире, объекты которого мы можем наблюдать или непосредственно, или с помощью приборов.

Нам необходимо создать такую модель строения электронных оболочек атома, которая будет соответствовать современным взглядам ученых-химиков.

Электроны в атоме химического элемента образуют электронную оболочку. Например, в атоме алюминия 13 электронов — электронную оболочку атома алюминия создают 13 электронов, в атоме водорода один электрон — электронная оболочка атома водорода образована одним электроном.

— Как вы думаете, как движутся электроны в атоме: хаотично или в каком-то определенном порядке?

Электроны в атоме движутся в определенном порядке, так как они различаются запасом энергии. Если энергия электронов мала, то они ближе расположены к ядру атома, прочнее связаны с ним, их труднее удалить из электронной оболочки. Чем больше запас энергии электронов, тем дальше от ядра атома они находят-

ся. Ближко подойти к ядру им мешает экранирование электронов, расположенных у ядра атома и имеющих малый запас энергии.

Таким образом, по запасу энергии электроны в атоме распределены по электронным слоям — *энергетическим уровням*. Количество энергетических уровней в атоме соответствует номеру периода в ПСХЭ Д.И. Менделеева, в котором находится химический элемент.

В атомах элементов 1-го периода электронная оболочка состоит из одного энергетического уровня, то есть в атомах водорода и гелия один энергетический уровень.

В схеме атома энергетический уровень показываем либо скобкой, либо точкой.

Например:

$_{+1}\text{H}, +1)1$ — энергетический уровень показан скобкой

$_{+1}\text{H}, .1\bar{e}$ — энергетический уровень показан точкой

$_{+2}\text{He}, +2)2$

$_{+2}\text{He}, .2\bar{e}$

В атомах элементов 2-го периода электронная оболочка атомов химических элементов состоит двух энергетических уровней. В атомах элементов от лития до неона два энергетических уровня. В атоме азота 7 электронов по запасу энергии распределены по двум энергетическим уровням.

В атомах элементов 3-го периода электронная оболочка состоит из трех энергетических уровней. В атомах элементов от натрия до аргона три энергетических уровня. В атоме алюминия 13 электронов по запасу энергии распределены по трем энергетическим уровням.

Возникает вопрос: а какое максимальное количество электронов может быть на энергетических уровнях — первом, втором, третьем и т. д.? Определяется это число по формуле: $N = 2n^2$, где N — максимальное количество электронов, n — номер энергетического уровня.

Таким образом, если $n = 1$, то $N = 2$; $n = 2$, $N = 8$; $n = 3$, $N = 18$; $n = 4$, $N = 32$.

Следует помнить, что последний энергетический уровень в атоме называется *внешним*. Количество электронов на внешнем энергетическом уровне атома химического элемента главной подгруппы соответствует номеру группы.

Чтобы составить схему строения электронной оболочки атомов, будем руководствоваться следующим алгоритмом:

1. Определим положение элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева (его «координаты»).

Например, положение углерода в ПСХЭ: период – 2, малый, группа – IV (главная подгруппа), $A_r(C) = 12$.

2. Охарактеризуем строение атома химического элемента.

На примере углерода: порядковый номер 6; заряд ядра атома +6; в ядре атома 6 протонов, 6 нейтронов ($12 - 6$) и 6 электронов; энергетических уровней в атоме – два.

3. Охарактеризуем строение энергетических уровней в электронной оболочке атома химического элемента.

В атоме углерода 6 электронов по запасу энергии распределены по двум энергетическим уровням. На первом энергетическом уровне максимально можно разместить 2 электрона. На втором энергетическом уровне размещаем оставшиеся из 6 электронов, то есть 4 электрона: это внешний энергетический уровень, количество электронов на нем соответствует номеру группы.

${}_{+6}C, +6)2)4; {}_{+6}C, .2\bar{e}.4\bar{e}$.

(Учитель обращает внимание учащихся на текст на с. 48–50. Ученики рассматривают схемы строения атомов элементов 2-го и 3-го периодов и знакомятся с понятиями *незавершенный* и *завершенный энергетический уровень*.)

Гелий, неон, аргон имеют завершенный внешний энергетический уровень, так как на этом энергетическом уровне размещено максимальное количество электронов. А такие элементы, как, к примеру, литий, бериллий, натрий и сера, имеют незавершенный внешний энергетический уровень в атомах, так как он содержит не максимальное количество электронов для данного энергетического уровня.

${}_{+16}S, .2\bar{e}.8\bar{e}.6\bar{e}$ – в атоме серы внешний, третий энергетический уровень близок к завершению.

${}_{+11}Na, .2\bar{e}.8\bar{e}.1\bar{e}$ – в атоме натрия внешний, третий энергетический уровень далек от завершения.

(Учащиеся вместе с учителем продолжают работать с текстом на с. 50–51.)

Электрон движется вокруг ядра с огромной скоростью, создавая электронное облако определенной формы: в виде сферы, виде объемной восьмерки (гантелеобразной формы) (рис. 36); по запасу энергии они разные.

Пространство вокруг ядра атома, где наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют *электронной орбиталью*. Электронная орбиталь, имеющая сферическую форму, называется *s-орбиталь*, электронная орбиталь в форме восьмерки – как *p-орбиталь*.

На одной орбитали возможно нахождение только двух электронов. Электронные орбитали на энергетическом уровне образуют подуровни. На первом энергетическом уровне один подуровень — s -подуровень (одна орбиталь, два электрона). На втором энергетическом уровне два подуровня — s -подуровень (одна орбиталь, два электрона) и p -подуровень (три орбитали, шесть электронов). Запасу энергии на s -подуровне меньше, чем на p -подуровне.

Составим схему энергетических уровней в атоме с учетом подуровней:

- первый энергетический уровень $1s$;
- второй энергетический уровень $2s2p$.

Для элемента 2-го периода — $1s2s2p$.

Составим электронную формулу атома углерода, учитывая подуровни на энергетических уровнях атома.

1. Схема строения энергетических уровней атома углерода: ${}_6\text{C}, +6)2)4; {}_6\text{C}, .2\bar{e}.4\bar{e}$.
2. Электронная формула атома углерода: $1s^22s^22p^2$ (читается *один-эс-два, два-эс-два, два-пэ-два*).

(Учитель обращает внимание учащихся на место углерода в ПСХЭ Д.И. Менделеева, его клетку.)

Кроме символа, порядкового номера, относительной атомной массы и названия элемента в его клетке указана электронная формула внешнего энергетического уровня (для элементов главных подгрупп).

Все элементы главных подгрупп имеют одинаковую электронную формулу внешнего энергетического уровня, вследствие чего свойства их одинаковы.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания № 1 (а), 2 (а) из учебника (с. 52).)

Ответы

№ 1а. Алюминий — Al.

Схема строения атома алюминия: ${}_{13}\text{Al}, +13)2)8)3; {}_{13}\text{Al}, .2\bar{e}.8\bar{e}.3\bar{e}$.

Электронная формула атома алюминия: $1s^22s^22p^63s^23p^1$.

№ 2а. Азот ${}_7\text{N}$, в атоме электронная оболочка состоит из двух энергетических уровней.

Схема строения атома азота: ${}_7\text{N}, +7)2)5; {}_7\text{N}, .2\bar{e}.5\bar{e}$.

Электронная формула атома азота: $1s^22s^22p^3$.

Фосфор ${}_{15}\text{P}$, в атоме электронная оболочка состоит из трех энергетических уровней.

Схема строения атома фосфора: ${}_{15}\text{P}, +15)2)8)5; {}_{15}\text{P}, .2\bar{e}.8\bar{e}.5\bar{e}$.

Электронная формула атома фосфора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

Азот и фосфор — это элементы V группы (главной подгруппы). Они имеют одинаковое количество электронов на внешнем энергетическом уровне, одинаковую электронную формулу внешнего энергетического уровня: азот — $2s^2 2p^3$, фосфор — $3s^2 3p^3$. Отличие: в атоме азота электроны распределены по двум энергетическим уровням, в атоме фосфора — по трем.

V. Подведение итогов урока

1. Электроны в атоме обладают энергией и распределены по разным энергетическим уровням и подуровням: s , p .
2. Максимальное количество электронов на энергетическом уровне определяется по формуле: $N = 2n^2$, где N — максимальное количество электронов, n — номер энергетического уровня.
3. Форма электронных орбиталей на подуровнях разная (s -орбиталь и p -орбиталь).
4. По запасу энергии s -подуровень меньше p -подуровня.
5. Количество энергетических уровней в атоме соответствует номеру периода, количество подуровней на энергетическом уровне также соответствует номеру периода.
6. Внешний энергетический уровень атома может быть незавершенным и завершенным.
7. Завершенный энергетический уровень содержит максимальное количество электронов.
8. Незавершенный энергетический уровень для элементов главных подгрупп содержит количество электронов, равное номеру группы.
9. Элементы главных подгрупп обладают одинаковыми свойствами, так как имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня, которое повторяется периодически.

Домашнее задание

§ 8, выполнить задания № 1 (б, в), 2 (б), 3, 4 (с. 52–53).

Урок 10. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атома

Цели: составить представление о металличности и неметалличности атомов химических элементов и причинах изменения металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах (главных подгруппах) ПСХЭ Д.И. Менделеева на основе строения их атомов; сформировать знания о периодичности

изменения свойств элементов на основании строения внешних энергетических уровней; научить объяснять физический смысл порядкового номера, номера периода, номера группы (главной подгруппы) химического элемента, характеризовать химический элемент на основании его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева, определять его металличность или неметалличность.

Основные понятия: атомы металлов и неметаллов.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, карточки с заданиями.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Выборочный разбор домашнего задания.)

Ответы

№ 3 (с. 53). Атом кремния содержит в ядре 14 протонов и 14 нейтронов. Число электронов, находящихся вокруг ядра, как и число протонов, равно порядковому номеру элемента. Число энергетических уровней определяется номером периода и равно ему. Число внешних электронов определяется номером группы и равно ему.

№ 4 (с. 53). В атомах элементов 1-го периода один энергетический уровень, на котором один подуровень. Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле $N = 2n^2$; $N = 2$.

В атомах элементов 2-го периода два энергетических уровня. На первом энергетическом уровне один подуровень, на втором энергетическом уровне — два. Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле: $N = 2n^2$; $N = 8$.

III. Изучение нового материала

План

1. Металличность и неметалличность атомов химических элементов и причины изменения металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах (главных подгруппах) ПСХЭ Д.И. Менделеева на основе строения их атомов.
2. Периодичность изменения свойств элементов на основании строения внешних энергетических уровней.

Атомы химических элементов могут иметь внешний энергетический уровень с малым количеством электронов, далекий от завершения. Это атомы *металлических элементов*.

Как правило, у металлических элементов на внешнем энергетическом уровне меньше трех электронов. В ПСХЭ Д.И. Менделеева металлические элементы располагаются в начале периода, в I, II, III группах (главных подгруппах). Атомы металлических элементов образуют простые вещества — *металлы*.

Атомы химических элементов могут иметь внешний энергетический уровень с большим количеством электронов, близкий к завершению. Это атомы *неметаллических элементов*. В ПСХЭ Д.И. Менделеева неметаллические элементы располагаются ближе к концу периода, в IV, V, VI, VII группах (главных подгруппах). Атомы неметаллических элементов образуют простые вещества *неметаллы*. Как правило, у неметаллических элементов на внешнем энергетическом уровне больше четырех электронов.

Если на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов электронов три или четыре, такие элементы называются переходными.

(Ученики переписывают в тетради данные из таблицы на с. 55. Далее они вместе с учителем работают с этой таблицей и ПСХЭ Д.И. Менделеева.)

Таким образом:

1. Зная строение внешнего энергетического уровня, можно определить химический элемент и судить о его металличности и неметалличности.

Например, внешний энергетический уровень химического элемента с порядковым номером 12 имеет электронную формулу $3s^2$. Химический элемент расположен в 3-м малом периоде, так как открыт третий энергетический уровень, во II группе (главной подгруппе), так как на внешнем энергетическом уровне два электрона. Итак, в атоме химического элемента с порядковым номером 12 на внешнем энергетическом уровне два электрона, это магний, металлический элемент.

Внешний энергетический уровень химического элемента с порядковым номером 35 имеет электронную формулу $4s^2 4p^5$. Химический элемент расположен в 4-м большом периоде, так как открыт четвертый энергетический уровень, VII группе (главной подгруппе), так как на внешнем энергетическом уровне семь электронов. Итак, в атоме химического элемента с порядковым номером 35 на внешнем энергетическом уровне семь электронов, это бром, неметаллический элемент.

В атоме химического элемента с порядковым номером 13 на внешнем энергетическом уровне три электрона, это алюминий, переходный элемент.

2. Одинаковое строение внешних энергетических уровней атомов химических элементов повторяется периодически. Например, атом азота и атом фосфора имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня, они расположены в одной группе и подгруппе, но в разных периодах. Это неметаллические элементы, они образуют простые вещества неметаллы со сходными свойствами. Эта закономерность периодического повторения отражена в названии Периодической системы Д.И. Менделеева.

Алгоритм характеристики химического элемента на основе его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Определить положение элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева: период, группу, подгруппу. Найти относительную атомную массу.
2. Охарактеризовать строение атома химического элемента: порядковый номер, заряд ядра атома, число протонов и нейтронов в ядре атома, электронов в атоме. Найти число энергетических уровней в атоме.
3. Определить схему строения атома химического элемента и его электронную формулу.
4. Найти число электронов на внешнем энергетическом уровне. Определить принадлежность элемента к металлам или неметаллам.
5. Сравнить химический элемент с рядом стоящими элементами по периоду и по группе (подгруппе).

IV. Самостоятельная работа

(См. КИМ, тест 4, с. 14–17.)

V. Подведение итогов урока

План обобщения и систематизации узловых вопросов темы

1. Структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.
2. Строение атома.
3. Физический смысл порядкового номера, номера периода, номера группы химического элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева.
4. Схема электронной оболочки атома химического элемента и его электронная формула.
5. Алгоритм характеристики химического элемента на основании его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева.

Домашнее задание

1. Выучить таблицу на с. 55, § 9.

2. Пользуясь алгоритмом, приведенным на уроке, дать характеристику элементов № 11, 17, 18 на основе их положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева. (Задание ученики выполняют на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)

Урок 11. Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов. Ионная связь

Цели: объяснить механизм образования ионной связи; сформировать представление об идеале прочности энергетического уровня на примере строения атомов инертных газов и возможностей приобретения прочности внешнего энергетического уровня металлическими и неметаллическими элементами с образованием положительно и отрицательно заряженных частиц — ионов; научить определять соединения с ионной связью и объяснять механизм ее образования.

Основные понятия: идеал прочности энергетического уровня, ион, химическая связь, ионная связь, формульная единица.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, таблица «Ионная связь».

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учащиеся выполняют самостоятельную работу, в это время учитель проверяет домашнее задание.)

1. Проверка домашнего задания

Ответ

Элемент № 11	Элемент № 17	Элемент № 18
Натрий Период — 3-й, малый Группа — I Подгруппа — главная $A_r(\text{Na}) = 23$	Хлор Период — 3-й, малый Группа — VII Подгруппа — главная $A_r(\text{Cl}) = 35,5$	Аргон Период — 3-й, малый Группа — VIII Подгруппа — главная $A_r(\text{Ar}) = 40$
№ 11 +11 $p^+ 11, n^0 12, e^- 11$ Три энергетических уровня	№ 17 +17 $p^+ 17, n^0 18, e^- 17$ Три энергетических уровня	№ 18 +18 $p^+ 18, n^0 22, e^- 18$ Три энергетических уровня

Элемент № 11	Элемент № 17	Элемент № 18
${}_{+11}\text{Na}, .2\bar{e}.8\bar{e}.1\bar{e}$ ${}_{+11}\text{Na}, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	${}_{+17}\text{Cl}, .2\bar{e}.8\bar{e}.7\bar{e}$ ${}_{+17}\text{Cl}, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	${}_{+18}\text{Ar}, .2\bar{e}.8\bar{e}.8\bar{e}$ ${}_{+18}\text{Ne}, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Один электрон на внешнем энергетическом уровне. Энергетический уровень далек от завершения	Семь электронов на внешнем энергетическом уровне. Энергетический уровень близок к завершению	Восемь электронов на внешнем энергетическом уровне. Энергетический уровень завершённый
Металлический элемент	Неметаллический элемент	Неметаллический элемент
Как металл сильнее магния — по периоду. Как металл слабее калия, но сильнее лития — по группе (главной подгруппе)	Как неметалл сильнее серы — по периоду. Как неметалл сильнее брома, но слабее фтора — по группе (главной подгруппе)	Инертный, благородный газ

2. Самостоятельная работа

(См. КИМы, самостоятельная работа 4, с. 56–57.)

После того как учащиеся сдадут самостоятельные работы, учитель обращается к составленной учениками дома характеристике элементов, акцентирует их внимание на строении внешнего энергетического уровня атома аргона — инертного газа.)

Внешний энергетический уровень атома аргона завершённый. Это говорит о его прочности. Все атомы химических элементов стремятся к завершению внешнего энергетического уровня.

Каким образом химический элемент может добиться идеала прочности внешнего энергетического уровня? Атом химического элемента может либо отдать электроны с внешнего энергетического уровня, либо принять электроны, которых не хватает до завершения.

(Учитель переходит к объяснению нового материала.)

III. Изучение нового материала

План

1. Идеал прочности энергетического уровня на примере строения атомов инертных газов.
2. Пути приобретения прочности внешнего энергетического уровня металлическими и неметаллическими элементами. Образование положительно и отрицательно заряженных частиц — ионов.
3. Ионная химическая связь между атомами металла и неметалла.

Мы научились составлять формулы химических соединений, изучили строение атомов химических элементов. Но возникает вопрос: почему молекулы инертных газов одноатомные, молекулы водорода, кислорода двухатомные, формула поваренной соли NaCl , а не Na_2Cl или NaCl_3 ?

Все атомы инертных газов на внешнем энергетическом уровне, кроме атома гелия, имеют октет (восемь) электронов. У атома гелия два электрона на внешнем энергетическом уровне. Это идеал прочности атома. Атомы инертных газов устойчивы, молекулы их одноатомные.

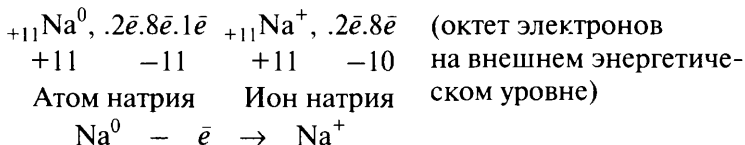
Атомы всех химических элементов стремятся приобрести прочность внешнего энергетического уровня, а именно иметь на внешнем энергетическом уровне октет электронов.

Атомы металлических элементов на внешнем энергетическом уровне имеют малое число электронов: от одного до трех. Им энергетически выгодно в химических реакциях отдать электроны и добиться прочности внешнего энергетического уровня.

Атомы неметаллических элементов на внешнем энергетическом уровне имеют большое число электронов: от пяти до восьми. Им энергетически выгодно в химических реакциях принять электроны и добиться прочности внешнего энергетического уровня.

(Учащиеся читают текст на с. 56–57.)

Рассмотрим механизм образования соединения NaCl . Соединение образовано атомами натрия и хлора. Схема строения атома натрия: ${}_{+11}\text{Na}$, $.2\bar{e}.8\bar{e}.1\bar{e}$. Электронная формула атома натрия: ${}_{+11}\text{Na}$, $1s^22s^22p^63s^1$. Натрий — типичный металлический элемент, атому натрия энергетически выгодно в химических реакциях отдать электроны и добиться прочности внешнего энергетического уровня.

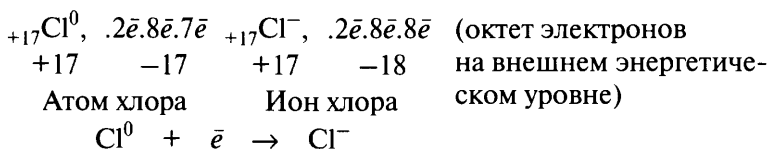


Атом натрия отдает один электрон с s -подуровня внешнего энергетического уровня и превращается в положительно заряженную частицу — ион.

Электронная формула иона натрия: ${}_{+11}\text{Na}^+$, $1s^22s^22p^6$.

Схема строения атома хлора: ${}_{+17}\text{Cl}$, $.2\bar{e}.8\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома хлора: ${}_{+17}\text{Cl}$, $1s^22s^22p^63s^23p^5$. Хлор — типичный неметаллический элемент, атому хлора энергетически выгодно

в химических реакциях принять электроны и добиться прочности внешнего энергетического уровня.



Атом хлора принимает один электрон на p -подуровень внешнего энергетического уровня и превращается в отрицательно заряженную частицу — ион.

Электронная формула иона хлора: $+_{17}\text{Cl}^-$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

В дальнейшем противоположно заряженные частицы взаимно притягиваются, между ними возникает химическая связь: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ \text{Cl}^-$.

Химическая связь, образуемая между ионами, называется ионной.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики под руководством учителя выполняют задания № 1 (а), 2 (а), 3 из учебника (с. 58).)

Ответы

№ 1а. Схема строения атома углерода: $+_6\text{C}$, $2\bar{e}.4\bar{e}$. Электронная формула атома углерода: $+_6\text{C}$, $1s^2 2s^2 2p^2$.

Схема строения атома кремния: $+_{14}\text{Si}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.4\bar{e}$. Электронная формула атома кремния: $+_{14}\text{Si}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

Атом углерода и атом кремния имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня, соответственно, они обладают одинаковыми свойствами.

№ 2а. Схема строения атома натрия: $+_{11}\text{Na}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.1\bar{e}$. Электронная формула атома натрия: $+_{11}\text{Na}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Натрий — металлический элемент, для прочности внешнего энергетического уровня атому натрия энергетически выгоднее отдать один электрон с s -подуровня третьего энергетического уровня.

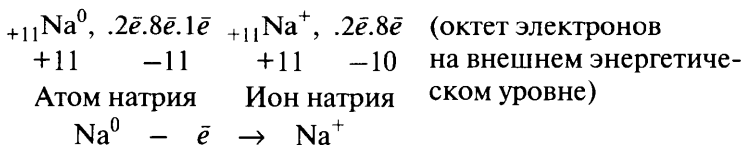
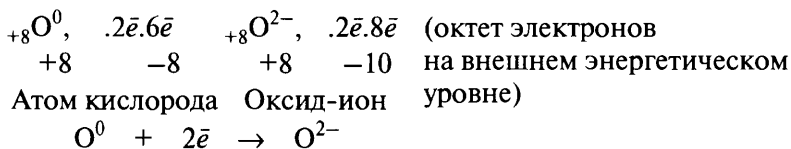
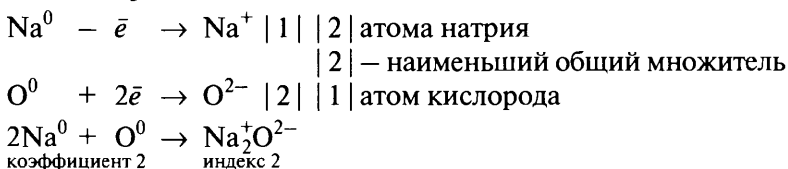


Схема строения атома кислорода: $+_8\text{O}$, $2\bar{e}.6\bar{e}$. Электронная формула атома натрия: $+_8\text{O}$, $1s^2 2s^2 2p^4$. Кислород — неметаллический элемент, для прочности внешнего энергетического уровня атому кислорода энергетически выгоднее принять два электрона на p -подуровень второго энергетического уровня.



Атому кислорода необходимо принять два электрона, а атому натрия — отдать один электрон. Нужен электронный баланс. Находим наименьшее общее кратное между зарядами образовавшихся ионов — это число 2 — и делим его на число электронов, отданных атомом натрия, — получаем число 2. То есть нам необходимы два атома натрия. Таким же способом определяем число атомов кислорода.



№ 3. Самый типичный металл в ПСХЭ Д.И. Менделеева — франций, он расположен в 7-м большом периоде, I группе (главной подгруппе), атом франция имеет самый большой атомный радиус.

Самый типичный неметалл в ПСХЭ Д.И. Менделеева — фтор, он расположен во 2-м малом периоде, VII группе (главной подгруппе), атом фтора имеет наименьший атомный радиус.

V. Подведение итогов урока

1. Атомы инертных газов имеют идеально прочный внешний энергетический уровень.
2. Атомам металлов для прочности внешнего энергетического уровня энергетически выгоднее отдать электроны и превратиться в положительно заряженную частицу.
3. Атомам неметаллов для прочности внешнего энергетического уровня энергетически выгоднее принять недостающие электроны и превратиться в отрицательно заряженную частицу.
4. Положительно заряженные и отрицательно заряженные частицы называются ионами.
5. Между ионами возникает ионная связь.
6. Ионная связь, как правило, возникает между типичным металлом и типичным неметаллом.
7. Чтобы записать схему образования ионной связи в соединении, можно воспользоваться алгоритмом.

Алгоритм записи схемы образования ионной связи

1. Составить схему строения и электронные формулы атомов химических элементов, образующих соединение.
2. Определить принадлежность элементов к металлам и неметаллам.
3. Составить схему перехода электронов и образования ионов.
4. Составить ионное соединение – формульную единицу.

Домашнее задание

§ 9, выполнить задания № 1 (б), 2 (б, в), 3, 4 (с. 58).

Урок 12. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой.

Ковалентная неполярная связь

Цели: сформировать представление о свойстве неметаллических элементов – электроотрицательности (ЭО) и ее изменении в периодах и группах (главных подгруппах) ПСХЭ Д.И. Менделеева; познакомить с рядом ЭО и научить им пользоваться; сформировать знания о механизме образования ковалентной неполярной химической связи между неметаллическими элементами с одинаковой ЭО, ее кратности и длине; научить характеризовать неметаллические элементы по их ЭО и образованию ковалентной неполярной связи, определять соединение с ковалентной неполярной связью и объяснять механизм ее образования.

Основные понятия: электроотрицательность (ЭО), ряд электроотрицательности (ЭО), ковалентная неполярная связь, кратность связи, длина связи, электронные формулы, структурные формулы.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, справочные таблицы, таблица «Ковалентная неполярная связь».

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Устный опрос

Что такое ионная связь? Объясните механизм образования соединений с ионной связью.

(Для ответа учащиеся используют решение домашнего задания № 2в.)

Ответ

Схема строения атома магния: ${}_{+12}\text{Mg}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.2\bar{e}$. Электронная формула атома магния: ${}_{+12}\text{Mg}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Магний – металлический элемент. Для прочности внешнего энергетического уровня атому магния энергетически выгоднее отдать два электрона с s -подуровня третьего энергетического уровня.

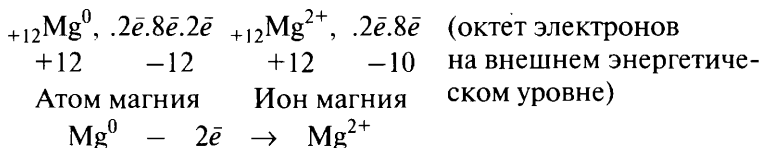
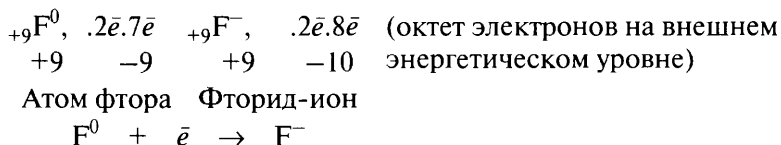
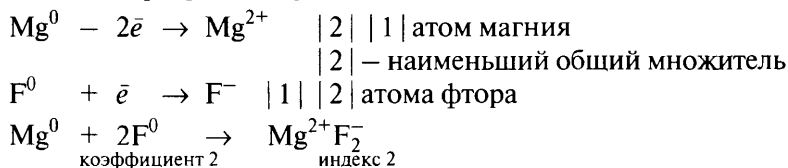


Схема строения атома фтора: ${}_{+9}\text{F}$, $2\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома фтора: ${}_{+9}\text{F}$, $1s^2 2s^2 2p^5$. Фтор – неметаллический элемент. Для прочности внешнего энергетического уровня атому фтора энергетически выгоднее принять один электрон на p -подуровень второго энергетического уровня.



Атому фтора необходимо принять один электрон, а атому магния – отдать два электрона. Нужен электронный баланс. Находим наименьшее общее кратное – это число 2 – и делим его на число электронов, отданных атомом магния, – получаем число 1. То есть необходим один атом магния. Таким же способом определяем число атомов фтора – получаем два атома.

**2. Коллективная работа**

(Выборочный разбор домашнего задания.)

Ответы

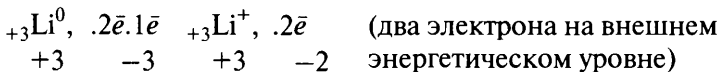
№ 16 (с. 58). Схема строения атома кремния: ${}_{+14}\text{Si}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.4\bar{e}$. Электронная формула атома кремния: ${}_{+14}\text{Si}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

Схема строения атома фосфора: ${}_{+15}\text{P}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.5\bar{e}$. Электронная формула атома фосфора: ${}_{+15}\text{P}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

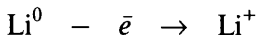
Атом кремния и атом фосфора имеют три энергетических уровня, так как оба расположены в 3-м периоде. Однако строе-

ние внешнего энергетического уровня они имеют разное, так как находятся в разных группах ПСХЭ Д.И. Менделеева.

№ 26 (с. 58). Схема строения атома лития: ${}_3\text{Li}$, $2\bar{e}.1\bar{e}$. Электронная формула атома лития: ${}_3\text{Li}$, $1s^22s^1$. Литий — типичный металлический элемент, атому лития в химических реакциях энергетически выгодно отдать электрон и добиться прочности внешнего энергетического уровня.

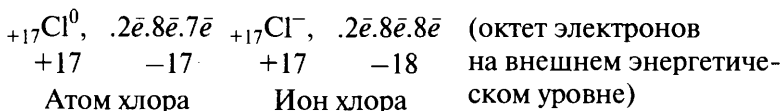


Атом лития Ион лития



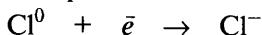
Атом лития отдает один электрон s -подуровня внешнего энергетического уровня и превращается в положительно заряженную частицу — ион.

Схема строения атома хлора: ${}_{17}\text{Cl}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома хлора: ${}_{17}\text{Cl}$, $1s^22s^22p^63s^23p^5$. Хлор — типичный неметаллический элемент, атому хлора энергетически выгодно в химических реакциях принять электрон и добиться прочности внешнего энергетического уровня.



Атом хлора

Ион хлора



Атом хлора принимает один электрон на p -подуровень внешнего энергетического уровня и превращается в отрицательно заряженную частицу — ион.

В дальнейшем противоположно заряженные частицы взаимно притягиваются, между ними возникает химическая связь: $\text{Li}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Li}^+\text{Cl}^-$.

№ 4 (с. 58). Инертные газы — элементы VIII группы (главной подгруппы) ПСХЭ Д.И. Менделеева. К ним относятся гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон. В природе инертные газы образуются при различных ядерных процессах, они присутствуют в атмосфере (до 1%). Для инертных газов характерно наличие устойчивого внешнего энергетического уровня. У гелия на внешнем энергетическом уровне два электрона, у остальных элементов — восемь. Это обуславливает их химическую инертность. В настоящее время, однако, получен ряд соединений (главным образом криптона и ксенона) с водой, фтором, кислородом и органическими веществами. Таким об-

разом, термин «инертные» неточен. Нередко гелий и его аналоги называют также благородными газами (поскольку они, как ранее благородный металл золото, «не хотели» вступать в химические реакции). Инертные газы применяются в электронных приборах, в вакуумной технике при проведении процессов в инертной среде, они используются для заполнения различных ламп.

III. Изучение нового материала

План

1. Электроотрицательность (ЭО) — свойство неметаллических элементов.
2. Изменение электроотрицательности в периодах и группах (главных подгруппах) ПСХЭ Д.И. Менделеева.
3. Ряд ЭО.
4. Механизм образования ковалентной неполярной химической связи между неметаллическими элементами с одинаковой ЭО.
5. Кратность и длина ковалентной связи.

Рассмотрев образование ионной связи, которая возникает между атомами типичных металлов и типичных неметаллов, выясним природу связи между атомами неметаллов.

Вспомним особенности строения атомов неметаллических элементов. Все неметаллические элементы на внешнем энергетическом уровне имеют больше четырех электронов, вследствие чего усиливается электростатическое притяжение их с положительно заряженным ядром атома. Атомный радиус неметаллических элементов меньше атомного радиуса металлических элементов, что обеспечивает их сильное сближение с положительно заряженным ядром атома.

Что же тогда происходит? Электроны объединяются в общую электронную пару за счет перекрывания их электронных орбиталей.

Степень сближения атомов неметаллов при образовании общей электронной пары зависит от важного свойства элементов — их *электроотрицательности*.

Что же такое ЭО химических элементов? Откройте учебник на с. 63 и прочитайте определение.

ЭО химических элементов в каждом периоде возрастает с увеличением порядкового номера элемента, а в каждой подгруппе уменьшается.

(Ученики рассматривают ряд ЭО (с. 64).)

Рассмотрим механизм образования химической связи и ее вид в соединениях, образованных атомами неметаллов, которые обладают одинаковой ЭО. Возникает химическая связь за счет объединения электронов атомов неметаллов с одинаковой ЭО в общую электронную пару. Такая химическая связь называется *ковалентной неполярной*.

(Учитель обращает внимание учеников на схемы (с. 59–61).)

Схема образования молекулы водорода H_2

Схема строения атома водорода: ${}_1H, 1\bar{e}$. Электронная формула атома водорода: $1s^1$. На внешнем энергетическом уровне атома водорода один непарный (неспаренный) электрон H , это энергетически невыгодное состояние атома.

При сближении двух атомов водорода, у которых на внешнем энергетическом уровне по одному неспаренному электрону, образующему s -орбиталь, происходит перекрывание электронных орбиталей с образованием общей области повышенного отрицательного заряда. В этой области повышенного отрицательного заряда наиболее вероятно нахождение двух общих электронов. Положительно заряженные ядра атомов притягиваются к ней, в результате действия электрических сил возникает химическая связь. Образуется молекула водорода.

(Учитель предлагает учащимся рассмотреть и зарисовать в тетрадь рисунок на с. 61 (водород).)

Это явление можно объяснять и так: при сближении двух атомов водорода, у которых на внешнем энергетическом уровне по одному неспаренному электрону на s -орбиталях, происходит перекрывание их орбиталей с образованием общей электронной пары. У каждого атома водорода тем самым образуется завершённый внешний энергетический уровень. Электронная формула молекулы водорода:



Общая электронная пара одна, кратность связи равняется одному, одинарная связь.

Структурная формула молекулы водорода:



Кратность связи показывается чертой, если кратность равняется одному, то ставится одна черта.

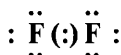
Схема образования молекулы фтора F_2

Схема строения атома фтора: ${}_9F, 2\bar{e}, 7\bar{e}$. Электронная формула атома фтора: $1s^2 2s^2 2p^5$. На внешнем энергетическом уровне атома фтора три пары электронов спаренных и один неспаренный электрон:



Это энергетически невыгодное состояние атома.

При сближении двух атомов фтора, у которых на внешнем энергетическом уровне по три пары спаренных электронов и одному неспаренному электрону, неспаренные электроны объединяются и становятся общими. У каждого атома фтора тем самым образуется завершённый внешний энергетический уровень. Электронная формула молекулы фтора:



Общая электронная пара одна, кратность связи равняется одному, одинарная связь.

Структурная формула молекулы фтора:



Очень часто сложно определить количество неспаренных (непарных) электронов. Воспользуемся формулой:

$$8 - N = \text{число неспаренных электронов},$$

где N — номер группы химического элемента.

Соответственно, число неспаренных электронов в атоме фтора равняется одному ($8 - 7 = 1$).

Ковалентная связь характеризуется не только кратностью связи, но и ее длиной, которая измеряется в нанометрах ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$).

В молекулах фтора связь одинарная, и длина между ядрами атомов составляет $0,14 \text{ нм}$. В молекулах азота связь тройная, и длина ее составляет $0,11 \text{ нм}$.

(Далее учитель вместе с учениками составляет алгоритм.)

Алгоритм записи схемы образования ковалентной неполярной связи

1. Составить схему строения атома химического элемента и его электронную формулу. Определить число неспаренных электронов.
2. Записать знаки химических элементов, обозначая пары электронов и неспаренные электроны, так, чтобы непарные электроны были обращены к соседнему знаку.
3. Составить электронную формулу молекулы, определить кратность связи, то есть какая связь — одинарная, двойная или тройная.
4. Составить структурную формулу молекулы.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики письменно выполняют упражнения № 1, 5 из учебника (с. 62).)

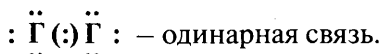
Ответы

№ 1. Галогены расположены в VII группе (главной подгруппе). На внешнем энергетическом уровне атомов галогенов семь электронов. Электронная формула внешнего энергетического уровня атомов галогенов: ns^2np^5 . Число неспаренных электронов: $8 - 7 = 1$.

Электронная формула атомов галогенов:



Электронная формула молекулы галогенов:



Структурная формула молекулы галогенов:



№ 5. Соединения с ионным видом связи: Li_2O , KCl , CaF_2 .

Соединения с ковалентной неполярной связью: N_2 , O_3 , H_2 .

V. Подведение итогов урока

1. Ковалентная химическая связь возникает в результате образования общих электронных пар.
2. Атомы химических элементов обладают ЭО, которая изменяется периодически.
3. ЭО химических элементов в каждом периоде возрастает с увеличением порядкового номера элемента, а в каждой подгруппе — уменьшается.
4. Ковалентная неполярная связь возникает между атомами элементов с равной ЭО.
5. Между атомами химических элементов, в зависимости от их строения, могут возникнуть ковалентные связи — одинарная, двойная или тройная, имеющие определенную длину.
6. Химическая формула соединения может быть записана в молекулярном виде, в электронном или структурном виде.

Домашнее задание

1. § 10, выполнить задания № 2, 3, 4 (с. 62).
2. Прочитать про ЭО, § 11 (с. 63–64), заучить определение ЭО.

Урок 13. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой. Ковалентная полярная связь

Цели: закрепить знания об ЭО и ее изменении в периодах и группах (главных подгруппах) ПСХЭ Д.И. Менделеева; сформировать знания о механизме образования ковалентной полярной связи между неметаллическими элементами с разной ЭО, о форме молекулы в пространстве; научить характеризовать неметаллические элементы по их ЭО и образованию ковалентной полярной связи, определять соединение с ковалентной полярной связью и объяснять механизм ее образования.

Основные понятия: ковалентная полярная связь, частичный заряд.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, справочные таблицы, таблица «Ковалентная полярная связь».

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

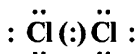
№ 2 (с. 62). Ковалентная неполярная связь и ионная связь в сравнении.

Формула молекулы хлора: Cl_2 . Схема строения атома хлора: $_{+17}\text{Cl}, .2\bar{e}.8\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома хлора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. На внешнем энергетическом уровне атома хлора три пары спаренных электронов и один неспаренный электрон (число неспаренных электронов: $8 - 7 = 1$).

: $\ddot{\text{Cl}}$ – это энергетически невыгодное состояние атома.

При сближении двух атомов хлора, у которых на внешнем энергетическом уровне по три пары спаренных электронов и одному неспаренному электрону, неспаренные электроны вследствие перекрывания их орбиталей образуют общую пару. Соответственно, теперь у каждого атома хлора завершенный внешний энергетический уровень.

Электронная формула молекулы хлора:

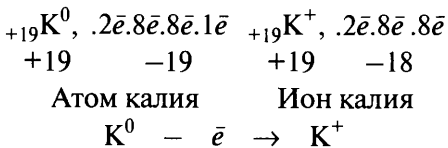


Общая электронная пара одна, кратность связи равняется одному. Одинарная связь.

Структурная формула молекулы хлора:

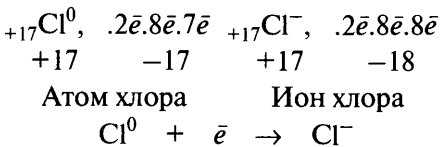


Формула соединения: KCl . Схема строения атома калия: $_{+19}\text{K}$, $.2\bar{e}.8\bar{e}.8\bar{e}.1\bar{e}$. Электронная формула атома калия: $_{+19}\text{K}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Калий — типичный металлический элемент, атому калия энергетически выгодно в химических реакциях отдать электрон и добиться прочности внешнего энергетического уровня.



Атом калия отдает один электрон с s -подуровня внешнего энергетического уровня и превращается в положительно заряженную частицу — ион.

Схема строения атома хлора: $_{+17}\text{Cl}$, $.2\bar{e}.8\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома хлора: $_{+17}\text{Cl}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Хлор — типичный неметаллический элемент, атому хлора энергетически выгодно в химических реакциях принять электрон и добиться прочности внешнего энергетического уровня.



Атом хлора принимает один электрон на p -подуровень внешнего энергетического уровня и превращается в отрицательно заряженную частицу — ион.

В дальнейшем противоположно заряженные частицы взаимно притягиваются, между ними возникает химическая связь: $\text{K}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{K}^+\text{Cl}^-$.

Ковалентная связь, в отличие от ионной, возникает в результате объединения электронов в общую электронную пару — одну или несколько.

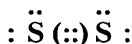
№ 3 (с. 62). Атомы серы имеют два неспаренных электрона ($8 - 6 = 2$). В молекуле S_2 ковалентная неполярная связь. Формула молекулы серы: S_2 . Схема строения атома серы: $_{+16}\text{S}$, $.2\bar{e}.8\bar{e}.6\bar{e}$. Электронная формула атома серы: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. На внешнем

энергетическом уровне атома серы две пары спаренных электронов и два неспаренных электрона:

$:\ddot{S}\cdot$ – это энергетически невыгодное состояние атома.

При сближении двух атомов серы, у которых на внешнем энергетическом уровне по две пары спаренных электронов и два неспаренных электрона, неспаренные электроны образуют пару. Соответственно, теперь у каждого атома серы завершённый внешний энергетический уровень.

Электронная формула молекулы серы:



Две общие электронные пары, кратность связи равняется двум. Двойная связь.

Структурная формула молекулы серы:



№ 4 (с. 62).

Молекула S_2 образована двумя атомами серы, в молекуле ковалентная неполярная связь. В атоме серы два неспаренных электрона. Кратность связи в молекуле S_2 равняется двум, двойная связь. Структурная формула молекулы серы: $S=S$.

Молекула Cl_2 образована двумя атомами хлора, в молекуле ковалентная неполярная связь. В атоме хлора один неспаренный электрон. Кратность связи в молекуле Cl_2 равняется одному, одинарная связь. Структурная формула молекулы хлора:



Молекула N_2 образована двумя атомами азота, в молекуле ковалентная неполярная связь. В атоме азота три неспаренных электрона. Кратность связи в молекуле N_2 равняется трем, тройная связь. Структурная формула молекулы азота:



В порядке увеличения прочности связи: Cl_2 , S_2 , N_2 . Длина связи меняется от одинарной у хлора до тройной у азота.

2. Коллективная работа

Задание

Электронная формула внешнего энергетического уровня атома химического элемента $4s^2 4p^5$. Определите химический элемент. Найдите число неспаренных электронов в атоме и кратность связи в простом веществе, образованном этим элементом.

Решение

1. На внешнем энергетическом уровне атома данного химического элемента семь электронов, следовательно, химический элемент расположен в VII группе (главной подгруппе) ПСХЭ Д.И. Менделеева.

2. Согласно электронной формуле атома химического элемента в атоме открыт четвертый энергетический уровень, следовательно, элемент расположен в 4-м периоде.

Это химический элемент бром, неметалл.

Число неспаренных электронов в атоме брома равняется одному ($8 - 7 = 1$). Кратность связи в молекуле брома равняется одному.

III. Изучение нового материала

План

1. Изменение ЭО в периодах и группах (главных подгруппах) ПСХЭ Д.И. Менделеева.
2. Механизм образования ковалентной полярной химической связи между неметаллическими элементами с разной ЭО.
3. Форма молекулы в пространстве.

Электроотрицательность (ЭО) характеризует способность атомов химических элементов смещать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

Электроотрицательность химических элементов в ПСХЭ Д.И. Менделеева усиливается:

- а) к концу периода, так как возрастает заряд ядра атома и уменьшается его радиус;
- б) к началу группы главной подгруппы, так как заряд ядра атома и радиус атома уменьшаются.

Для характеристики ЭО химического элемента будем использовать ряд ЭО (с. 64 и форзац учебника).

В молекулах веществ: водорода, хлора, азота, кислорода — возникает ковалентная неполярная связь, так как у химических элементов, образующих эти соединения, одинаковая ЭО.

(Учащиеся вместе с учителем сравнивают ЭО водорода и хлора, фтора и хлора.)

ЭО хлора больше, чем у водорода, так как в ПСХЭ Д.И. Менделеева хлор расположен в конце 3-го периода, а водород расположен в начале 1-го периода. Хлор электроотрицательнее водорода.

ЭО фтора больше, чем у хлора, потому что в ПСХЭ Д.И. Менделеева фтор и хлор находятся в VII группе (главной подгруппе), а атомный радиус фтора меньше атомного радиуса хлора (так как фтор расположен во 2-м периоде, а хлор — в 3-м). Фтор электроотрицательнее хлора.

Ковалентная связь может возникнуть и между атомами, которые отличаются ЭО, например в таких соединениях, как H_2O , HF , NH_3 .

Выясним, к какому из атомов сместится общая электронная пара в соединении HF . ЭО фтора больше, чем у водорода, — в соединении HF общая электронная пара смещается к атому фтора.

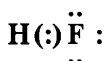
Формула соединения: HF . Схема строения атома фтора: ${}_{+9}\text{F}$, $.2\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома фтора: ${}_{+9}\text{F}$, $1s^2 2s^2 2p^5$. На внешнем энергетическом уровне атома фтора три пары спаренных электронов и один неспаренный электрон:

$:\ddot{\text{F}}\cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

Схема строения атома водорода: ${}_{+1}\text{H}$, $.1\bar{e}$. Электронная формула атома водорода: $1s^1$. На внешнем энергетическом уровне атома водорода один неспаренный электрон:

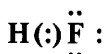
$\text{H}\cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

При сближении атомов водорода и фтора их неспаренные электроны, вследствие перекрывания орбиталей, становятся общими. У каждого атома тем самым образуется завершённый внешний энергетический уровень. Возникает ковалентная связь:



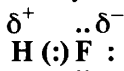
Общая электронная пара одна, кратность связи равняется одному. Одинарная связь.

ЭО фтора больше, чем у водорода, — общая электронная пара смещается в сторону атома фтора:

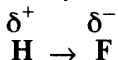


В молекуле появляется полярность. У атома, к которому смещается общая электронная пара, — избыток электронной плотности, частичный минусовой заряд δ^- (*дельта минус*); у атома с недостатком электронной плотности возникает частичный положительный заряд δ^+ (*дельта плюс*).

Электронная формула молекулы фтороводорода:



Структурная формула молекулы фтороводорода:



В молекуле фтороводорода возникла *ковалентная полярная связь*, смещение общей электронной пары показывается стрелкой.

(При рассмотрении вопроса о форме молекулы в пространстве следует обратиться к тексту на с. 65. Ученики рассматривают рис. 37.)

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики под руководством учителя выполняют задание № 2 (б) из учебника (с. 66).)

Ответ

№ 2б. Вид химической связи:

N_2 — ковалентная неполярная связь.

Li_3N — ионная связь.

Cl_3N — ковалентная полярная связь.

1. Формула молекулы: N_2 . Схема строения атома азота: ${}_{+7}N$, $.2\bar{e}.5\bar{e}$. Электронная формула атома азота: ${}_{+7}N$, $1s^2 2s^2 2p^3$. Азот — неметаллический элемент. Между атомами азота возникает ковалентная неполярная связь. На внешнем энергетическом уровне атома азота одна пара спаренных электронов и три неспаренных электрона:

$:\dot{N}\cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

При сближении двух атомов азота неспаренные электроны образуют общие пары.

Электронная формула молекулы азота:

$:N:::N:$

Структурная формула молекулы азота:

$N \equiv N$

2. Формула соединения: Li_3N . Схема строения атома лития: ${}_{+3}Li$, $.2\bar{e}.1\bar{e}$. Электронная формула атома лития: ${}_{+3}Li$, $1s^2 2s^1$. Литий — металлический элемент. Схема строения атома азота: ${}_{+7}N$, $.2\bar{e}.5\bar{e}$. Электронная формула атома азота: ${}_{+7}N$, $1s^2 2s^2 2p^3$. Азот — неметаллический элемент. Между атомами лития и азота возникает ионная связь:

Атом лития Ион лития
 ${}_{+3}Li^0 - \bar{e} \rightarrow {}_{+3}Li^+$

Атом азота Нитрид-ион
 ${}_{+7}N^0 + 3\bar{e} \rightarrow {}_{+7}N^{3-}$

$3Li^+ + N^{3-} \rightarrow Li_3^+N^{3-}$.

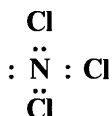
3. Формула соединения: Cl_3N . Схема строение атома азота: ${}_{+7}\text{N}$, $2\bar{e}.5\bar{e}$. Электронная формула атома азота: ${}_{+7}\text{N}$, $1s^2 2s^2 2p^3$. Азот — неметаллический элемент. На внешнем энергетическом уровне атома азота одна пара спаренных электронов и три неспаренных электрона:



Схема строение атома хлора: ${}_{+17}\text{Cl}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома хлора: ${}_{+17}\text{Cl}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Хлор — неметаллический элемент. На внешнем энергетическом уровне атома хлора один неспаренный электрон:

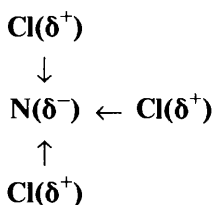


Для образования молекулы Cl_3N необходимо участие трех атомов хлора и одного атома азота. Электронная формула молекулы Cl_3N :



Между атомами хлора и азота возникает ковалентная полярная связь. Азот электроотрицательнее хлора — общие электронные пары будут смещены в сторону азота.

Структурная формула молекулы Cl_3N :



V. Подведение итогов урока

1. Ковалентная химическая связь образуется за счет общих электронных пар.
2. По числу общих электронных пар ковалентная связь бывает одинарной, двойной или тройной.
3. По ЭО химических элементов с ковалентной связью определяют ковалентную неполярную связь и ковалентную полярную связь.
4. Форма молекул в пространстве бывает линейной и угловой.
5. Атомы химических элементов отличаются ЭО.

6. Ионная связь образуется между атомами металлов и неметаллов, так как они резко отличаются ЭО.
7. Ковалентная неполярная связь характерна для соединений атомов неметаллов с одинаковой ЭО.
8. Ковалентная полярная связь характерна для соединений атомов неметаллов с разной ЭО.

Домашнее задание

§ 11, выполнить задания № 1, 2 (а) (с. 66).

Урок 14. Металлическая химическая связь

Цели: сформировать знания о механизме образования металлической химической связи, о сходстве и различиях металлической связи и ковалентной и ионной связей; научить характеризовать металлические элементы по строению атома, определять соединения с металлической связью и объяснять механизм ее образования.

Основные понятия: металлическая связь, атом-ион, обобщенные электроны.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, таблица «Металлическая связь», справочные таблицы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 1 (с. 66). Атомы водорода и фосфора незначительно различаются ЭО, однако фосфор электроотрицательнее водорода. Между атомами водорода и фосфора возникает ковалентная полярная связь, полярность связи незначительная. Формула соединения: PH_3 .

Схема строения атома фосфора: ${}_{+15}\text{P}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.5\bar{e}$. Электронная формула атома фосфора: ${}_{+15}\text{P}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Фосфор – неметаллический элемент. На внешнем энергетическом уровне атома фосфора одна пара спаренных электронов и три неспаренных электрона:

$\cdot \ddot{\text{P}} \cdot$ – это энергетически невыгодное состояние атома.

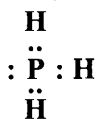
Схема строения атома водорода: ${}_1\text{H}$, $1\bar{e}$. Электронная формула атома водорода: ${}_1\text{H}$, $1s^1$. На внешнем энергетическом уровне атома водорода один неспаренный электрон:

$\text{H} \cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

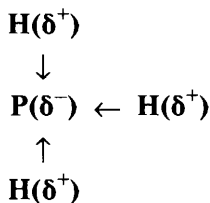
Для образования молекулы PH_3 необходимо участие трех атомов водорода и одного атома фосфора.

При сближении трех атомов водорода и атома фосфора неспаренные электроны атома фосфора и трех атомов водорода, вследствие перекрывания их орбиталей, становятся общими. У каждого атома тем самым образуется завершённый внешний энергетический уровень, возникает ковалентная полярная связь.

Электронная формула молекулы PH_3 :



Структурная формула молекулы PH_3 :



№ 2а (с. 66). Вид химической связи:

S_2 — ковалентная неполярная связь.

K_2O — ионная связь.

H_2S — ковалентная полярная связь.

1. Формула молекулы: S_2 . Схема строения атома серы: ${}_{16}\text{S}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.6\bar{e}$. Электронная формула атома серы: ${}_{16}\text{S}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Сера — неметаллический элемент. На внешнем энергетическом уровне атома серы две пары спаренных электронов и два неспаренных электрона:

$:\ddot{\text{S}}\cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

При сближении двух атомов серы, у которых на внешнем энергетическом уровне по две пары спаренных электронов и два неспаренных электрона, неспаренные электроны становятся общими. У каждого атома серы тем самым образуется завершённый внешний энергетический уровень.

Электронная формула молекулы серы:

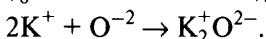
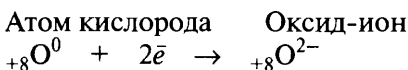
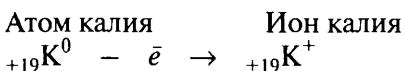


Общих электронных пар две, кратность связи равняется двум. Двойная связь.

Структурная формула молекулы серы:



2. Формула соединения: K_2O . Схема строения атома калия: ${}_{+19}K$, $.2\bar{e}.8\bar{e}.8\bar{e}.1\bar{e}$. Электронная формула калия: ${}_{+19}K$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Калий – металлический элемент. Схема строения атома кислорода: ${}_{+8}O$, $.2\bar{e}.6\bar{e}$. Электронная формула атома кислорода: $1s^2 2s^2 2p^4$. Кислород – неметаллический элемент. Между атомами калия и кислорода возникает ионная связь:



3. Формула соединения: H_2S . Схема строения атома серы: ${}_{+16}S$, $.2\bar{e}.8\bar{e}.6\bar{e}$. Электронная формула атома серы: ${}_{+16}S$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Сера – неметаллический элемент. На внешнем энергетическом уровне атома серы две пары спаренных электронов и два неспаренных электрона:

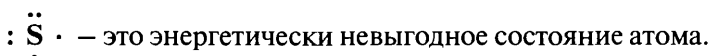
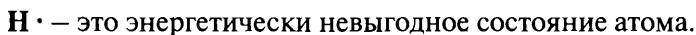


Схема строения атома водорода: ${}_{+1}H$, $.1\bar{e}$. Электронная формула атома водорода: ${}_{+1}H$, $1s^1$. На внешнем энергетическом уровне атома водорода один неспаренный электрон:

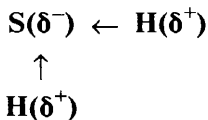


При сближении атомов серы и водорода их неспаренные электроны, вследствие перекрывания орбиталей, становятся общими. У атома серы и атомов водорода тем самым образуется завершённый внешний энергетический уровень. Сера электроотрицательнее водорода. Возникает ковалентная полярная связь.

Электронная формула молекулы H_2S :



Структурная формула молекулы $\overset{\delta+}{\text{H}}\overset{\delta-}{\text{S}}:$



2. Устный опрос

(Учитель читает утверждение, а ученики говорят, верное оно или нет, и дают обоснованный ответ.)

1. Ковалентная связь возможна в соединениях металлов с неметаллами.

Ответ. Утверждение неверное. Ковалентная связь возможна в соединениях неметаллов, которые либо сходны по ЭО, либо различаются по ЭО, но не резко. Атомы металлов и неметаллов сильно отличаются по ЭО.

2. В соединении Ca_3P_2 ионная связь.

Ответ. Утверждение верное. Соединение образовано типичным металлом и неметаллом, которые резко отличаются по ЭО.

3. В соединениях HBr , NH_3 , H_2O ковалентная полярная связь.

Ответ. Утверждение верное. Соединения образованы атомами типичных неметаллов, которые нерезко отличаются по ЭО.

4. Кратность связи в молекуле азота N_2 равняется двум.

Ответ. Утверждение неверное. Кратность связи в молекуле азота равняется трем. Атом азота имеет три неспаренных электрона, между атомами азота возникают три общие электронные пары.

5. Элементы F , Cl , Br , I расположены в порядке увеличения ЭО.

Ответ. Утверждение неверное. F , Cl , Br , I — это элементы VII группы (главной подгруппы), они расположены в порядке увеличения их атомного радиуса и заряда ядра атома. При таком расположении элементов усиливается их металличность, а неметалличность ослабевает. В предложенном ряду элементов их ЭО уменьшается.

III. Изучение нового материала

План

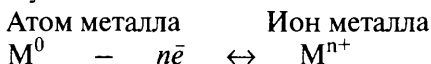
1. Металлическая связь.
2. Механизм образования металлической химической связи.
3. Сходство и различие металлической связи и ковалентной и ионной.

Мы изучили виды химической связи, которые могут возникать между атомами неметаллов и между атомами металлов и неметаллов.

- Вспомним, какое строение атомов характерно для всех металлов. (*Атомы металлов, в сравнении с атомами неметаллов, имеют большой атомный радиус и малое количество электронов (1, 2, 3) на внешнем энергетическом уровне.*)

Электроны внешнего энергетического уровня всех атомов металлов легко отрываются от атомов, превращая их в ионы, и свободно перемещаются в пространстве кристалла металла от одного иона к другому (рис. 39, с. 67).

Все оторвавшиеся электроны становятся общими для всех атомов в кристалле металла. Такие электроны называются свободными. Соединяясь с ионами, свободные электроны вновь образуют нейтральные атомы, а потом снова отрываются, и вновь образуются *атом-ионы* металлов:



То есть в кристалле металла атомы непрерывно превращаются в ионы и наоборот.

(Ученики рассматривают рис. 38 и 39 (с. 67).)

Связь в металлах и сплавах между атом-ионами посредством обобществленных электронов называется *металлической*.

Металлическая связь обуславливает общие физические свойства металлов: металлический блеск, пластичность, электро- и теплопроводность.

IV. Закрепление изученного материала

1. Работа по учебнику. Задание № 1 (с. 68)

- Какие черты сходства имеют металлическая связь и ковалентная?

Ответ. В том и другом случае образуются обобществленные электроны. Однако при возникновении ковалентной связи обобществленные электроны принадлежат только двум атомам, а при образовании металлической связи в обобществлении электронов участвуют все атомы металла.

- Какие черты сходства имеют металлическая связь и ионная?

Ответ. В том и другом случае участвуют заряженные частицы. При образовании ионной связи появляются положительно и отрицательно заряженные частицы – ионы, они постоянные, устойчивые, при образовании металлической связи – электроны, отрицательно заряженные частицы, и атом-ионы, положительно заряженные частицы, они неустойчивые и непостоянные.

Металлическая связь характерна для металлов в твердом и жидком состоянии. В парообразном состоянии молекулы ме-

таллов могут быть одноатомными и двухатомными. В двухатомных молекулах металлов возникает ковалентная неполярная связь.

2. Тест

(См. КИМы, тест 5, с. 18.)

V. Подведение итогов урока

1. Для всех металлов характерна металлическая связь.
2. Металлическая связь возникает между атом-ионами металла и свободными электронами.
3. Общие физические свойства металлов обусловлены металлической связью.
4. В молекулах металлов в парообразном состоянии возникает ковалентная неполярная связь.

Домашнее задание

1. § 12, выполнить задания № 2, 3 (с. 68).
2. Повторить § 6–11.

Урок 15. Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Атомы химических элементов»

Цели: обобщить и систематизировать знания по узловым вопросам темы «Атомы химических элементов»: строение атома химического элемента, изотопы, строение электронных оболочек атомов, электронная формула, механизмы образования ковалентной неполярной связи, ковалентной полярной связи, ионной связи, металлической связи; закрепить умения характеризовать химический элемент по его положению в ПСХЭ Д.И. Менделеева и строению атома, определять вид химической связи в соединениях и объяснять механизмы ее образования.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, справочные таблицы, кодотранспаранты, карточки с заданиями и эталонами ответов.

Ход урока

I. Организационный момент

(Обобщающая самостоятельная работа осуществляется в парах (группах), что экономит время. Она дает возможность ученикам лучше подготовиться к контрольной работе, которую им предстоит выполнять на следующем уроке.

В ходе работы учащиеся обсуждают вопросы теории, выполняют задания вместе с учителем и оформляют ответы.

Задания, отмеченные одной звездочкой (*), — для первого варианта, двумя звездочками (**) — для второго варианта. Их учащиеся выполняют самостоятельно.

Ученикам предоставляется возможность сверить свои решения с эталонами ответов, чтобы убедиться в правильности выполнения заданий.)

II. Работа по теме урока

1. Состав атома. Основные характеристики элементарных частиц атома. Определение числа протонов, нейтронов и электронов в атоме.

2. Определите состав атома элемента:

- а) № 17;
- б)* № 3;
- в)** № 7.

3. Определение изотопа. Докажите, что изотопы — это атомы одного и того же химического элемента на примере изотопов водорода. Отличие изотопов водорода от изотопов других химических элементов.

4. Сходство и различие:

- а)* атомов хлора с массовыми числами 35 и 37;
- б) атомов водорода с массовыми числами 1, 2, 3;
- в)** атомов калия с массовыми числами 39 и 40.

5. Каков физический смысл:

- а) порядкового номера химического элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева;
- б) номера периода;
- в) номера группы?

6. Определите положение в ПСХЭ Д.И. Менделеева химического элемента:

- а)* № 13;
- б) № 33;
- в)** № 18.

7. Строение электронной оболочки атома. *s*- и *p*-орбитали и их форма. Завершенные и незавершенные энергетические уровни. Схема строения атома и электронная формула атома. Определение элемента по электронной формуле внешнего энергетического уровня.

8. Составьте схему строения атома, электронную формулу атома элемента:

- а) № 17;
- б)** № 14;
- в)* № 11.

9. Определите химический элемент на основании электронной формулы его внешнего энергетического уровня:

- а) $2s^2p^5$;
- б) $* 2s^22p^3$;
- в) $** 2s^22p^1$.

10. Что такое периодичность? Почему свойства химических элементов в ПСХЭ Д.И. Менделеева повторяются периодически? Как и почему изменяются свойства химических элементов:

- а) в пределах одного периода;
- б) в пределах главной подгруппы?

11. Дайте обоснованный ответ.

- а) Усиление каких свойств наблюдается в ряду Na, Mg, Al, Si, P?
- б) Ослабление каких свойств наблюдается в ряду Be, Mg, Ca, Sr?

12. Сравните:

- а) $*$ металличность химических элементов № 19 и 37;
- б) $**$ неметалличность химических элементов № 8 и 7.

13. Опишите пути завершения внешнего энергетического уровня:

- а) для атомов химических элементов — металлов;
- б) для атомов химических элементов — неметаллов.

14. Опишите пути завершения внешнего энергетического уровня химических элементов № 37, $*12$, $**9$, 17.

15. Что такое ионы? Как образуются положительно и отрицательно заряженные ионы? Чем отличается процесс образования иона от процесса образования изотопа?

16. Определение ионной связи. Механизм образования ионной связи.

17. Напишите схему образования химического соединения с ионной связью по схеме: $A^0 + 2B^0 = A^{2+}B_2^-$. Выберите химические элементы А и Б из предложенных: кальций, хлор, фтор, литий, сера, кислород, магний, фосфор.

18. Составьте схему образования ионной связи между атомами элементов:

- а) $*$ № 12 и 9;
- б) $**$ № 3 и 16.

19. Электроотрицательность (ЭО) атомов химических элементов. Как изменяется ЭО химических элементов в пределах:

- а) одного периода;
- б) главной подгруппы?

20. Определение ковалентной связи. Виды ковалентной связи.

21. Составьте схему образования ковалентной связи:

- а)* между атомами элемента № 17;
- б)* между атомами элементов № 7 и 1;
- в)** между атомами элемента № 7;
- г)** между атомами элементов № 17 и 1.

22. Металлическая связь. Сходство и различие металлической связи:

- а) ионной связи;
- б) ковалентной связи.

23. Определите вид химической связи в веществах: H_2O , CuO , N_2 , PH_3 , NaI , O_3 , Mn , H_2 . Дайте обоснованный ответ.

Эталоны ответов для самопроверки

1. Атом состоит из положительно заряженного ядра и электронов. В состав ядра входят протоны и нейтроны. Протоны имеют заряд $+1$ и массу, равную 1. Нейтроны имеют заряд 0 и массу, равную 1. Электроны имеют заряд -1 , масса электрона очень мала. Число нейтронов определяется по формуле: $N = A - Z$, где N — число нейтронов в атоме химического элемента, A — массовое число атома химического элемента, Z — порядковый номер химического элемента. Число протонов и число электронов соответствуют порядковому номеру химического элемента.

2. а) № 17. Это химический элемент хлор. Заряд ядра атома хлора $+17$. Протонов в ядре атома хлора 17, нейтронов в ядре атома хлора 18. Электронов в атоме хлора 17.

б)* № 3. Это химический элемент литий. Заряд ядра атома лития $+3$. Протонов в ядре атома лития 3, нейтронов в ядре атома лития 4. Электронов в атоме лития 3.

в)** № 7. Это химический элемент азот. Заряд ядра атома азота $+7$. Протонов в ядре атома азота 7, нейтронов в ядре атома азота 7. Электронов в атоме азота 7.

3. Изотопы — это разновидности одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа. У водорода есть три изотопа: легкий изотоп, тяжелый изотоп, сверхтяжелый изотоп. Заряд ядра атома у всех изотопов водорода $+1$, а вот массовые числа разные. Изотопам водорода присвоены индивидуальные названия:

- протий: ${}_1^1\text{H}$;
- дейтерий: ${}_1^2\text{H}$, ${}_1^2\text{D}$;
- тритий ${}_1^3\text{H}$, ${}_1^3\text{D}$.

Химические свойства изотопов большинства химических элементов одинаковы, однако у изотопов водорода они разные, так как относительные массы их атомов резко увеличиваются.

4. а)* Атомы хлора с массовыми числами 35 и 37 — это изотопы хлора.

Сходство изотопов хлора — одинаковый заряд ядра +17.

Различие изотопов хлора — число нейтронов в ядре атома: в ядре атома хлора с массовым числом 35 нейтронов 18, в ядре атома хлора с массовым числом 37 нейтронов 20.

б) Атомы водорода с массовыми числами 1, 2, 3 — это изотопы водорода.

Сходство изотопов водорода — одинаковый заряд ядра +1.

Различие изотопов водорода — число нейтронов в ядре атома: протий — нейтронов нет, дейтерий — один нейтрон в ядре, тритий — два нейтрона в ядре.

в)** Атомы калия с массовыми числами 40 и 39 — это изотопы калия.

Сходство изотопов калия — одинаковый заряд ядра +19.

Различие изотопов калия — число нейтронов в ядре атома: в ядре атома калия с массовым числом 40 нейтронов 21, в ядре атома калия с массовым числом 39 нейтронов 20.

5. а) Порядковый номер химического элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева соответствует заряду ядра атома химического элемента.

б) Номер периода атома химического элемента соответствует числу энергетических уровней в атоме.

в) Номер группы химического элемента соответствует числу электронов внешнего энергетического уровня (для элементов главной подгруппы).

6. а)* № 13. Это химический элемент алюминий. Период 3-й, малый; группа III, подгруппа главная; заряд ядра атома +3.

б) № 33. Это химический элемент мышьяк. Период 4-й, большой; группа V, подгруппа главная; заряд ядра атома +33.

в)** № 18. Это химический элемент аргон. Период 3-й, малый; группа VIII, подгруппа главная; заряд ядра атома +18.

7. Электронная оболочка атома состоит из энергетических уровней, на которых электроны по запасу энергии распределены по подуровням с разной формой электронной оболочки — орбитали. *S*-орбиталь сферической формы, *p*-орбиталь — в форме объемной восьмерки, или гантелеобразная.

Внешний энергетический уровень считается завершенным, если на нем два (у гелия) или восемь электронов.

Схема строения атома показывает заряд атомного ядра, распределение электронов по энергетическим уровням: ${}_nZ$, $A\bar{e}$. $B\bar{e}$. $C\bar{e}$.

Электронная формула атома показывает заряд атомного ядра, распределение электронов по орбиталям энергетических подуровней: ${}_{+n}\text{Z}, 1s2s2p3s3p$.

Электронная формула внешнего энергетического уровня химического элемента показывает номер открытого энергетического уровня, по которому определяется номер периода химического элемента. По числу электронов на внешнем энергетическом уровне атома химического элемента определяется номер группы элемента. Подуровень на энергетическом уровне указывает на подгруппу: если открыт s - или p -подуровень, значит, элемент относится к главной подгруппе.

8. а) № 17. Это химический элемент хлор, который расположен в ПСХЭ Д. И. Менделеева в 3-м малом периоде, VII группе (главной подгруппе). Схема строения атома хлора: ${}_{+17}\text{Cl}, .2\bar{e}.8\bar{e}.7\bar{e}$.
Электронная формула атома хлора: ${}_{+17}\text{Cl}, 1s^22s^22p^63s^23p^5$.

б)** № 14. Это химический элемент кремний, который расположен в ПСХЭ Д.И. Менделеева в 3-м малом периоде, IV группе (главной подгруппе). Схема строения атома кремния: ${}_{+14}\text{Si}, .2\bar{e}.8\bar{e}.4\bar{e}$.
Электронная формула атома натрия: $1s^22s^22p^63s^23p^2$.

в)* № 11. Это химический элемент натрий, который расположен в ПСХЭ Д.И. Менделеева в 3-м малом периоде, I группе (главной подгруппе). Схема строения атома натрия: ${}_{+11}\text{Na}, .2\bar{e}.8\bar{e}.1\bar{e}$.
Электронная формула атома натрия: ${}_{+11}\text{Na}, 1s^22s^22p^63s^1$.

9. а) $2s^2p^5$. Открыт второй энергетический уровень — это элемент 2-го малого периода ПСХЭ Д.И. Менделеева. На внешнем энергетическом уровне атома химического элемента семь электронов — это элемент VII группы ПСХЭ Д.И. Менделеева. Открыт p -подуровень — это элемент главной подгруппы. Электронная формула $1s^22s^22p^5$ соответствует элементу фтору.

б)* $2s^22p^3$. Открыт второй энергетический уровень — это элемент 2-го малого периода ПСХЭ Д.И. Менделеева. На внешнем энергетическом уровне атома химического элемента пять электронов — это элемент V группы ПСХЭ Д. И. Менделеева. Открыт p -подуровень — это элемент главной подгруппы. Электронная формула $2s^22p^3$ соответствует элементу азоту.

в)** $2s^22p^1$. Открыт второй энергетический уровень — это элемент 2-го малого периода ПСХЭ Д.И. Менделеева. На внешнем энергетическом уровне атома химического элемента три электрона — это элемент III группы ПСХЭ Д. И. Менделеева. Открыт p -подуровень — это элемент главной подгруппы. Электронная формула $2s^22p^1$ соответствует элементу бору.

10. Явление периодичности — повторяемость свойств химических элементов. Свойства химических элементов в ПСХЭ Д.И. Менделеева повторяются периодически, так как периодически повторяется строение внешних энергетических уровней химических элементов.

а) В пределах одного периода металлические свойства химических элементов ослабевают, а неметаллические свойства усиливаются, так как увеличиваются заряды ядер химических элементов, возрастает число электронов на внешнем энергетическом уровне, число энергетических уровней не изменяется, уменьшается атомный радиус химического элемента.

б) В пределах одной и той же главной подгруппы металлические свойства химических элементов усиливаются, а неметаллические свойства ослабевают, так как увеличиваются заряды ядер химических элементов, число электронов на внешнем энергетическом уровне постоянно, число энергетических уровней возрастает, увеличивается атомный радиус химического элемента.

11. а) В этом ряду усиливаются неметаллические свойства, так как элементы ${}_{+11}\text{Na}$, ${}_{+12}\text{Mg}$, ${}_{+13}\text{Al}$, ${}_{+14}\text{Si}$, ${}_{+15}\text{P}$ расположены в 3-м периоде ПСХЭ Д.И. Менделеева.

К концу периода увеличиваются заряды ядер химических элементов от +11 у натрия до +15 у фосфора, возрастает число электронов на внешнем энергетическом уровне от 1 \bar{e} у натрия до 5 \bar{e} у фосфора, число энергетических уровней не изменяется — их три, уменьшается атомный радиус химического элемента.

б) В этом ряду усиливаются металлические свойства, так как элементы ${}_{+4}\text{Be}$, ${}_{+12}\text{Mg}$, ${}_{+20}\text{Ca}$, ${}_{+38}\text{Sr}$ расположены во II группе (главной подгруппе) ПСХЭ Д.И. Менделеева.

К концу группы главной подгруппы увеличиваются заряды ядер химических элементов от +4 у бериллия до +38 у стронция, число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов постоянно — 2 \bar{e} , число энергетических уровней в атомах химических элементов возрастает от двух до пяти, увеличивается атомный радиус химического элемента.

12. а)* № 19 — калий, № 37 — рубидий. Металлические свойства у калия выражены слабее, чем у рубидия, так как элементы расположены в одной и той же I группе (главной подгруппе) ПСХЭ Д.И. Менделеева, к концу группы увеличиваются заряды атомных ядер химических элементов от +19 у калия до +37 у рубидия, число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов постоянно — 1 \bar{e} , число энергетических уровней в атомах химических элементов возрастает от четырех до пяти, увеличивается атомный радиус химического элемента.

б)** № 8 — кислород, № 7 — азот. Неметаллические свойства у кислорода выражены сильнее, чем у азота, так как элементы расположены в одном и том же 2-м периоде ПСХЭ Д.И. Менделеева, к концу периода увеличиваются заряды ядер химических элементов от +7 у азота до +8 у кислорода, возрастает число электронов на внешнем энергетическом уровне от 5 \bar{e} у азота до 6 \bar{e} у кислорода, число энергетически уровней не изменяется — три энергетических уровня, уменьшается атомный радиус химического элемента.

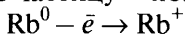
13. а) Атомы металлов имеют далекий от завершения внешний энергетический уровень.

Для завершения внешнего энергетического уровня атомы металлов всегда отдают электроны и превращаются в положительно заряженные частицы — ионы.

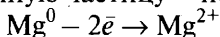
б) Атомы неметаллов имеют близкий к завершению внешний энергетический уровень.

Для завершения внешнего энергетического уровня атомам неметаллов легче принять недостающие электроны до их октета и превратиться в отрицательно заряженные частицы — ионы.

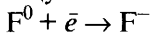
14. Элемент № 37 — рубидий. Электронная формула внешнего энергетического уровня атома рубидия: $5s^1$. Рубидий — металлический элемент. Атом рубидия отдает один электрон с внешнего энергетического уровня и превращается в положительно заряженную частицу — ион рубидия:



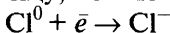
Элемент *№ 12 — магний. Электронная формула внешнего энергетического уровня атома рубидия: $3s^2$. Магний — металлический элемент. Атом магния отдает два электрона с внешнего энергетического уровня и превращается в положительно заряженную частицу — ион магния:



Элемент **№ 9 — фтор. Электронная формула внешнего энергетического уровня атома фтора: $2s^2 2p^5$. Фтор — неметаллический элемент. Атом фтора принимает один электрон на внешний энергетический уровень и превращается в отрицательно заряженную частицу — ион фтора:



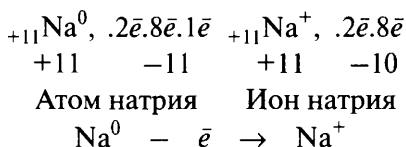
Элемент № 17 — хлор. Электронная формула внешнего энергетического уровня атома хлора: $3s^2 3p^5$. Хлор — неметаллический элемент. Атом хлора принимает один электрон на внешний энергетический уровень и превращается в отрицательно заряженную частицу, ион хлора:



15. Ионы — частицы, в которые превращаются нейтральные атомы химических элементов в результате отдачи или присоединения ими электронов. Положительно заряженные ионы образуются в результате отдачи электронов атомами химических элементов, отрицательно заряженные ионы — в результате присоединения электронов. Изотопы образуются в результате изменения числа нейтронов в ядре атома химического элемента, ионы — в результате изменения числа электронов в атоме химического элемента.

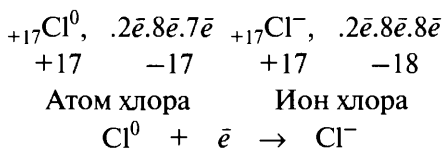
16. Химическая связь, образующаяся между ионами, называется ионной. Соединение NaCl образовано атомами натрия и атомами хлора.

Схема строения атома натрия: ${}_{+11}\text{Na}$, $.2\bar{e}.8\bar{e}.1\bar{e}$. Электронная формула атома натрия: ${}_{+11}\text{Na}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Натрий — типичный металлический элемент, атому натрия энергетически выгодно в химических реакциях отдать электрон и добиться прочности внешнего энергетического уровня:



Атом натрия отдает один электрон с s -подуровня внешнего энергетического уровня и превращается в положительно заряженную частицу — ион.

Схема строения атома хлора: ${}_{+17}\text{Cl}$, $.2\bar{e}.8\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома хлора: ${}_{+17}\text{Cl}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Хлор — типичный неметаллический элемент, атому хлора энергетически выгодно в химических реакциях принять электрон и добиться прочности внешнего энергетического уровня:

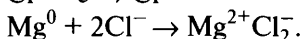
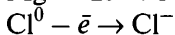
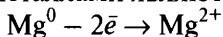


Атом хлора принимает один электрон на p -подуровень внешнего энергетического уровня и превращается в отрицательно заряженную частицу — ион.

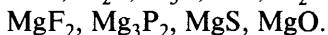
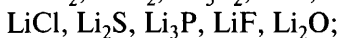
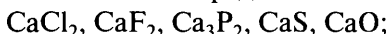
В дальнейшем противоположно заряженные частицы взаимно притягиваются, между ними возникает химическая связь: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ \text{Cl}^-$.

17. По схеме реакции образуется соединение $\text{A}^{2+} \text{B}_2^-$ с ионной связью. Положительно заряженный ион A^{2+} образовался в ре-

зультате отдачи атомом металла двух электронов. Для реакции необходимо взять металл, у которого на внешнем энергетическом уровне два электрона. Такими из предложенных металлов являются кальций и магний. Отрицательно заряженный ион B^- образован неметаллом, атом которого принял один электрон. Такими неметаллами являются фтор и хлор.

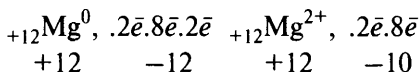


Формулы соединений с ионной связью, образованные другими элементами из предложенных:

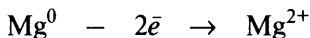


18. а)* Соединение образовано атомами магния (№ 12) и фтора (№ 9).

Схема строения атома магния: ${}_{+12}Mg, .2\bar{e}.8\bar{e}.2\bar{e}$. Электронная формула атома магния: ${}_{+12}Mg, 1s^22s^22p^63s^2$. Магний – типичный металлический элемент, атому магния энергетически выгодно в химических реакциях отдать электроны и добиться прочности внешнего энергетического уровня:

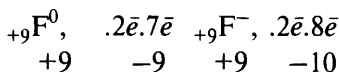


Атом магния Ион магния

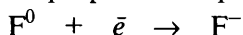


Атом магния отдает два электрона с s -подуровня внешнего энергетического уровня и превращается в положительно заряженную частицу – ион.

Схема строения атома фтора: ${}_{+9}F, .2\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома: ${}_{+9}F, 1s^22s^22p^5$. Фтор – типичный неметаллический элемент, атому фтора энергетически выгодно в химических реакциях принять электрон и добиться прочности внешнего энергетического уровня:



Атом фтора Ион фтора

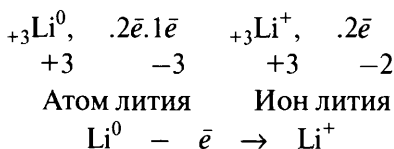


Атом фтора принимает один электрон на p -подуровень внешнего энергетического уровня и превращается в отрицательно заряженную частицу – ион.

В дальнейшем противоположно заряженные частицы взаимно притягиваются, между ними возникает химическая связь: $\text{Mg}^{2+} + 2\text{F}^{-} \rightarrow \text{Mg}^{2+}\text{F}_2^{-}$.

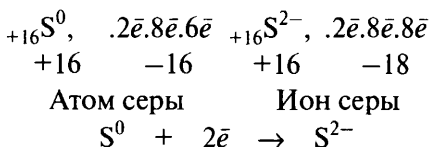
б)** Соединение образовано атомами лития (№ 3) и серы (№ 16).

Схема строения атома лития: ${}_3\text{Li}$, $.2\bar{e}.1\bar{e}$. Электронная формула атома лития: ${}_3\text{Li}$, $1s^2 2s^1$. Литий — типичный металлический элемент, атому лития энергетически выгодно в химических реакциях отдать электрон и добиться прочности внешнего энергетического уровня:



Атом лития отдает один электрон с s -подуровня внешнего энергетического уровня и превращается в положительно заряженную частицу — ион.

Схема строения атома серы: ${}_{16}\text{S}$, $.2\bar{e}.8\bar{e}.6\bar{e}$. Электронная формула атома серы: ${}_{16}\text{S}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Сера — типичный неметаллический элемент, атому серы энергетически выгодно в химических реакциях принять электроны и добиться прочности внешнего энергетического уровня:



Атом серы принимает два электрона на p -подуровень внешнего энергетического уровня и превращается в отрицательно заряженную частицу — ион.

В дальнейшем противоположно заряженные частицы взаимно притягиваются, между ними возникает химическая связь: $2\text{Li}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Li}_2\text{S}^{2-}$.

19. Электроотрицательность — это способность атомов химического элемента смещать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

а) В пределах одного периода с увеличением заряда ядер химических элементов их ЭО усиливается.

б) В пределах одной главной подгруппы с увеличением заряда ядер химических элементов их ЭО ослабевает.

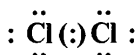
20. Химическая связь, возникающая в результате образования общих электронных пар, называется ковалентной. Виды ковалентной связи: неполярная и полярная.

21. а)* Элемент № 17 — хлор. Формула молекулы хлора: Cl_2 . Схема строения атома хлора: $_{+17}\text{Cl}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома хлора: $_{+17}\text{Cl}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Между атомами хлора возникает ковалентная неполярная связь. На внешнем энергетическом уровне атома хлора три пары спаренных электронов и один неспаренный электрон:

$:\ddot{\text{Cl}}\cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

При сближении двух атомов хлора, у которых на внешнем энергетическом уровне по три пары спаренных электронов и одному неспаренному электрону, неспаренные электроны вследствие перекрывания их орбиталей становятся общими. У каждого атома хлора в результате образуется завершённый внешний энергетический уровень.

Электронная формула молекулы хлора:



Общая электронная пара одна, кратность связи равняется одному, одинарная связь.

Структурная формула молекулы хлора:



б)* Элемент № 7 — азот, элемент № 1 — водород.

Схема строения атома азота: $_{+7}\text{N}$, $2\bar{e}.5\bar{e}$. Электронная формула атома азота: $_{+7}\text{N}$, $1s^2 2s^2 2p^3$. Азот — неметаллический элемент. На внешнем энергетическом уровне атома азота одна пара спаренных электронов и три неспаренных электрона:

$:\dot{\text{N}}\cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

Схема строения атома водорода: $_{+1}\text{H}$, $1\bar{e}$. Электронная формула атома водорода: $_{+1}\text{H}$, $1s^1$.

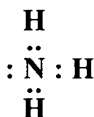
На внешнем энергетическом уровне атома водорода один неспаренный электрон:

$\text{H}\cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

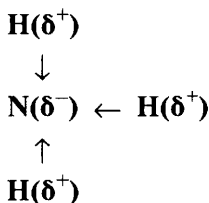
При сближении одного атома азота и трех атомов водорода у них образуются общие пары электронов. Азот электроотрица-

тельное водорода — общие электронные пары смещены к атому азота. Возникает ковалентная полярная связь.

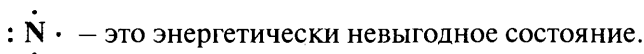
Электронная формула соединения NH_3 :



Структурная формула молекулы NH_3 :



в)** Элемент № 7 — азот. Формула молекулы азота: N_2 . Схема строения атома азота: ${}_{+7}\text{N}$, $2\bar{e}.5\bar{e}$. Электронная формула атома азота: ${}_{+7}\text{N}$, $1s^2 2s^2 2p^3$. Азот — неметаллический элемент. Между атомами азота возникает ковалентная неполярная связь. На внешнем энергетическом уровне атома азота одна пара спаренных и три неспаренных электрона:



При сближении двух атомов азота образуются общие пары электронов.

Электронная формула молекулы азота:



Структурная формула молекулы азота: $\text{N} \equiv \text{N}$.

г)** Элемент № 17 — хлор, элемент № 1 — водород.

Схема строения атома хлора: ${}_{+17}\text{Cl}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома хлора: ${}_{+17}\text{Cl}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. На внешнем энергетическом уровне атома хлора три пары спаренных электронов и один неспаренный электрон:

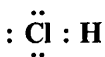


Схема строения атома водорода: ${}_{+1}\text{H}$, $1\bar{e}$. Электронная формула атома водорода: ${}_{+1}\text{H}$, $1s^1$. На внешнем энергетическом уровне атома водорода один неспаренный электрон:

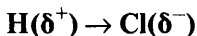
$\text{H} \cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

При сближении атомов хлора и атомов водорода образуются общие пары электронов. Хлор электроотрицательнее водорода — общая электронная пара смещена к атому хлора. Возникает ковалентная полярная связь.

Электронная формула молекулы HCl :



Структурная формула $\overset{\delta^+}{\text{H}}\overset{\delta^-}{\text{Cl}}$:



22. (См. урок 14, ответы к заданию № 1 из учебника (с. 68).)

23. В соединениях N_2 , O_3 , H_2 ковалентная неполярная связь. Вещества образованы элементами неметаллами с одинаковой ЭО.

В соединениях H_2O , PH_3 — ковалентная полярная связь. Вещества образованы элементами-неметаллами с разной, но не резко отличающейся ЭО.

В соединениях CuO , NaI ионная связь. Соединения образованы неметаллами и металлами, которые резко отличаются ЭО.

В веществе Mn металлическая связь. Mn — металлический элемент, образует простое вещество-металл.

III. Подведение итогов урока

(Учитель выставляет учащимся оценки за работу на уроке.)

Домашнее задание

1. Подготовить сообщение на тему «Металлы в жизни человека».
2. Подготовиться к контрольной работе по теме «Атомы химических элементов» (повторить § 6–11).
3. Выполнить домашнюю самостоятельную работу. (Ученики выполняют ее на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)

Домашняя самостоятельная работа

В а р и а н т 1

1. Характеристика элементов № 15 и 11 по их положению в ПСХЭ Д.И. Менделеева, строению атома. Какая химическая связь может возникнуть между элементами № 15 и 11? Дать обоснованный ответ.

2. Определить вид химической связи в веществах: H_2S , Li_2O , K , S_8 , PCl_5 , H_2 , NaF , Fe .

3. Составить схему образования химической связи между элементами № 1 и 9.

4. Даны химические элементы: F, B, O, Li, N, C. Расположить их в порядке усиления ЭО.

В а р и а н т 2

1. Характеристика элементов № 1 и 17 по их положению в ПСХЭ Д.И. Менделеева, строению атома. Какая химическая связь может возникнуть между элементами № 1 и 17? Дать обоснованный ответ.

2. Определить вид химической связи в веществах: SO_2 , Na_2S , Ca, P_4 , NH_3 , O_2 , LiBr, Mg.

3. Составить схему образования химической связи между элементами № 3 и 9.

4. Даны химические элементы: Ba, Be, Sr, Ca, Mg, Ra. Расположить их в порядке усиления ЭО.

У р о к 16. Контрольная работа № 1. Атомы химических элементов

Цели: проверить знания и умения учащихся, степень усвоения ими учебного материала по теме «Атомы химических элементов».

Оборудование: карточки с заданиями, справочные таблицы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Контрольная работа

(Учащимся предлагается контрольная работа двух видов: тест и текстовая.)

1. Тестовая контрольная работа

(См. КИМы, контрольная работа 1 (базовый уровень), с. 86.)

Ответы

Базовый уровень

В а р и а н т 1

1. а) Элементы Si, P, S, Cl расположены в порядке возрастания неметаллических свойств. Это элементы 3-го периода ПСХЭ Д.И. Менделеева. К концу периода неметаллические свойства химических элементов усиливаются, так как растет заряд ядра атома химического элемента, увеличивается количество электронов на внешнем энергетическом уровне атома химического элемента, количество энергетических уровней постоянно, уменьшается радиус атома.

б) Элементы Cs, Rb, K, Na расположены в порядке ослабления металлических свойств. Это элементы I группы (главной

подгруппы) ПСХЭ Д.И. Менделеева. К началу группы (главной подгруппы) ПСХЭ Д.И. Менделеева металлические свойства химических элементов ослабевают, так как уменьшается заряд ядра атома химического элемента, количество электронов на внешнем энергетическом уровне атома химического элемента постоянно, количество энергетических уровней в атоме уменьшается, уменьшается радиус атома.

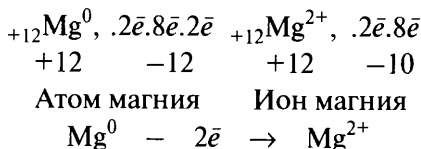
2. В соединении Cl_2 ковалентная неполярная связь (одинаковая ЭО элементов, образующих химическую связь).

В соединениях CS_2 , HCl ковалентная полярная связь (резкое отличие ЭО элементов, образующих химическую связь).

В соединении MgF_2 ионная связь (резкое отличие ЭО элементов, образующих химическую связь).

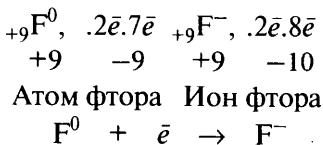
Соединение MgF_2 образовано атомами магния и фтора.

Схема строения атома магния: ${}_{+12}\text{Mg}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.2\bar{e}$. Электронная формула атома магния: ${}_{+12}\text{Mg}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Магний – типичный металлический элемент, атому магния энергетически выгодно в химических реакциях отдать электроны и добиться прочности внешнего энергетического уровня:



Атом магния отдает два электрона с s -подуровня внешнего энергетического уровня и превращается в положительно заряженную частицу – ион.

Схема строения атома фтора: ${}_{+9}\text{F}$, $2\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула атома фтора: ${}_{+9}\text{F}$, $1s^2 2s^2 2p^5$. Фтор – типичный неметаллический элемент, атому фтора энергетически выгодно в химических реакциях принять электрон и добиться прочности внешнего энергетического уровня:



Атом фтора принимает один электрон на p -подуровень внешнего энергетического уровня и превращается в отрицательно заряженную частицу – ион.

В дальнейшем противоположно заряженные частицы взаимно притягиваются, между ними возникает ионная химическая связь: $\text{Mg}^{2+} + 2\text{F}^- \rightarrow \text{Mg}^{2+}\text{F}_2^-$.

3. Атомы калия с массовыми числами 39 и 40 — изотопы.

Сходство атомов калия с массовыми числами 39 и 40: заряды ядер атомов +19, число протонов в ядре атомов 19, число электронов в атомах 19.

Различие атомов калия с массовыми числами 39 и 40: число нейтронов в ядре атома калия с массовым числом 39 равняется 20 ($39 - 19 = 20$), число нейтронов в ядре атома калия с массовым числом 40 равняется 21 ($40 - 19 = 21$).

Дополнительное задание

Электронную схему $.2\bar{e}.8\bar{e}$ имеют атом неона, ионы азота, кислорода, фтора, натрия.

В а р и а н т 2

1. а) Элементы F, Cl, Br, I расположены в порядке ослабления неметаллических свойств. Это элементы VII группы (главной подгруппы) ПСХЭ Д.И. Менделеева. К началу группы (главной подгруппы) ПСХЭ Д.И. Менделеева неметаллические свойства химических элементов усиливаются, так как уменьшается заряд ядра атома химического элемента, количество электронов на внешнем энергетическом уровне атома химического элемента постоянно, количество энергетических уровней в атоме уменьшается, радиус атома уменьшается.

б) Элементы Be, Ca, Sr, Ba расположены в порядке усиления металлических свойств. Это элементы II группы (главной подгруппы) ПСХЭ Д.И. Менделеева. К концу группы (главной подгруппы) ПСХЭ Д.И. Менделеева металлические свойства химических элементов усиливаются, так как увеличивается заряд ядра атома химического элемента, количество электронов на внешнем энергетическом уровне атома химического элемента постоянно, количество энергетических уровней в атоме возрастает, увеличивается радиус атома.

2. В соединении LiCl ионная связь (резкое отличие ЭО элементов, образующих химическую связь).

В соединении Br_2 ковалентная неполярная связь (одинаковая ЭО элементов, образующих химическую связь).

В соединениях CCl_4 , NH_3 ковалентная полярная связь (нерезкое отличие ЭО элементов, образующих химическую связь).

Соединение NH_3 образовано атомами азота и водорода.

Схема строения атома азота: ${}_{+7}\text{N}$, $.2\bar{e}.5\bar{e}$. Электронная формула атома азота: ${}_{+7}\text{N}$, $1s^2 2s^2 2p^3$.

Азот — неметаллический элемент. На внешнем энергетическом уровне атома азота одна пара спаренных электронов и три неспаренных электрона:

$:\dot{\text{N}}\cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

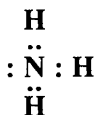
Схема строения атома водорода: ${}_1\text{H}$, $1\bar{e}$. Электронная формула атома водорода: ${}_1\text{H}$, $1s^1$.

На внешнем энергетическом уровне атома водорода один неспаренный электрон:

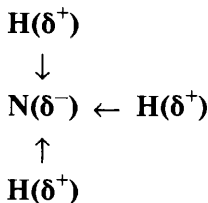
$\text{H}\cdot$ — это энергетически невыгодное состояние атома.

При сближении одного атома азота и трех атомов водорода образуются общие пары электронов. Азот электроотрицательнее водорода — общие электронные пары смещены к атому азота. Возникает ковалентная полярная связь.

Электронная формула соединения NH_3 :



Структурная формула соединения $\overset{\delta^-}{\text{N}}\overset{\delta^+}{\text{H}_3}$:



3. Атомы хлора с массовыми числами 35 и 37 — изотопы.

Сходство атомов хлора с массовыми числами 35 и 37: заряды ядер атомов +17, число протонов в ядре атомов 17, число электронов в атомах 17.

Различие атомов хлора с массовыми числами 35 и 37: число нейтронов в ядре атома хлора с массовым числом 35 равняется 18 ($35 - 17 = 18$), число нейтронов в ядре атома хлора с массовым числом 37 равняется 20 ($37 - 17 = 20$).

Дополнительное задание

Электронную схему $2\bar{e}.8\bar{e}.8\bar{e}$ имеют атом аргона, ионы серы, хлора, калия, кальция.

2. Тест

(См. КИМы, тест 6, с. 20–23.)

Домашнее задание

Подготовить сообщение на тему «Металлы в жизни человека», пользуясь научно-популярной литературой.

Тема II. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

Урок 17. Простые вещества – металлы

Цели: обобщить знания об особенностях строения атомов металлов и металлической связи, обуславливающей общие физические свойства металлов; расширить представления о значимости металлов в жизни человека на всех этапах его исторического развития; познакомить с характеристиками металла (твёрдость, хрупкость, тягучесть, пластичность, температура плавления, плотность, электро- и теплопроводность); на примере олова познакомить с аллотропией и с относительностью деления элементов на металлы и неметаллы; научить описывать физические свойства металлов.

Основные понятия: черные и цветные металлы, физические свойства металлов, аллотропия, аллотропные видоизменения (модификации).

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, справочная литература, коллекция «Металлы и их сплавы»; изделия из алюминия (кружка, проволока, фольга), ложки из алюминия, серебра, стали; колокольчик из металла; скальпель, стеклянная пластинка, стаканы, пробирки, спиртовка; вода, раствор глюкозы, аммиачный раствор оксида серебра (I), натрий, олово белое и серое.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учитель анализирует результаты выполненной контрольной работы № 1, акцентирует внимание учащихся на ошибках, допущенных в ней, и объясняет решение некоторых заданий. Учащимся предлагается сделать работу над ошибками и с целью повышения балла выполнить дополнительное задание в виде теста на карточках.)

Тест

(См. КИМы, тест 5, с. 19.)

III. Изучение нового материала

План

1. Значение металлов в жизни человека.
2. Особенности строения атомов металлов.
3. Металлическая связь, обуславливающая общие физические свойства металлов.

4. Физические свойства металлов: металлический блеск, твердость, хрупкость, тягучесть и пластичность, температура плавления, плотность, электро- и теплопроводность.
5. Аллотропия, аллотропные модификации олова. Относительность деления элементов на металлы и неметаллы.

(Учитель заслушивает сообщения учеников о значении металлов в жизни человека.)

В настоящее время известно 87 металлических химических элементов.

- Вспомним особенности строения атомов металлов. (*Ответ.* На внешнем энергетическом уровне атомов металлов небольшое количество электронов: от 1 до 3. Атомы металлов имеют большой атомный радиус. В ПСХЭ Д.И. Менделеева металличность химических элементов усиливается к началу периода и к концу группы (главной подгруппы).)

Металлические элементы образуют простые вещества – металлы, для которых характерна металлическая связь.

- Какую химическую связь называют металлической? (*Связь в металлах и сплавах между атом-ионами и обобществленными электронами.*)

Металлическая связь обуславливает общие физические свойства всех металлов: металлический блеск, пластичность, ковкость, электро- и теплопроводность.

Все металлы твердые, кроме ртути. Металлы (за исключением двух) имеют серебристо-белый цвет, лишь золото желтого цвета, а медь – красного.

Условно металлы делятся на *черные* (железо и его сплавы) и *цветные* (все остальные металлы).

Металлический блеск обуславливают свободные электроны. Свет поглощается поверхностью металла, свободные электроны испускают свои, вторичные волны излучения, которые воспринимаются как металлический блеск. Такие металлы, как ртуть, серебро, медь, прекрасно отражают свет. Из ртути в Средние века создавали венецианские зеркала. В настоящее время для изготовления зеркал используют серебро.

(Учитель проводит реакцию «серебряного зеркала»: слегка нагревает раствор глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра (I). На стенках пробирки наблюдается появление серебряного налета.

Учитель обращает внимание учащихся на текст на с. 69–70 и рис. 41. Учащиеся выписывают в тетрадь понятие *пластичность*.)

Такое свойство объясняется металлической связью, характерной для всех металлов. Обобществленные электроны, наподобие цемента, не дают связям в кристалле металла разрываться. Самый пластичный металл — золото. Один грамм золота можно вытянуть в проволоку длиной два километра.

(Учитель демонстрирует изделия из алюминия (кружка, проволока, фольга).)

Металлы проводят *электрический ток и тепло*. Такое свойство им обеспечивает металлическая связь. Обобществленные электроны даже при незначительной разности потенциалов начинают упорядоченное движение. Лучшими проводниками электричества и тепла являются золото, серебро, медь и алюминий. Плохо проводят электрический ток и тепло ртуть, свинец и вольфрам.

(Учитель проводит эксперимент: в три стакана кладет ложечки одинакового размера, изготовленные соответственно из алюминия, серебра и стали. Наливает в стаканы горячую воду. Учащиеся определяют, какая из ложечек быстрее нагреется.)

Металлы бывают *твердые и мягкие*. Твердые металлы — хром, титан, мягкие — литий, натрий, калий, олово.

(Учитель проводит эксперимент: разрезает кусочек натрия скальпелем.)

Металлы способны издавать при ударе *звонкие звуки*. Это свойство металлов используется для изготовления колокольных, церковных колоколов. Самые звонкие металлы — золото, серебро, медь. Звон меди густой, гудящий, его называют малиновым, в честь голландского города Малина, из которого церковные колокола привозили в Россию. В дальнейшем русские умельцы стали лить колокола лучшего качества. По звону золотого кольца в ломбардах проверяют его качество. Чистый, высокий и долгий звук имеют изделия из золота высокой пробы.

Металлы обладают определенной *плотностью, температурой кипения и температурой плавления*. По плотности различают легкие металлы (плотность меньше 5 г/см^3) и тяжелые (плотность больше 5 г/см^3), по температуре плавления — легкоплавкие, температура плавления которых меньше 1000°C , и тугоплавкие, температура плавления которых больше 1000°C .

(Учащиеся знакомятся с некоторыми металлами из коллекции «Металлы и сплавы» и вместе с учителем работают с рис. 42 (с. 71): выписывают в тетрадь легкоплавкие и тугоплавкие, легкие и тяжелые металлы, в скобках обозначая их плотность и температуру плавления.)

Познакомимся с понятием «пограничный химический элемент» на примере олова. Белое олово имеет металлический блеск, характерный для всех металлов, это металл. Серое олово не имеет металлического блеска и является неметаллом. Серое олово можно получить из белого, подержав его в морозильной камере 3–4 недели. Белое и серое олово – это **аллотропные видоизменения** (или **модификации**) олова. Способность атомов одного химического элемента образовывать несколько простых веществ называется **аллотропией**.

(Учитель по возможности показывает эксперимент под названием «оловянная чума».)

Незнание законов химии или невнимательность к ним стало причиной гибели Р. Скотта, отправившегося к Южному полюсу в 1912 г. Экспедиция потеряла все горючее, которое хранилось в баках, запаянных оловом. При низкой температуре белое олово (металл) превратилось в серое олово (неметалл) – порошок.

IV. Закрепление изученного материала

(Дети устно выполняют задания № 1–3 из учебника (с. 72).)

V. Подведение итогов урока

1. На внешнем энергетическом уровне атомов металлов небольшое количество электронов: от 1 до 3. Атомы металлов имеют большой атомный радиус. В ПСХЭ Д.И. Менделеева металличность химических элементов усиливается к началу периода и к концу группы (главной подгруппы).
2. Металлическая связь обуславливает общие физические свойства металлов: металлический блеск, пластичность, ковкость, электро- и теплопроводность.
3. Металлы по плотности бывают легкие и тяжелые.
4. Металлы по температуре плавления бывают легкоплавкими и тугоплавкими.
5. Цвет у металлов серебристо-белый, за исключением золота и меди.
6. Металлы твердые, за исключением ртути.
7. Кроме металлических и неметаллических элементов, есть «пограничные» элементы, или переходные.
8. Аллотропия – способность химического элемента существовать в виде нескольких простых веществ.

Домашнее задание

1. § 13, выполнить задания № 4, 5 (с. 73).
2. Прочитать текст про олово, § 14 (с. 77–78).

3. Подготовить краткие сообщения на темы «Инертные газы», «Аллотропные видоизменения кислорода», «Аллотропные видоизменения углерода», «Аллотропные видоизменения фосфора».

Урок 18. Простые вещества – неметаллы

Цель: закрепить знания об особенностях строения атомов неметаллов и химической связи, обуславливающей физические свойства неметаллов, о ковалентной полярной и неполярной связях; расширить представления о значимости неметаллов в жизни человека на всех этапах его исторического развития; познакомить со сравнительной характеристикой физических свойств неметаллов и металлов; на примере кислорода, углерода, фосфора закрепить понятие *аллотропия*; научить характеризовать неметаллы по положению их в ПСХЭ Д.И. Менделеева и строению атома, описывать физические свойства неметаллов.

Основные понятия: физические свойства неметаллов, аллотропные видоизменения.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева; прибор для получения газа; сера (крист.), фосфор красный, иод (крист.), бром, уголь активированный, графит, перманганат калия (тв.), серная кислота (конц.), оксид марганца (IV), соляная кислота (конц.), раствор иодида калия, крахмальный клейстер.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Тест

Закончите предложения и выполните задание.

1. Расположение металлов в ПСХЭ Д.И. Менделеева: ... (Металлы расположены в I, II, III группах (главных подгруппах), а также в IV, V, VI, VII, VIII группах (побочных подгруппах).)
2. У металлов на внешнем энергетическом уровне... (1–3) электрона.
3. У всех металлов имеется... (металлический) блеск.
4. Все металлы по агрегатному состоянию... (твердые), за исключением... (ртути).
5. Все металлы... (серебристо-белого) цвета, за исключением металлов... (золота, меди).
6. Все металлы проводят... (электрический ток и тепло).

7. Из металлов можно вытянуть проволоку, металлы можно прокатать в тонкий лист, так как они... (*пластичны*).
8. Общность физических свойств металлов объясняется наличием у них... (*металлической связи*).
9. Аллотропия — ... (*способность химического элемента существовать в виде нескольких простых веществ*).
10. По электронной формуле определите металлический элемент:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^4$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^5$;
 - г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

(*б и г — электронные формулы металлических элементов, так как внешний энергетический уровень далек от завершения; а и в — это формулы неметаллических элементов.*)

III. Изучение нового материала

План

1. Особенности строения атомов неметаллов.
2. Химическая связь, обуславливающая физические свойства неметаллов.
3. Физические свойства неметаллов.
4. Аллотропные видоизменения кислорода, углерода, фосфора.
5. Значение неметаллов в жизни человека.

- Какое строение внешнего энергетического уровня имеют атомы неметаллических элементов? (*Все атомы неметаллических элементов имеют на внешнем энергетическом уровне большое количество электронов, их внешний энергетический уровень близок к завершению.*)
- Как расположены неметаллические элементы в ПСХЭ Д.И. Менделеева? (*Они расположены ближе к концу периода и началу группы (главной подгруппы).*)

(Учащиеся работают с ПСХЭ Д.И. Менделеева.)

Мысленно проведем диагональ от элемента № 5, бора, до элемента № 85, астата. Все неметаллы по отношению к этой диагонали будут располагаться в верхнем правом углу ПСХЭ Д.И. Менделеева, а металлы — в нижнем левом углу, включая элементы побочных подгрупп III, IV, V, VI, VII, VIII групп.

Инертные газы имеют одноатомные молекулы, у них устойчивый внешний энергетический уровень.

(Учитель заслушивает сообщение на тему «Инертные газы», или ученики зачитывают текст на с. 73–74.)

Некоторые неметаллические элементы образуют двухатомные молекулы простых веществ, например молекулы кислорода — O_2 , азота — N_2 , хлора — Cl_2 , брома — Br_2 , иода — I_2 .

(Учитель обращает внимание учащихся на рис. 43 (с. 73).)

- Какой вид химической связи возникает в молекулах кислорода O_2 , азота N_2 , хлора Cl_2 , брома Br_2 , иода I_2 ? (*Ответ.* В молекулах неметаллов, образованных элементами с одинаковой ЭО, возникает ковалентная неполярная связь. Кратность связи — один, два или три. Например, молекула азота N_2 : $N \equiv N$; молекула водорода H_2 : $H - H$.)

(Учитель показывает ученикам простые вещества: кислород (предварительно получить), бром, серу, иод, графит, хлор (предварительно получить). Затем учащиеся чертят в тетрадях таблицу и вместе с учителем описывают физические свойства металлов и неметаллов.)

Характеристика	Металлы	Неметаллы
Агрегатное состояние	Твердые, ртуть — жидкий металл при обычных условиях	Твердые — иод, сера, фосфор, графит, алмаз. Жидкие — бром. Газообразные — водород, кислород, азот, фтор, хлор, гелий (большинство неметаллов)
Цвет	Серебристо-белый. Медь — красный, золото — желтый	Графит — черный, сера — желтый, фосфор — красный и белый, хлор — желто-зеленый, бром — бурый
Металлический блеск	Имеют	Не имеют, за исключением иода, графита
Вид химической связи	Металлическая	Ковалентная неполярная
Состав молекулы	В твердом состоянии одноатомные	Одноатомные (инертные газы), двухатомные (O_2 , азот — N_2 , сера — S_8 , хлор — Cl_2 , бром — Br_2 , иод — I_2), трехатомные — озон O_3 , четырехатомные — белый фосфор P_4
Электро- и теплопроводность	Проводят электрический ток и тепло	Не проводят электрический ток и тепло, за исключением графита, кремния
Температура плавления	Бывают легкоплавкие и тугоплавкие	Сера, $t_{пл} = 112,8^\circ C$, азот, $t_{пл} = -210^\circ C$, иод, $t_{пл} = -210^\circ C$, кислород, $t_{пл} = -218,8^\circ C$, фосфор (белый), $t_{пл} = 44,1^\circ C$

- Чем являются простые вещества олово белое и олово серое? (*Это аллотропные видоизменения химического элемента олова.*)
- Сколько электронов на внешнем энергетическом уровне атома олова? (*Четыре электрона.*)
- Какие неметаллические элементы расположены с оловом в одной группе (главной подгруппе) ПСХЭ Д.И. Менделеева? (*Углерод и кремний.*)
- Характерно ли явление аллотропии для неметаллов? (*Да.*)

В атоме углерода на внешнем энергетическом уровне тоже четыре электрона, как и у олова. Для углерода характерны аллотропные видоизменения — алмаз и графит.

(Учитель показывает графит, а затем заслушивает сообщение на тему «Аллотропные видоизменения углерода».)

Для химического элемента фосфора характерны аллотропные видоизменения — фосфор красный и фосфор белый.

(Учитель показывает красный фосфор, а затем заслушивает сообщение на тему «Аллотропные видоизменения фосфора».)

Кислород O_2 и озон O_3 — также аллотропные видоизменения химического элемента кислорода.

(Учитель показывает кислород, полученный заранее разложением перманганата калия, а также проводит эксперимент, в результате которого получается озон.)

Эксперимент «Волшебная палочка»

(В сухую пробирку учитель насыпает кристаллический перманганат калия и очень аккуратно добавляет к нему концентрированную серную кислоту. Происходит реакция: $6KMnO_4 + 9H_2SO_4 = 5O_3 \uparrow + 6MnSO_4 + 3K_2SO_4 + 9H_2O$.)

Затем сухую стеклянную палочку помещает в пробирку и на нее аккуратно наносит полученный реактив. Слегка касаясь ею фитиля спиртовки. Фитиль загорается мгновенно, так как этому способствует выделяющийся озон.

Наличие образовавшегося озона можно доказать фильтровальной бумажкой, смоченной иодидом калия и крахмальным клейстером.

До внесения в пробирку, где идет реакция перманганата калия с концентрированной серной кислотой, эта бумажка бесцветная, после внесения приобретает синий цвет.

Объяснение эксперимента: крахмал синеет под действием иода (учитель капает в пробирку с крахмальным клейстером 1–2 капли раствора иода). На фильтровальную бумажку нанесен раствор иодида калия и крахмального клейстера — она бесцветная, так как нет иода, есть только его соединение — иодид калия.

При внесении этой бумажки в пробирку происходит реакция выделяющегося озона с иодидом калия: $6KI + O_3 + 3H_2O = 3I_2 + 6KOH$. Образовавшийся иод вызывает посинение крахмала на фильтровальной бумажке.)

(После эксперимента учитель заслушивает сообщение на тему «Аллотропные видоизменения кислорода».)

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания № 4, 5 из учебника (с. 79).)

Ответы

№ 4. В металлическом водороде должна быть металлическая связь. Металлический водород получен искусственным путем, $t_{пл} = -259,19^\circ C$. Кусок металлического водорода имеет металлический блеск, который доказывает наличие металлической связи — свободных электронов.

№ 5. При низких температурах белое олово (твердый металл) превращается в серое олово (порошок). Белое и серое олово — аллотропные модификации химического элемента олова. Произошло разрушение швов баков для горючего.

V. Подведение итогов урока

1. Внешний энергетический уровень у неметаллических элементов близок к завершению.
2. В ПСХЭ Д.И. Менделеева неметаллические элементы расположены ближе к концу периода и к началу группы (главной подгруппы).
3. Для неметаллов характерна ковалентная неполярная связь. Кратность связи — один, два или три.
4. Неметаллы, в отличие от металлов, не обладают общими физическими свойствами.
5. Для неметаллических элементов характерно явление аллотропии.

Домашнее задание

§ 14, выполнить задания № 1, 2, 3 (Na_2 , Br_2) (с. 78–79).

Урок 19. Количество вещества. Молярная масса

Цели: сформировать знания о единицах измерения количества вещества (*моль, ммоль, кмоль*), о молярной массе, о взаимосвязи массы, числа частиц и количества вещества; научить вычислять молярную массу по формуле соединения, массу вещества и число структурных частиц — по количеству вещества.

Основные понятия: количество вещества, постоянная Авогадро, молярная масса.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, справочные таблицы, карточки с заданиями.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Ученики выполняют самостоятельную работу, в это время учитель проверяет домашнее задание.)

1. Письменная самостоятельная работа

(См. КИМы, самостоятельная работа 7, с. 59–60.)

2. Проверка домашнего задания

Ответы

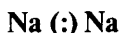
№ 1 (с. 78). С помощью спектрального анализа был исследован состав Солнца и других звезд. Был открыт инертный газ гелий, что в переводе означает «солнечный». Аргон в переводе с греческого означает «недеятельный», потому что аргон действительно не способен вступать в химические реакции. Некоторое время его считали аллотропным видоизменением азота. В 1895 г. из уранового минерала клевеита был выделен еще один «бездеятельный» элемент — гелий, который ранее был определен в составе Солнца. Спустя три года из воздуха были выделены три инертных газа — криптон, неон и ксенон. Их названия произошли от греческих слов, означающих соответственно «скрытый», «новый» и «чуждый». В 1899 г. доказали существование последнего инертного газа — радона (от названия элемента радия, продуктом радиоактивного распада которого является радон).

№ 2 (с. 78). После сильной грозы ощущается запах свежести — это запах озона. Он образуется из кислорода воздуха при высокой температуре, которая создается разрядом молнии.

№ 3 (с. 79).

1. Формула молекулы: Na_2 . Схема строения атома натрия: $_{+11}\text{Na}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.1\bar{e}$. Электронная формула атома натрия: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. В атоме натрия на внешнем энергетическом уровне один неспаренный электрон. Между двумя атомами натрия образуется общая электронная пара. Возникает ковалентная неполярная связь.

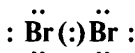
Электронная формула вещества Na_2 :



Структурная формула вещества Na_2 : $\text{Na}-\text{Na}$.

2. Формула молекулы: Br_2 . Схема строения атома брома: $_{+35}\text{Br}$, $2\bar{e}.8\bar{e}.18\bar{e}.7\bar{e}$. Электронная формула внешнего энергетического уровня атома брома: $4s^24p^5$. На внешнем энергетическом уровне атома брома три пары спаренных электронов и один неспаренный электрон. Между атомами брома образуется общая электронная пара. Возникает ковалентная неполярная связь.

Электронная формула вещества Br_2 :



Структурная формула вещества Br_2 : $\text{Br}-\text{Br}$.

III. Изучение нового материала

План

1. Количество вещества и единицы его измерения: моль, ммоль, кмоль.
2. Молярная масса.
3. Взаимосвязь массы, числа частиц и количества вещества.

Единицей измерения количества вещества в химии была выбрана особая единица, в которой как бы соединились число молекул и масса вещества. Эта единица была названа *моль* (обозначается ν , n).

Чтобы отмерить 1 моль вещества, нужно взять столько граммов его, какова относительная атомная масса или относительная молекулярная масса вещества.

Например, 1 моль воды имеет массу 18 г, так как $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$; 0,5 моль воды имеет массу 9 г ($0,5 \cdot 18$); 2 моль воды имеет массу 36 г ($2 \cdot 18$).

Количество вещества можно определить и по его известной массе. Например, сколько молей углекислого газа взято, если его масса равна 4,4 г? По формуле углекислого газа CO_2 вычисляем его относительную молекулярную массу: $M_r(\text{CO}_2) = 44$. Соответственно, 1 моль CO_2 весит 44 г. Количество молей углекислого газа определяется делением массы углекислого газа на массу 1 моль углекислого газа: $4,4 \text{ г} : 44 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль}$.

Итальянский ученый А. Авогадро установил, что 1 моль любого вещества всегда содержит одинаковое число структурных частиц (молекулы, атомы, ионы и др.). Это число равно $6 \cdot 10^{23}$ и названо в честь ученого *постоянной Авогадро*. Обозначают ее N_A .

Таким образом, 1 моль воды имеет массу 18 г и содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул; 1 моль углекислого газа имеет массу 44 г и содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул.

Итак, чтобы узнать число структурных частиц N (молекулы, атомы, ионы и др.) в определенном количестве вещества, необходимо воспользоваться формулой:

$$N = \nu \cdot N_A,$$

где ν — количество вещества (моль), N_A — постоянная Авогадро.

Отсюда верны следующие равенства:

$$\nu = \frac{N}{N_A}, N_A = \frac{N}{\nu}.$$

Масса 1 моль вещества называется *молярной массой* и обозначается M . Например, $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль, то есть

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

Составим обратные формулы:

$$m = \nu \cdot M \text{ и } \nu = \frac{m}{M}.$$

Единица массы, которая в 1000 раз больше 1 г, называется килограммом, а единица массы, которая в 1000 раз меньше 1 г, называется миллиграммом. Соответственно, вместо молярной массы используются киломолярная и миллимолярная массы.

Итак, мы установили взаимосвязь массы, числа частиц и количества вещества. Теперь составим алгоритм решения задач с использованием рассмотренных понятий:

1. Запись условия задачи.
2. Определение формулы вычисления. В качестве подсказки можно воспользоваться известными формулами:

$$N = \nu \cdot N_A, \nu = \frac{N}{N_A}, M = \frac{m}{\nu}, m = \nu \cdot M, \nu = \frac{m}{M}.$$

3. Вычисления по формулам.
4. Запись ответа задачи.

Пример 1

— Сколько молекул содержится в 45 г воды?

Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 45$ г.

Найти: $N(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение

$N = \nu \cdot N_A$, $\nu = \frac{m}{M}$; $N_A = 6 \cdot 10^{23}$ молекул/моль, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль.

$$N(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M} \cdot N_A = \frac{45 \text{ г} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}}{18 \text{ г/моль}} = 15 \cdot 10^{23},$$

или $1,5 \cdot 10^{24}$.

Ответ: $N(\text{H}_2\text{O}) = 1,5 \cdot 10^{24}$ молекул.

Пример 2

– Вычислите массу $3 \cdot 10^{23}$ молекул азота N_2 .

Дано: $N(N_2) = 3 \cdot 10^{23}$.

Найти: $m(N_2) = ?$

Решение

$m = \nu \cdot M$, $\nu = \frac{N}{N_A}$; $N_A = 6 \cdot 10^{23}$ молекул/моль, $M(N_2) = 28$ г/моль.

$$m(N_2) = \frac{N(N_2)}{N_A} \cdot M(N_2) = \frac{3 \cdot 10^{23} \times 28 \text{ г/моль}}{6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}} = 14 \text{ г.}$$

Ответ: $m(N_2) = 14$ г.

IV. Закрепление изученного материала

(Учащиеся выполняют задания № 1 (а), 2 (в), 3 (б) из учебника (с. 82).)

Ответы

№ 1а.

Дано: $\nu(\text{вещества}) = 1$ кмоль, или $1 \cdot 10^3$ моль.

Найти: $N(\text{вещества}) = ?$

Решение

$N(\text{вещества}) = \nu \cdot N_A$; $N_A = 6 \cdot 10^{23}$ молекул/моль.

$N(\text{вещества}) = 1 \cdot 10^3 \text{ моль} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 6 \cdot 10^{26}$ молекул.

Ответ: $N(\text{вещества}) = 6 \cdot 10^{26}$ молекул.

№ 2в.

Дано: $\nu(H_2SO_4) = 3$ кмоль, или $3 \cdot 10^3$ моль.

Найти: $m(H_2SO_4) = ?$

Решение

$m = \nu \cdot M$; $M(H_2SO_4) = 98$ г/моль.

$m(H_2SO_4) = \nu(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4) = 3 \cdot 10^3 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 294 \cdot 10^3 \text{ г, или } 294 \text{ кг.}$

Ответ: $m(H_2SO_4) = 294$ кг.

№ 3б.

Дано: $m(H_2) = 7$ г.

Найти: $N(H_2) = ?$

Решение

$N = \nu \cdot N_A$, $\nu = \frac{m}{M}$; $N_A = 6 \cdot 10^{23}$ молекул/моль.

$N(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} \cdot N_A = \frac{7 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 21 \cdot 10^{23}$, или $2,1 \cdot 10^{24}$ молекул.

Ответ: $N(H_2) = 2,1 \cdot 10^{24}$ молекул.

V. Подведение итогов урока

1. Моль — единица количества вещества.
2. Один моль любого вещества содержит одинаковое число структурных частиц (молекулы, атомы, ионы и др.), равное $6 \cdot 10^{23}$, называемое числом Авогадро, или постоянной Авогадро, которая обозначается N_A .
3. Молярная масса вещества — это масса 1 моль вещества. Единицы измерения молярной массы вещества: г/моль, кг/моль, мг/моль.
4. Взаимосвязь массы, числа частиц и количества вещества выражается формулами:

$$N = \nu \cdot N_A, \nu = \frac{N}{N_A}, M = \frac{m}{\nu}, m = \nu \cdot M, \nu = \frac{m}{M}.$$

Домашнее задание

§ 15, выполнить задания № 1 (б), 2 (а, б), 3 (а, в), 4 (с. 82).

(Ученики выполняют задание на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)

Урок 20. Молярный объем газов

Цели: сформировать знания о взаимосвязи объема газа и количества газообразного вещества; научить вычислять количество вещества по объему газа и молярному объему, используя единицы измерения молярного, миллимолярного и киломолярного объемов газа.

Основные понятия: нормальные условия (н. у.), молярный, миллимолярный, киломолярный объемы газов.

Оборудование: справочные таблицы, карточки с заданиями.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Ученики выполняют самостоятельную работу, в это время учитель проверяет домашнее задание.)

1. Письменная самостоятельная работа

В а р и а н т 1

1. Известно количество молекул хлора: $N(\text{Cl}_2) = 12 \cdot 10^{23}$. Вычислите:

- а) количество вещества хлора;
- б) массу хлора.

2. Известна масса оксида азота (II): $m(\text{NO}) = 3$ г. Вычислите:
- а) количество вещества оксида азота (II);
 - б) количество молекул оксида азота (II).

В а р и а н т 2

1. Известна масса оксида углерода (II): $m(\text{CO}) = 4$ г. Вычислите:
- а) количество вещества оксида углерода (II);
 - б) количество молекул оксида углерода (II).

2. Известно количество молекул озона: $N(\text{O}_3) = 1,2 \cdot 10^{24}$. Вычислите:

- а) количество вещества озона;
- б) массу озона.

Ответы

В а р и а н т 1

1. Дано: $N(\text{Cl}_2) = 12 \cdot 10^{23}$ молекул.

Найти: а) $v(\text{Cl}_2) = ?$; б) $m(\text{Cl}_2) = ?$

Решение

$$\text{а) } v(\text{Cl}_2) = \frac{N(\text{Cl}_2)}{N_A} = \frac{12 \cdot 10^{23} \text{ молекул}}{6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}} = 2 \text{ моль.}$$

б) $m = v \cdot M$; $M(\text{Cl}_2) = 71$ г/моль.

$$m(\text{Cl}_2) = 2 \text{ моль} \cdot 71 \text{ г/моль} = 142 \text{ г.}$$

Ответ: а) $v(\text{Cl}_2) = 2$ моль; б) $m(\text{Cl}_2) = 142$ г.

2. Дано: $m(\text{NO}) = 3$ г.

Найти: а) $v(\text{NO}) = ?$; б) $N(\text{NO}) = ?$

Решение

а) $v = \frac{m}{M}$; $M(\text{NO}) = 30$ г/моль.

$$v(\text{NO}) = \frac{m(\text{NO})}{M(\text{NO})} = \frac{3 \text{ г}}{30 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль.}$$

б) $N(\text{NO}) = v(\text{NO}) \cdot N_A = 0,1 \text{ моль} \times 6 \cdot 10^{23} = 0,6 \cdot 10^{23}$, или $6 \cdot 10^{22}$ молекул.

Ответ: а) $v(\text{NO}) = 0,1$ моль; б) $N(\text{NO}) = 6 \cdot 10^{22}$ молекул.

В а р и а н т 2

1. Дано: $m(\text{CO}) = 4$ г.

Найти: а) $v(\text{CO}) = ?$; б) $N(\text{CO}) = ?$

Решение

а) $v = \frac{m}{M}$; $M(\text{CO}) = 28$ г/моль.

$$v(\text{CO}) = \frac{m(\text{CO})}{M(\text{CO})} = \frac{4 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 0,143 \text{ моль.}$$

б) $N(\text{CO}) = v(\text{CO}) \cdot N_A = 0,143 \text{ моль} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 0,858 \cdot 10^{23}$, или $8,58 \cdot 10^{22}$ молекул.

Ответ: а) $v(\text{CO}) = 0,143$ моль; б) $N(\text{CO}) = 8,58 \cdot 10^{22}$ молекул.

2. *Дано:* $N(\text{O}_3) = 1,2 \cdot 10^{24}$ молекул.

Найти: а) $v(\text{O}_3) = ?$; б) $m(\text{O}_3) = ?$

Решение

$$\text{а) } v(\text{O}_3) = \frac{N(\text{O}_3)}{N_A} = \frac{1,2 \cdot 10^{24} \text{ молекул}}{6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}} = 2 \text{ моль.}$$

$$\text{б) } M(\text{O}_3) = 48 \text{ г/моль.}$$

$$m(\text{O}_3) = v(\text{O}_3) \cdot M(\text{O}_3) = 2 \text{ моль} \cdot 48 \text{ г/моль} = 96 \text{ г.}$$

Ответ: а) $v(\text{O}_3) = 2$ моль; б) $m(\text{O}_3) = 96$ г.

2. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 16 (с. 82).

Решение

$$N(\text{вещества}) = v \cdot N_A; N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль.}$$

$$N(\text{вещества}) = 1 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 6 \cdot 10^{20} \text{ молекул.}$$

$$\text{Ответ: } N(\text{вещества}) = 6 \cdot 10^{26} \text{ молекул.}$$

№ 2 (с. 82).

а) Решение

$$m = v \cdot M; M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль.}$$

$$m(\text{N}_2) = v(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 0,75 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 21 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{N}_2) = 21$ г.

б) Решение

$$m = v \cdot M, v = \frac{N}{N_A}; M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ г/моль.}$$

$$\begin{aligned} m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= \frac{N(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{N_A} \cdot M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \\ &= \frac{9 \cdot 10^{23} \text{ молекул}}{6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}} \times 180 \text{ г/моль} = 270 \text{ г.} \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 270$ г.

№ 3 (с. 82).

а) Решение

$$N = v \cdot N_A; N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль.}$$

$$N(\text{H}_2) = 1,5 \text{ моль} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 9 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Ответ: $N(\text{H}_2) = 9 \cdot 10^{23}$ молекул.

в) Решение

$$N = v \cdot N_A; N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль.}$$

$$N(\text{H}_2) = 4 \cdot 10^3 \text{ моль} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 24 \cdot 10^{26} \text{ молекул.}$$

Ответ: $N(\text{H}_2) = 24 \cdot 10^{26}$ молекул.

№ 4 (с. 82). Массу измеряют в миллиграммах, граммах, килограммах. Количество вещества измеряют в миллимолях, молях, киломолях.

III. Изучение нового материала

План

1. Молярный, миллимолярный, киломолярный объемы газов.
2. Молярный объем газов (н. у.).
3. Взаимосвязь объема, количества вещества и молярного объема.

– В каких единицах измеряют массу вещества? (*В миллиграммах, граммах, килограммах.*)

– Как называется масса 1 моль вещества? (*Молярная масса.*)

Объем 1 моль вещества называется *молярным объемом*.

У жидких и твердых веществ молярный объем зависит от их плотности.

(Учитель обращает внимание учащихся на рис. 49 (а) на с. 83, где сравниваются молярные объемы жидких и твердых веществ. Ученики делают вывод – они неодинаковы. Затем учащиеся рассматривают рис. 49 (б).)

Один моль любого из газов занимает объем 22,4 л при одинаковых условиях, например *нормальных* (в химии принято называть *нормальными условиями* температуру 0 °С и давление 760 мм рт. ст., или 101,3 кПа). Такой объем стали называть молярным, так как его занимает 1 моль газа, и обозначают V_m . Этот объем занимает одинаковое количество молекул – $6 \cdot 10^{23}$.

Рассмотрим взаимосвязь объема (V), количества вещества (ν) и молярного объема (V_m), которая выражается в следующих формулах:

$$V_m = \frac{V}{\nu}, V = \nu \cdot V_m, \nu = \frac{V}{V_m}.$$

– В каких единицах измеряется объем газов? (*В миллилитрах, литрах, кубических метрах.*)

Молярный объем газообразных веществ выражается в л/моль. $V_m = 22,4$ л/моль. Объем одного киломоля называют киломолярным и измеряют в м³/кмоль ($V_m = 22,4$ м³/кмоль). Соответственно, миллимолярный объем равен 22,4 мл/ммоль.

Составим алгоритм решения задач с использованием рассмотренных понятий:

1. Запись условия задачи.
2. Определение формулы вычисления. В качестве подсказки можно воспользоваться формулами:

$$V_m = \frac{V}{\nu}, V = \nu \cdot V_m, \nu = \frac{V}{V_m}.$$

а также известными формулами взаимосвязи массы, числа частиц и количества вещества:

$$N = \nu \cdot N_A, \nu = \frac{N}{N_A}, M = \frac{m}{\nu}, m = \nu \cdot M, \nu = \frac{m}{M}.$$

3. Вычисления по формулам.

4. Запись ответа задачи.

Пример 1

– Вычислите массу 5,6 л кислорода при н. у.

Дано: $V(\text{O}_2) = 5,6 \text{ л}$.

Найти: $m(\text{O}_2) = ?$

Решение

$$m = \nu \cdot M, \nu = \frac{V}{V_m}; V_m = 22,4 \text{ л/моль}, M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} \cdot M(\text{O}_2) = \frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \cdot 32 \text{ г/моль} = 8 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{O}_2) = 8 \text{ г}$.

Пример 2

– Вычислите массу и объем, который занимают $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул азота N_2 .

Дано: $N(\text{N}_2) = 1,2 \cdot 10^{23}$ молекул.

Найти: а) $m(\text{N}_2) = ?$; б) $V(\text{N}_2) = ?$

Решение

$$\text{а) } m = \nu \cdot M, \nu = \frac{N}{N_A}; M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{N}_2) = \frac{N(\text{N}_2)}{N_A} \cdot M(\text{N}_2) = \frac{1,2 \cdot 10^{23} \text{ молекул}}{6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}} \cdot 28 \text{ г/моль} = 5,6 \text{ г}.$$

$$\text{б) } V = \nu \cdot V_m, \nu = \frac{N}{N_A}.$$

$$V(\text{N}_2) = \frac{N(\text{N}_2)}{N_A} \cdot V_m = \frac{1,2 \cdot 10^{23} \text{ молекул}}{6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л}.$$

Ответ: а) $m(\text{N}_2) = 5,6 \text{ г}$; б) $V(\text{N}_2) = 4,48 \text{ л}$.

IV. Закрепление изученного материала

(Под руководством учителя ученики выполняют задания из учебника № 1 (в), 2 (б), 3 (аргон, хлор), 4 (а), 5 (а) (с. 85).)

Ответы**№ 1в.****Решение**

$$\text{а) } m = \nu \cdot M, \nu = \frac{V}{V_m}; M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ мг/ммоль}, V_m = 22,4 \text{ мл/ммоль}.$$

$$m(\text{Cl}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m} \cdot M(\text{Cl}_2) = \frac{22,4 \text{ мл}}{22,4 \text{ мл/ммоль}} \cdot 71 \text{ мг/ммоль} = 71 \text{ мг, или } 0,071 \text{ г}.$$

$$\text{б) } N = \nu \cdot N_A, \nu = \frac{V}{V_m}.$$

$$N(\text{Cl}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m} \cdot N_A = \frac{22,4 \text{ мл}}{22,4 \text{ мл/моль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 6 \cdot 10^{20} \text{ молекул}.$$

Ответ: а) $m(\text{Cl}_2) = 0,071 \text{ г}$; б) $N(\text{Cl}_2) = 6 \cdot 10^{20}$ молекул.

№ 2б.**Решение**

$$V = \nu \cdot V_m, \nu = \frac{m}{M}; M(\text{O}_3) = 48 \text{ кг/кмоль}, V_m = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}.$$

$$V(\text{O}_3) = \frac{m(\text{O}_3)}{M(\text{O}_3)} \cdot V_m = \frac{96 \text{ кг}}{48 \text{ кг/кмоль}} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 44,8 \text{ м}^3.$$

Ответ: $V(\text{O}_3) = 44,8 \text{ м}^3$.

№ 3 (аргон, хлор).

Учитель на примере аргона объясняет решение задачи.

а) Решение

ρ – плотность вещества.

Формула для вычисления плотности газа (н. у.): $\rho = \frac{m(\text{газа})}{V_m}$.

$\nu(\text{Ar}) = 1 \text{ моль}, M(\text{Ar}) = 40 \text{ г/моль}.$

$m(\text{Ar}) = \nu(\text{Ar}) \cdot M(\text{Ar}) = 40 \text{ г}.$

$$\rho(\text{Ar}) = \frac{40 \text{ г}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,786 \text{ г/л}.$$

$$N(\text{Ar}) = \frac{V(\text{Ar})}{V_m} \cdot N_A \cdot \frac{1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 0,27 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Ответ: а) $\rho(\text{Ar}) = 1,786 \text{ г/л}$; $N(\text{Ar}) = 0,27 \cdot 10^{23}$ молекул.

б) Решение

ρ – плотность вещества.

Формула для вычисления плотности газа (н. у.): $\rho = \frac{m(\text{газа})}{V_m}$.

$\nu(\text{Cl}_2) = 1 \text{ моль}, M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль}.$

$m(\text{Cl}_2) = \nu(\text{Cl}_2) \cdot M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г}.$

$$\rho = \frac{71 \text{ г}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3,17 \text{ г/л.}$$

$$N(\text{Cl}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m} \cdot N_A \cdot \frac{1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 0,27 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Ответ: $\rho(\text{Cl}_2) = 3,17 \text{ г/л}$; $N(\text{Cl}_2) = 0,27 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$.

№ 4а. Решение

$$m = \nu \cdot M, \nu = \frac{V}{V_m}.$$

$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$, $M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$.

$$m(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} \cdot M(\text{O}_2) = \frac{5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \cdot 32 \text{ г/моль} = 7,14 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{O}_2) = 7,14 \text{ г}$.

№ 5а (с. 85).

(Решение можно оформить в виде таблицы.)

5 л сернистого газа (SO_2)	5 л углекислого газа (CO_2)
<p>Первый способ решения</p> $\nu(\text{SO}_2) = \frac{V(\text{SO}_2)}{V_m}.$ $\nu(\text{SO}_2) = \frac{5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,223 \text{ моль.}$ $M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль.}$ $m(\text{SO}_2) = \nu(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2) = 0,223 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 14,27 \text{ г}$	<p>Первый способ решения</p> $\nu(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m}.$ $\nu(\text{CO}_2) = \frac{5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,223 \text{ моль.}$ $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль.}$ $m(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 0,223 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 9,8 \text{ г}$
<p>Второй способ решения</p> <p>Формула вычисления плотности</p> $1 \text{ л газа (н. у.): } \rho = \frac{m(\text{газа})}{V_m}.$ $\rho(\text{SO}_2) = \frac{64 \text{ г}}{22,4 \text{ л/моль}} = 2,86 \text{ г/л.}$ <p>Масса 5 л сернистого газа равна 14,3 г</p>	<p>Второй способ решения</p> <p>Формула вычисления плотности</p> $1 \text{ л газа (н. у.): } \rho = \frac{m(\text{газа})}{V_m}.$ $\rho(\text{CO}_2) = \frac{44 \text{ г}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,96 \text{ г/л.}$ <p>Масса 5 л углекислого газа равна 9,8 г</p>

Ответ: 5 л сернистого газа тяжелее 5 л углекислого газа.

V. Подведение итогов урока

1. Объем 1 моль вещества называется молярным объемом (V_m).
2. У жидких и твердых веществ молярный объем зависит от их плотности.
3. $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$.
4. Нормальные условия (н. у.): $t = 0^\circ \text{C}$, давление 760 мм рт. ст., или 101,3 кПа.

5. Молярный объем газообразных веществ выражается в л/моль, мл/ммоль, м³/кмоль.
 6. Взаимосвязь объема, количества вещества и молярного объема выражена формулами:

$$V_m = \frac{V}{\nu}, V = \nu \cdot V_m, \nu = \frac{V}{V_m}.$$

Домашнее задание

§ 16, упражнения из учебника выполнить по вариантам (с. 85)
 (вариант 1 — № 1 (а), 2 (а), 3 (кислород), 4 (б), 5 (б); вариант 2 — № 1 (б), 2 (в), 3 (озон), 4 (в), 5 (б)).

(Ученики выполняют задание на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)

Урок 21. Проверочная работа № 2. Простые вещества

Цели: выявить степень усвоения материала по теме «Простые вещества» и умение применять полученные знания на практике.

Оборудование: карточки с заданиями, справочные таблицы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учащиеся выполняют проверочную работу, в это время учитель проверяет домашнее задание.)

1. Проверочная работа

(См. КИМ, тест 7, с. 24–25.)

2. Проверка домашнего задания

В а р и а н т 1

№ 1а (с. 85).

Решение

$$а) m = \nu \cdot M, \nu = \frac{V}{V_m}; M(O_2) = 32 \text{ г/моль}, V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$m(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} \cdot M(O_2) = \frac{11,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \cdot 32 \text{ г/моль} = 16 \text{ г}.$$

$$б) N = \nu \cdot N_A, \nu = \frac{V}{V_m}.$$

$$N(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} \cdot N_A = \frac{11,2 \text{ мл}}{22,4 \text{ мл/моль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} =$$

$$= 3 \cdot 10^{20} \text{ молекул}.$$

Ответ: а) $m(O_2) = 16 \text{ г}$; б) $N(O_2) = 3 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$.

№ 2а (с. 85).*Решение*

$$V = \nu \cdot V_m, \nu = \frac{m}{M}; M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}, V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} \cdot V_m = \frac{3 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 33,6 \text{ л}.$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 33,6 \text{ л}.$ **№ 3 (кислород) (с. 85).***Решение*

$$\rho = \frac{m(\text{газа})}{V_m}.$$

$$\nu = 1 \text{ моль}; M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{O}_2) = \nu(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 32 \text{ г}.$$

$$\rho(\text{O}_2) = \frac{40 \text{ г}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,429 \text{ г/л}.$$

$$N(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} \cdot N_A = \frac{1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} =$$

$$= 0,27 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Ответ: а) $\rho(\text{O}_2) = 1,429 \text{ г/л}; N(\text{O}_2) = 0,27 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$ **№ 4б (с. 85).***Решение*

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

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}, M(\text{O}_3) = 48 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{O}_3) = \frac{V(\text{O}_3)}{V_m} \cdot M(\text{O}_3) = \frac{5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \cdot 48 \text{ г/моль} = 10,7 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{O}_3) = 10,7 \text{ г}.$ **№ 5б (с. 85).**

(Решение можно оформить в виде таблицы.)

2 л углекислого газа (CO_2)	3 л угарного газа (CO)
<i>Первый способ решения</i>	<i>Первый способ решения</i>
$\nu(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m}.$	$\nu(\text{CO}) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m}.$
$\nu(\text{CO}_2) = \frac{2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,089 \text{ моль}.$	$\nu(\text{CO}) = \frac{3 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,134 \text{ моль}.$
$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}.$	$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль}.$
$m(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) =$ $0,089 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 3,916 \text{ г}$	$m(\text{CO}) = \nu(\text{CO}) \cdot M(\text{CO}) =$ $0,134 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 3,752 \text{ г}$

2 л углекислого газа (CO_2)	3 л угарного газа (CO)
Второй способ решения Формула вычисления плотности 1 л газа (н. у.): $\rho = \frac{m(\text{газа})}{V_m}$ $\rho(\text{CO}_2) = \frac{44 \text{ г}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,96 \text{ г/л}$ Масса 2 л углекислого газа равна 3,92 г	Второй способ решения Формула вычисления плотности 1 л газа (н. у.): $\rho = \frac{m(\text{газа})}{V_m}$ $\rho(\text{CO}) = \frac{28 \text{ г}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,25 \text{ г/л}$ Масса 3 л угарного газа равна 3,75 г

Ответ: 2 л углекислого газа тяжелее 3 л угарного газа.

В а р и а н т 2

№ 16 (с. 85).

Решение

а) $m = \nu \cdot M$, $\nu = \frac{V}{V_m}$; $M(\text{N}_2) = 28 \text{ кг/кмоль}$, $V_m = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}$.

$$m(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V_m} \cdot M(\text{N}_2) = \frac{5,6 \text{ м}^3}{22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}} \cdot 28 \text{ кг/кмоль} = 7 \text{ кг}.$$

б) $N = \nu \cdot N_A$, $\nu = \frac{V}{V_m}$.

$$N(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V_m} \cdot N_A = \frac{5,6 \text{ м}^3}{22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Ответ: а) $m(\text{N}_2) = 7 \text{ кг}$; б) $N(\text{O}_2) = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$.

№ 2в (с. 85).

Решение

$$V = \nu \cdot V_m, \nu = \frac{N}{N_A}.$$

$$V(\text{N}_2) = \frac{N(\text{N}_2)}{N_A} \cdot V_m = \frac{12 \cdot 10^{20} \text{ молекул}}{6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \cdot 10^{-3} \text{ л}.$$

Ответ: $V(\text{N}_2) = 44,8 \cdot 10^{-3} \text{ л}$.

№ 3 (озон) (с. 85).

Решение

$$\rho = \frac{m(\text{газа})}{V_m}$$

$$\nu = 1 \text{ моль}; M(\text{O}_3) = 48 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{O}_3) = \nu(\text{O}_3) \cdot M(\text{O}_3) = 48 \text{ г}.$$

$$\rho(\text{O}_3) = \frac{48 \text{ г}}{22,4 \text{ л/моль}} = 2,14 \text{ г/л}.$$

$$N(\text{O}_3) = \frac{V(\text{O}_3)}{V_m} \cdot N_A = \frac{1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 0,27 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Ответ: а) $\rho(\text{O}_3) = 2,14 \text{ г/л}$; $N(\text{O}_3) = 0,27 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$.

№ 4в (с. 85).

Решение

$$m = \nu \cdot M, \nu = \frac{V}{V_m}.$$

$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$, $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$.

$$m(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} \cdot M(\text{CO}_2) \cdot \frac{5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \cdot 44 \text{ г/моль} = 9,82 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{CO}_2) = 9,82 \text{ г}$.

№ 5в (с. 85).

(Решение см. выше.)

Тема III. СОЕДИНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Урок 22. Степень окисления

Цели: актуализировать знания о строении атомов металлов и неметаллов, проявлении ими свойств металличности и неметалличности и образовании ковалентной и ионной связей; сформировать знания о бинарных (двухэлементных) соединениях, степени окисления (с. о.) элементов — отрицательной, положительной и нулевой, номенклатуре бинарных соединений; научить определять с. о. элементов в бинарных соединениях, составлять формулы бинарных соединений по с. о. элементов, называть бинарные соединения, применяя химическую номенклатуру.

Основные понятия: бинарные (двухэлементные) соединения, степень окисления.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, ряд ЭО, кодотранспаранты с алгоритмами определения с. о. элементов в бинарных соединениях и составления бинарных соединений по с. о. элементов.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учитель анализирует результаты выполненной учениками проверочной работы № 2, акцентирует внимание учащихся

на ошибках, допущенных в ней, и объясняет решение некоторых заданий. Предлагает учащимся сделать работу над ошибками.)

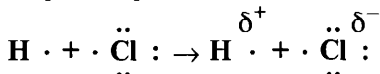
III. Изучение нового материала

План

1. Бинарные (двухэлементные) соединения.
2. Степень окисления (с. о.) химических элементов — отрицательная, положительная и нулевая.
3. Алгоритм определения с. о. химических элементов в бинарных соединениях.
4. Алгоритм составления бинарных соединений по с. о. химических элементов.
5. Номенклатура бинарных соединений.

Вещества по составу бывают простыми и сложными. Молекулы простых веществ могут быть образованы металлическими элементами — это металлы — и неметаллическими элементами — неметаллы. Для металлов характерна металлическая связь, для неметаллов — ковалентная неполярная. В соединениях металлов с неметаллами возникает ионная связь. Например, соединение NaCl образовано металлическим элементом натрием и неметаллическим элементом хлором. Атом натрия отдает один электрон с внешнего энергетического уровня, образуется положительно заряженный ион натрия: $\text{Na}^0 - \bar{e} \rightarrow \text{Na}^+$. Атом хлора принимает один электрон на внешний энергетический уровень, образуется отрицательно заряженный ион хлора: $\text{Cl}^0 + \bar{e} \rightarrow \text{Cl}^-$. Схема процесса превращения атомов в ионы выглядит следующим образом: $\text{Na}^0 + \text{Cl}^0 \rightarrow \text{Na}^+ \text{Cl}^-$. Заряд иона натрия +1, заряд иона хлора -1.

В молекуле хлороводорода HCl возникает ковалентная полярная связь. Образуется общая электронная пара, которая смещается в сторону атома хлора, так как хлор электроотрицательнее водорода. В молекуле хлороводорода появилась полярность:



Если представить, что электрон атома водорода полностью перейдет к атому хлора, то они получили бы условные заряды +1 и -1: $\text{H}^+ \text{Cl}^-$.

Такие условные заряды в соединениях с ковалентной полярной связью называют степенью окисления (с. о.).

С. о. — это условный заряд атомов химического элемента в соединениях, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентно-полярные) состоят только из ионов.

Благодаря ковалентной полярной и ионной связям образуются сложные соединения, состоящие из двух элементов (от лат. *би* — два). Такие вещества называются *бинарными*, или *двухэлементными*.

Например, бинарные соединения с ионной связью — NaCl , K_2S , бинарные соединения с ковалентной полярной связью — H_2O , NH_3 , HCl .

С. о. может иметь отрицательное, положительное и нулевое значения, которые обычно указывают над символом химического элемента или сверху справа от него.

Отрицательное значение с. о. имеют атомы химических элементов, которые приняли электроны от других атомов (в ионной связи) или к которым смещены общие электронные пары, то есть атомы более электроотрицательных элементов (в ковалентной полярной связи). Отрицательную с. о. в соединении может иметь только один элемент. У неметаллических элементов она вычисляется следующим образом: восемь минус номер группы данного элемента.

Нулевая с. о. химического элемента характерна для свободных атомов химических элементов и соединений с неполярной ковалентной связью. Положительную с. о. имеют все металлы главных подгрупп I, II, III групп ПСХЭ Д.И. Менделеева.

С. о. у химических элементов может быть постоянной и переменной. Например, атом кислорода может иметь с. о. +2, 0 и -2; атом марганца +2, +4, +6, +7.

Алгоритм определения с. о. химических элементов в бинарных соединениях

1. Определяем более электроотрицательный элемент в соединении и его с. о.
2. **Следует помнить!** В соединениях сумма с. о. всех химических элементов всегда равна нулю.
3. Зная с. о. одного из элементов в бинарном соединении, всегда можно вычислить с. о. другого элемента.
4. **Следует помнить!** С. о. кислорода, как правило, равна -2 (только в соединении со фтором +2). С. о. водорода, как правило, равна +1 (только в соединениях с активными металлами -1).

Определим с. о. хлора в соединении Cl_2O .

Более электроотрицательным элементом в данном соединении является кислород. Его с. о. -2, с. о. хлора обозначим +x. В соединении $\text{Cl}_2^{+x}\text{O}^{-2}$ сумму степеней окисления приравняем к нулю.

$(+x) \cdot 2 + (-2) = 0$. В полученном уравнении с одним неизвестным выполняем вычисления и находим x : $+2x = 2$, $x = +1$. С. о. хлора в соединении $+1$: $\text{Cl}_2^{+1}\text{O}^{-2}$.

Алгоритм составления бинарных соединений по с. о. химических элементов

1. Записываем с. о. химических элементов.
2. **Следует помнить!** На первом месте в формуле соединения, как правило, записываем электроположительный элемент, а затем электроотрицательный.
3. Зная с. о. химических элементов в бинарном соединении, определяем наименьшее общее кратное для них и находим индексы.
4. Составляем формулу соединения и проверяем ее, учитывая, что в соединении сумма с. о. всех химических элементов всегда равна нулю.

Составим формулу соединения кальция с азотом.

С. о. кальция $+2$, с. о. азота -3 . Наименьшее общее кратное 6. $6 : 2 = 3$, то есть три атома кальция; $6 : 3 = 2$, то есть два атома азота.

Формула соединения: $\text{Ca}^{+2}\text{N}^{-3} \rightarrow \text{Ca}_3^{+2}\text{N}_2^{-3}$.

Чтобы ученые разных стран понимали друг друга, французские химики А. Лавуазье, А. Фуркруа, Л. Гитон де Мерво и К. Бертолле в 1785 г. создали единую терминологию и номенклатуру веществ. В настоящее время Международный союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) координирует деятельность ученых разных стран и издает рекомендации по номенклатуре веществ и терминологии, используемой в химии.

Алгоритм составления названия бинарного соединения

1. Первое слово обозначает электроотрицательную часть соединения — неметалл, его латинское название с суффиксом *-ид* всегда стоит в именительном падеже.
2. Второе слово обозначает электроположительную часть — металл или менее электроотрицательный элемент, его название всегда стоит в родительном падеже, плюс указываем с. о., если она переменная. С. о. записываем римскими цифрами.

Дадим названия соединениям Ca_3N_2 , FeCl_3 , MnO_2 .

Ca_3N_2 — нитрид кальция, $\text{Fe}^{+3}\text{Cl}_3^{-}$ — хлорид железа (III) (читают: *хлорид железа три*), $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ — оксид марганца (IV) (читают: *оксид марганца четыре*).

Иногда число атомов элементов обозначают при помощи названий числительных на греческом языке: один — моно, два — ди,

три — три, четыре — тетра, пять — пента, шесть — гекса и т. д. Например: $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ — диоксид марганца, или оксид марганца (IV), $\text{C}^{+2}\text{O}^{-2}$ — монооксид углерода, или оксид углерода (II), $\text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ — диоксид углерода, или оксид углерода (IV), $\text{N}_2^{+5}\text{O}_5^{-2}$ — пентаоксид азота, или оксид азота (V).

IV. Закрепление изученного материала

(Под руководством учителя ученики выполняют мини-тест и задания из учебника № 1, 2 (г), 4, 5 (с. 90–91).)

Задание 1

Выберите правильное название соединения OF_2 :

- 1) оксид фтора;
- 2) фторокислород;
- 3) фторид кислорода;
- 4) монооксид фтора.

Ответ: правильное название OF_2 — фторид кислорода (ответ 3), так как фтор электроотрицательнее кислорода, его с. о. равна -1 . У кислорода в соединении с. о. $+2$. Сначала даем название электроотрицательному элементу: его латинское название с суффиксом *-ид*, а затем называем электроположительный элемент в родительном падеже: фторид кислорода.

Ответы (к заданиям из учебника)

№ 1 (с. 90). Электроотрицательным элементом в оксидах азота является кислород. Его с. о. равна -2 ($8 - 6$).

Оксид азота (II): $\text{N}^{+2}\text{O}^{-2}$, оксид азота (I): $\text{N}_2^{+}\text{O}^{-2}$, оксид азота (V): $\text{N}_2^{+5}\text{O}_5^{-2}$, оксид азота (III): $\text{N}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$, оксид азота (IV): $\text{N}^{+4}\text{O}_2^{-2}$.

№ 2г (с. 90). $\text{Cu}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ — оксид меди (I), $\text{Mg}_2^{+2}\text{Si}^{-4}$ — силицид магния, $\text{Si}^{+4}\text{Cl}_4^{-1}$ — хлорид кремния, $\text{Na}_3^{+1}\text{N}^{-3}$ — нитрид натрия, $\text{Fe}^{+2}\text{S}^{-2}$ — сульфид железа (II).

№ 4 (с. 91). $\text{H}_3^{+}\text{N}^{-3}$ — нитрид водорода: азот электроотрицательнее водорода, с. о. азота равна -3 ($8 - 5$), читаем его латинское название + суффикс *-ид*.

№ 5 (с. 91).

Дано: $m(\text{H}_2\text{S}) = 17 \text{ г (н. у.)}$.

Найти: а) $V(\text{H}_2\text{S}) = ?$; б) $N(\text{H}_2\text{S}) = ?$

Решение

$$\text{а) } V = v \cdot V_m, v = \frac{m}{M}; M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль.}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{H}_2\text{S})} \cdot V_m = \frac{17 \text{ г}}{34 \text{ г/моль}} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л.}$$

$$\text{б) } N = v \cdot N_A, v = \frac{V}{V_m}.$$

$$N(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{H}_2\text{S})} \cdot N_A = \frac{17 \text{ г}}{34 \text{ г/моль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 3 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Ответ: а) $V(\text{H}_2\text{S}) = 11,2 \text{ л}$; б) $N(\text{H}_2\text{S}) = 3 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$.

V. Подведение итогов урока

1. Вещества, образованные двумя химическими элементами, называются бинарными соединениями.
2. С. о. элементов – это условный заряд, который приобретают химические элементы в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения состоят только из ионов. Элементы могут иметь отрицательную, положительную и нулевую с. о.
3. С. о. химических элементов может быть постоянной и переменной.
4. Определить с. о. химических элементов в бинарных соединениях, составить бинарное соединение по с. о. химических элементов и его название мы можем, воспользовавшись алгоритмами.

Домашнее задание

1. § 17, выполнить задания № 2 (а, б, в), 3, 6 (с. 90–91).
2. Подготовить сообщения о бинарных соединениях: воде, углекислом газе, оксиде кремния.

Урок 23. Важнейшие классы бинарных соединений – оксиды и летучие водородные соединения

Цели: сформировать представление о классах бинарных соединений: оксидах, водородных соединениях, их составе и номенклатуре; познакомить с некоторыми бинарными соединениями, нахождением их в природе, их физическими свойствами, значением в жизни человека и применением; научить составлять формулы оксидов металлов, оксидов неметаллов, водородных соединений и называть их, определять по составу соединения принадлежность его к классу оксидов или водородных соединений.

Основные понятия: оксиды, водородные соединения.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, ряд ЭО, карточки с заданиями; прибор для получения газа, пробирки, спиртовка; образцы соединений: оксида кальция, оксида кремния, оксида алюминия, оксида железа (III); раствор аммиака (нашатырный

спирт), соляная кислота, хлорид натрия (крист.), серная кислота (конц.), вода.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учащиеся выполняют самостоятельную работу, в это время учитель проверяет домашнее задание.)

1. Письменная самостоятельная работа

(См. КИМы, самостоятельная работа 8 (первые два пункта из каждого задания), с. 60–61.)

2. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 2 (с. 90).

а) $\text{Cl}_2^{+7}\text{O}_7^{-2}$ – оксид хлора (VII), $\text{Cl}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ – оксид хлора (I), $\text{Cl}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ – оксид хлора (IV).

б) $\text{Fe}^{+2}\text{Cl}_2^{-1}$ – хлорид железа (II), $\text{Fe}^{+3}\text{Cl}_3^{-1}$ – хлорид железа (III).

в) $\text{Mn}^{+2}\text{S}^{-2}$ – сульфид марганца (II), $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ – оксид марганца (IV), $\text{Mn}^{+4}\text{F}_4^{-}$ – фторид марганца (IV), $\text{Mn}^{+2}\text{O}^{-2}$ – оксид марганца (II), $\text{Mn}^{+4}\text{Cl}_4^{-1}$ – хлорид марганца (IV).

№ 3 (с. 90).

а) $\text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ – оксид углерода (IV), диоксид углерода, углекислый газ; $\text{C}^{+2}\text{O}^{-2}$ – оксид углерода (II), монооксид углерода, угарный газ.

б) $\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ – оксид серы (IV), диоксид серы, сернистый газ, сернистый ангидрид; $\text{S}^{+6}\text{O}_3^{-2}$ – оксид серы (VI), триоксид серы, серный ангидрид.

№ 6 (с. 91).

Дано: $V(\text{CH}_4) = 33,6 \text{ м}^3 \text{ (н. у.)}$.

Найти: а) $m(\text{CH}_4) = ?$; б) $N(\text{CH}_4) = ?$

Решение

а) $m = \nu \cdot M$, $\nu = \frac{V}{V_m}$; $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ кг/кмоль}$.

$$m(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m(\text{CH}_4)} \cdot M(\text{CH}_4) = \frac{33,6 \text{ м}^3}{22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}} \cdot 16 \text{ кг/кмоль} = 24 \text{ кг}.$$

б) $N = \nu \cdot N_A$, $\nu = \frac{V}{V_m}$.

$$N(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m(\text{CH}_4)} \cdot N_A = \frac{33,6 \text{ м}^3}{22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ мо-}$$

лекул/моль = $9 \cdot 10^{23}$ молекул.

Ответ: а) $V(\text{CH}_4) = 24 \text{ кг}$; б) $N(\text{CH}_4) = 9 \cdot 10^{23}$ молекул.

III. Изучение нового материала

План

1. Классы бинарных соединений: оксиды, водородные соединения.
2. Состав и номенклатура оксидов и водородных соединений.
3. Нахождение в природе, физические свойства, значение в жизни человека и применение оксидов (вода, углекислый газ, оксид кальция, оксид кремния, оксид алюминия) и водородных соединений (аммиак, хлороводород, гидриды металлов).

Важнейшими классами бинарных соединений являются оксиды и водородные соединения. Выясним состав оксидов на основании их химических формул.

(Учитель, составляя формулы соединений, показывает эти оксиды учащимся.)

Оксид водорода (вода) H_2O , оксид кремния SiO_2 , оксид железа (III) Fe_2O_3 , оксид углерода (IV) CO_2 , оксид алюминия Al_2O_3 , оксид кальция CaO .

Оксиды — это бинарные соединения, состоящие из химических элементов, один из которых — кислород в с. о. —2.

(Учащиеся вместе с учителем выясняют агрегатное состояние рассматриваемых оксидов.)

Твердые оксиды: оксид кремния SiO_2 , оксид железа (III) Fe_2O_3 , оксид алюминия Al_2O_3 , оксид кальция CaO .

Жидкий оксид: оксид водорода (вода) H_2O .

Газообразный оксид: оксид углерода (IV) CO_2 .

(Учитель заслушивает краткие сообщения учеников о важнейших оксидах.)

Теперь поговорим о водородных соединениях. *Водородными* называют бинарные соединения, в составе которых один из элементов — водород.

Водородные соединения могут быть образованы металлами. По агрегатному состоянию они твердые, нелетучие, тугоплавкие. Это гидриды, образованные металлами главных подгрупп I, II групп ПСХЭ Д.И. Менделеева. Степень окисления водорода в гидридах металлов —1.

(Учащиеся составляют формулы гидридов калия K^+H^- , кальция $\text{Ca}^{+2}\text{H}_2^{-1}$.)

Водородные соединения, образованные неметаллами, — это, как правило, газы (летучие), хорошо растворимые в воде. Между прочим, вода относится по классификации и к оксидам, и к водородным соединениям.

(Учитель проводит опыт по получению хлороводорода, водородного соединения неметалла хлора (HCl), и растворение его в воде. Кристаллический хлорид натрия взаимодействует с концентрированной серной кислотой, образуется хлороводород. Учитель собирает его в сосуд и демонстрирует растворимость хлороводорода в воде. Чтобы собрать газ в сосуд, необходимо сравнить его с воздухом: $M_{\text{ср}}(\text{воздуха}) = 29$ г/моль, $M(\text{HCl}) = 35,5$ г/моль, хлороводород тяжелее воздуха. Его следует собирать в сосуд, расположенный вниз дном.)

Раствор хлороводорода в воде называется *соляной кислотой*.

(Ученики описывают физические свойства концентрированной соляной кислоты, зачитывая текст на с. 97.)

Учитель знакомит учащихся с водородным соединением, образованным неметаллом азотом, формула которого NH_3 , и демонстрирует раствор аммиака в воде — нашатырный спирт. После этого ученики читают об аммиаке на с. 97.)

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания из учебника № 3 (для хлороводорода и углекислого газа), 6 (с. 98).)

Ответы

№ 3

Дано: $V(\text{HCl}) = 1$ л; $V(\text{CO}_2) = 1$ л (н. у.).

Найти: а) $\rho(\text{HCl}) = ?$; б) $\rho(\text{CO}_2) = ?$

Решение

а) Формула для вычисления плотности 1 л газа (н. у.): $\rho = \frac{m(\text{газа})}{V_{\text{м}}}$.

$v(\text{HCl}) = 1$ моль, $M(\text{HCl}) = 36,5$ г/моль.

$m(\text{HCl}) = v(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 36,5$ г.

$$\rho(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{V_{\text{м}}} = \frac{36,5 \text{ г}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,63 \text{ г/л.}$$

б) $v(\text{CO}_2) = 1$ моль, $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль.

$m(\text{CO}_2) = v(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 44$ г.

$$\rho(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{V_{\text{м}}} = \frac{44 \text{ г}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,96 \text{ г/л.}$$

Ответ: а) $\rho(\text{HCl}) = 1,63$ г/л; б) $\rho(\text{CO}_2) = 1,96$ г/л.

№ 6.

$M_{\text{ср}}(\text{воздуха}) = 29$ г/моль, $M(\text{NH}_3) = 17$ г/моль. Аммиак легче воздуха. Сосуд для собирания аммиака следует располагать вверх дном.

$M_{\text{ср}}(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$, $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$. Углекислый газ тяжелее воздуха. Сосуд для собирания углекислого газа следует располагать вниз дном.

V. Подведение итогов урока

1. Оксиды и водородные соединения металлов и неметаллов относятся к бинарным соединениям.
2. В состав оксидов входит кислород в с. о. –2.
3. В состав водородных соединений входит водород.
4. Гидриды – соединения водорода с металлами, в которых с. о. водорода –1.
5. Водородные соединения неметаллов летучие: хлороводород, аммиак.
6. Раствор хлороводорода в воде называется соляной кислотой.
7. Раствор аммиака в воде называется нашатырным спиртом.

Домашнее задание

§ 18, выполнить задания № 1, 2, 3 (для аммиака), 4, 5 (с. 97–98).

Урок 24. Основания

Цели: сформировать представление о классе сложных веществ – основаниях, их составе, общей формуле и их названиях, классификации оснований по их растворимости в воде, качественном определении растворимых оснований индикаторами; познакомить с физическими свойствами, значением в жизни человека и применением некоторых оснований; научить составлять формулы оснований и называть их, определять по составу соединения принадлежность его к классу оснований, индикаторами определять растворимые основания – щелочи, работать с растворами щелочей, соблюдая правила ТБ и ОТ.

Основные понятия: гидроксид-ион, основания, щелочи, гашеная известь, известковая вода, индикаторы.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, ряд ЭО, карточки с заданиями; индикаторы – фенолфталеин, лакмус, метиловый оранжевый, универсальный; гидроксид калия, гидроксид натрия, гидроксида кальция, гидроксид меди (II), гидроксид железа (III).

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Самостоятельная работа

(См. КИМы, тест 8 (задание C1 из каждого варианта), с. 26–28.)

III. Изучение нового материала

План

1. Состав, определение и общая формула оснований.
2. Названия оснований. Классификация оснований по их растворимости в воде. Правила ТБ и ОТ при работе со щелочами.
3. Индикаторы.
4. Качественное определение растворимых оснований индикаторами.
5. Физические свойства, значение в жизни человека и применение гидроксида натрия, гидроксида калия, гидроксида кальция.

К сложным веществам относятся не только бинарные соединения, но и соединения, которые образованы большим количеством атомов химических элементов.

Познакомимся с соединениями, которые образованы тремя химическими элементами: металлом, кислородом и водородом. Кислород и водород в эти соединения входят в виде группы OH , которая называется *гидроксогруппой*. Суммарный заряд гидроксогруппы равен -1 : $(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})^{-1}$.

Гидроксогруппа — это сложный ион, или *гидроксид-ион* $(\text{OH})^{-1}$.

Общая формула оснований: $\text{M}^{+n}(\text{OH})_n$, где M — металл, n — число групп OH^{-} и в то же время численное значение заряда иона (с. о.) металла.

Основания — это сложные вещества, состоящие из ионов металла и связанных с ними гидроксид-ионов.

Название основания состоит из слова *гидроксид* и названия металла в родительном падеже с с. о., если она переменная. Например, NaOH — гидроксид натрия, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — гидроксид меди (II) (читают: *гидроксид меди два*).

По растворимости в воде основания делятся на хорошо растворимые — *щелочи*, малорастворимые и нерастворимые. Чтобы определить растворимость того или иного основания в воде, следует обратиться к таблице «Растворимость кислот, оснований и солей в воде», которая размещена на форзаце учебника.

(Учащиеся работают с таблицей и определяют растворимость тех оснований, которые называет и демонстрирует учитель.)

Гидроксид кальция $\text{Ca}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$ — малорастворимое основание. Раствор гидроксида кальция прозрачный, его называют *известковой водой*. Историческое название — *гашеная известь*. Этому основанию соответствует оксид кальция: $\text{Ca}^{+2}(\text{OH})_2^{-1} - \text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$.

Гидроксид железа (III) $\text{Fe}^{+3}(\text{OH})_3^{-1}$ – нерастворимое основание бурого цвета. Этому основанию соответствует оксид железа (III): $\text{Fe}^{+3}(\text{OH})_3^{-1} - \text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$.

Гидроксид калия $\text{K}^{+1}(\text{OH})^{-1}$ – растворимое основание, щелочь, прозрачный бесцветный раствор, мылкий на ощупь. Историческое название гидроксида калия – *едкое кали*. Этому основанию соответствует оксид калия: $\text{K}^{+1}(\text{OH})^{-1} - \text{K}_2^{+1}\text{O}^{-2}$.

Гидроксид натрия $\text{Na}^{+1}(\text{OH})^{-1}$ – растворимое основание, щелочь, прозрачный бесцветный раствор, мылкий на ощупь. Этому основанию соответствует оксид натрия: $\text{Na}^{+1}(\text{OH})^{-1} - \text{Na}_2^{+1}\text{O}^{-2}$. Историческое название гидроксида натрия – *едкий натр*.

Гидроксид меди (II) $\text{Cu}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$ – нерастворимое основание голубого цвета. Этому основанию соответствует оксид меди (II): $\text{Cu}^{+2}(\text{OH})_2^{-1} - \text{Cu}^{+2}\text{O}^{-2}$.

Растворимые основания – щелочи – могут вызвать химический ожог при попадании на незащищенные участки кожи рук и лица. Они могут разъесть кожу, ткань, бумагу и другие материалы.

(Учитель обращает внимание учащихся на правила ТБ и ОТ: обращаться с едкими щелочами необходимо осторожно, чтобы они не попали на одежду и кожу.)

В случае попадания щелочи на одежду или участок кожи следует немедленно сообщить учителю о случившемся и сделать следующее: тщательно и обильно промыть участок кожи водой из-под крана, затем обработать это место нейтрализующим раствором борной кислоты, вновь промыть водой и смазать место ожога вазелиновым маслом. Обязательно обратиться в медпункт школы для наблюдения и оказания дальнейшей медицинской помощи.

Для определения растворов щелочей, которые внешне сходны с водой, необходимо использовать *индикаторы* – растворы – определители реакции среды. Известны следующие индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин и универсальный.

(Учитель предлагает ученикам рассмотреть табл. 4 (с. 101).)

Среда бывает нейтральной (такую среду имеет вода), щелочной и кислотной. Растворимые основания дают щелочную среду.

(Учитель проводит эксперимент: проверяет действие четырех индикаторов. Для опыта необходимо подготовить четыре набора веществ (вода и щелочь).)

По изменению цвета определяем, под каким номером в каждом наборе находятся вода и щелочь.

(Ученики рисуют в тетрадах таблицу.)

Название индикатора	Окраска индикатора в нейтральной среде	Окраска индикатора в щелочной среде
Лакмус	Фиолетовая	Синяя
Метиловый оранжевый	Оранжевая	Желтая
Фенолфталеин	Бесцветная	Малиновая
Универсальный	Светло-зеленая	Темно-синяя

Реакции, с помощью которых определяют вещества, называются *качественными*. Индикаторы – это качественные определители реакции среды. Например, определим качественными реакциями растворы гидроксида кальция (известковую воду) и гидроксида натрия.

(Учитель проводит эксперимент: добавляет в каждую пробирку индикатор фенолфталеин. Результат одинаковый – индикатор приобретает малиновый цвет в каждой из пробирок.)

– При изучении фотосинтеза в курсе биологии каким веществом мы доказывали выделение углекислого газа при дыхании? (*Использовали известковую воду. При пропускании через нее углекислого газа она мутнеет.*)

Выходит, что качественным реактивом на известковую воду, гидроксид кальция, является углекислый газ.

Углекислый газ входит в состав выдыхаемого нами воздуха.

(Учитель проводит опыт, изображенный на рис. 58 (с. 100): продувает выдыхаемый воздух через растворы гидроксида кальция и гидроксида натрия. В той пробирке, где наблюдается помутнение, находится известковая вода.

Осуществляя этот эксперимент, учитель заостряет внимание учащихся на соблюдении правил ТБ и ОТ.)

(Далее учащиеся работают с текстом на с. 99–100 и выписывают в тетради физические свойства гидроксида натрия, гидроксида калия и гидроксида кальция, сведения об их значении в жизни человека и применении.)

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания из учебника № 1, 2 (медь), 4, 5 (а), 6 ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) (с. 101–102).)

Ответы

№ 1. Гидроксид натрия и гидроксид калия разъедают ткани, кожу, бумагу и другие материалы.

№ 2 (медь). $\text{Cu}^{+1}(\text{OH})^{-1}$ – гидроксид меди (I), нерастворимое основание, не изменяет окраску индикаторов.

№ 4. $\text{Cu}^{+2}\text{O}^{-2}$, оксид меди (II) – $\text{Cu}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$, гидроксид меди (II).
 $\text{Fe}^{+2}\text{O}^{-2}$, оксид железа (II) – $\text{Fe}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$, гидроксид железа (II).
 $\text{Mg}^{+2}\text{O}^{-2}$, оксид магния – $\text{Mg}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$, гидроксид магния.

№ 5а.

Дано: $m(\text{NaOH}) = 120 \text{ г.}$

Найти: $\nu(\text{NaOH}) = ?$

Решение

$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль.}$

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{120 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль.}$$

Ответ: $\nu(\text{NaOH}) = 3 \text{ моль.}$

№ 6.

Дано: $\nu(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,5 \text{ моль.}$

Найти: $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = ?$

Решение

$M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 56 + 51 = 107 \text{ г/моль.}$

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \nu(\text{Fe}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,5 \text{ моль} \times \\ \times 107 \text{ г/моль} = 53,5 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 53,5 \text{ г.}$

V. Подведение итогов урока

1. Основания – это сложные вещества, образованные ионами металла и гидроксид-ионами.
2. Общая формула оснований $\text{M}^{+n}(\text{OH})_n^{-1}$.
3. Основаниям соответствуют оксиды металлов.
4. По растворимости в воде основания делятся на хорошо растворимые, малорастворимые и нерастворимые.
5. Хорошо растворимые основания в воде называются щелочами.
6. Индикаторы – вещества, определяющие реакцию среды.
Среда бывает нейтральная, щелочная и кислотная.

Домашнее задание

§ 19, выполнить задания № 2 (Cr (II)), 3, 5 (б), 6 ($\text{Fe}(\text{OH})_2$) (с. 101–102).

Урок 25. Кислоты

Цели: сформировать представление о классе сложных веществ – кислотах; познакомить с классификацией кислот по их составу, с качественным определением кислот индикаторами, с физическими свойствами, значением в жизни человека и применением некоторых кислот, с правилами ТБ и ОТ при работе

с кислотами; научить составлять формулы кислот, характеризовать кислоты и называть их, определять по составу соединения принадлежность его к классу кислот.

Основные понятия: кислоты, кислотный остаток, кислород-содержащие и бескислородные кислоты, основность, одноосновные, двухосновные и трехосновные кислоты.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, ряд ЭО, карточки с заданиями; индикаторы: фенолфталеин, лакмус, метиловый оранжевый, универсальный; растворы щелочей, кислоты – соляная, серная, азотная, фосфорная, угольная, кремниевая.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 2 (Cr (II)) (с. 101).

$\text{Cr}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$ – гидроксид хрома (II), нерастворимое основание, не изменяет окраску индикаторов.

№ 5 (с. 102).

Дано: $m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 49 \text{ г.}$

Найти: $\nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) = ?$

Решение

$M(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 98 \text{ г/моль.}$

$$\nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{m(\text{Cu}(\text{OH})_2)}{M(\text{Cu}(\text{OH})_2)} = \frac{49 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

Ответ: $\nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,5 \text{ моль.}$

№ 3 (с. 101).

$\text{Cu}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$, гидроксид меди (II) – $\text{Cu}^{+2}\text{O}^{-2}$, оксид меди (II).

$\text{Fe}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$, гидроксид железа (II) – $\text{Fe}^{+2}\text{O}^{-2}$, оксид железа (II).

$\text{Fe}^{+3}(\text{OH})_3^{-1}$, гидроксид железа (III) – $\text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$, оксид железа (III).

№ 6 (Fe(OH)₂) (с. 102).

Дано: $\nu(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 5 \text{ моль.}$

Найти: $m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = ?$

Решение

$M(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 56 + 34 = 90 \text{ г/моль.}$

$m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = \nu(\text{Fe}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 5 \text{ моль} \cdot 90 \text{ г/моль} = 450 \text{ г.}$

Ответ: $m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 450 \text{ г.}$

2. Письменный опрос

(См. КИМы, самостоятельная работа 9 (задания 1–3 из каждого варианта), с. 61.)

3. Практическая работа

(Эксперимент проводит ученик под руководством учителя.)

Определим, в какой из выданных пробирок находится раствор щелочи, а в какой — вода. Для этого воспользуемся индикаторами.

(Для эксперимента учитель предлагает две пробирки — с раствором щелочи и водой. По ходу эксперимента учащиеся отвечают на вопросы.)

1. Как изменяет окраску синий лакмус в щелочной среде (в растворе щелочи)?
2. Как изменяет окраску фенолфталеин в щелочной среде (в растворе щелочи)?
3. При ознакомлении со свойствами гидроксидов на кожу руки ученика попал кусочек едкого натра или гидроксида кальция. Что должен делать учащийся?

III. Изучение нового материала

План

1. Многообразие кислот, названия кислот.
2. Классификация кислот по их составу. Определение кислот. Определение с. о. элементов в соединениях сложного состава.
3. Физические свойства, значение в жизни человека и применение серной, сернистой и угольной кислот.
4. Качественное определение кислот индикаторами.

Изучая бинарные соединения, мы познакомились с летучим водородным соединением хлора — хлороводородом (HCl). Раствор хлороводорода в воде называется соляной кислотой. Можно назвать еще одно бинарное соединение, раствор которого является кислотой. Это сероводород H_2S . При растворении сероводорода в воде получаем раствор сероводородной кислоты.

К кислотам относятся не только бинарные соединения, но и соединения, состоящие из большего числа химических элементов. Как правило, третьим элементом в этих соединениях является кислород.

По составу кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные.

Кислородсодержащие кислоты

Азотная кислота HNO_3 .

Азотистая кислота HNO_2 .

Серная кислота H_2SO_4 .

Сернистая кислота H_2SO_3 .

Угольная кислота H_2CO_3 .

Кремниевая кислота H_2SiO_3 .

Фосфорная кислота H_3PO_4 .

Бескислородные кислоты

Хлороводородная кислота HCl .

Фтороводородная кислота HF .

Бромоводородная кислота HBr .

Иодоводородная кислота HI .

Сероводородная кислота H_2S .

Рассмотрим состав кислот. В формулах всех кислот на первом месте записывают водород, вся остальная часть соединения называется *кислотным остатком*, который образован элементами неметаллов.

(Учитель знакомит учеников с таблицей «Кислоты и кислотные остатки».)

Кислота	Кислотный остаток кислоты
$\text{H}(\text{NO}_3)$ – азотная	(NO_3) – азотной
$\text{H}(\text{NO}_2)$ – азотистая	(NO_2) – азотистой
$\text{H}_2(\text{SO}_4)$ – серная	(SO_4) – серной
$\text{H}_2(\text{SO}_3)$ – сернистая	(SO_3) – сернистой
$\text{H}_2(\text{CO}_3)$ – угольная	(CO_3) – угольной
$\text{H}_2(\text{SiO}_3)$ – кремниевая	(SiO_3) – кремниевой
$\text{H}_3(\text{PO}_4)$ – фосфорная	(PO_4) – фосфорной
$\text{H}(\text{Cl})$ – соляная	(Cl) – соляной
$\text{H}(\text{F})$ – фтороводородная	(F) – фтороводородной
$\text{H}(\text{Br})$ – бромоводородная	(Br) – бромоводородной
$\text{H}(\text{I})$ – иодоводородная	(I) – иодоводородной
$\text{H}_2(\text{S})$ – сероводородная	(S) – сероводородной

Итак, можно дать определение кислот. *Кислоты* – сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка.

Составим алгоритм определения с. о. атома неметалла, образующего кислотный остаток в молекуле кислоты:

1. **Следует помнить!** Сумма степеней окисления атомов химических элементов в соединении равна нулю. С. о. кислорода -2 , с. о. водорода $+1$.
2. Неизвестную с. о. элемента в формуле кислоты обозначаем $+x$.

3. Находим сумму степеней окисления всех химических элементов в формуле кислоты и приравниваем ее к нулю.

4. Решаем уравнения с одним неизвестным и вычисляем x .

Например, нужно сравнить с. о. серы в серной и сернистой кислотах.

$\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+x}\text{O}_4^{-2}$, $(+1) \cdot 2 + (+x) + (-2) \cdot 4 = 0$, $+x = +6$. С. о. серы в серной кислоте +6.

$\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+x}\text{O}_3^{-2}$, $(+1) \cdot 2 + (+x) + (-2) \cdot 3 = 0$, $+x = +4$. С. о. серы в сернистой кислоте +4.

Определив степень окисления неметалла в кислотном остатке кислоты, составляем формулу оксида неметалла, соответствующего данной кислоте.

Кислота	Соответствующий оксид неметалла
Азотная — $\text{H}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$	$\text{N}_2^{+5}\text{O}_5$
Азотистая — $\text{H}^{+1}\text{N}^{+3}\text{O}_3^{-2}$	$\text{N}_2^{+3}\text{O}_3$
Серная — $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$	S^{+6}O_3
Сернистая — $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$	S^{+4}O_2
Угольная — $\text{H}_2^{+1}\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2}$	C^{+4}O_2
Кремниевая — $\text{H}_2^{+1}\text{Si}^{+4}\text{O}_3^{-2}$	Si^{+4}O_2
Фосфорная — $\text{H}_3^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2}$	$\text{P}_2^{+5}\text{O}_5$

По формулам кислот можно определить заряд иона кислотного остатка, который всегда отрицательный и равен числу атомов водорода в кислоте.

Число атомов водорода в кислоте характеризует *основность* кислоты.

Одноосновные кислоты — кислоты с одним атомом водорода, заряд иона кислотного остатка которых равен 1—.

Азотная кислота $\text{H}(\text{NO}_3)^{-}$.

Азотистая кислота $\text{H}(\text{NO}_2)^{-}$.

Хлороводородная кислота $\text{H}(\text{Cl})^{-}$.

Фтороводородная кислота $\text{H}(\text{F})^{-}$.

Бромоводородная кислота $\text{H}(\text{Br})^{-}$.

Иодоводородная кислота $\text{H}(\text{I})^{-}$.

Двухосновные кислоты — кислоты с двумя атомами водорода, заряд иона кислотного остатка которых равен 2—.

Серная кислота $\text{H}_2(\text{SO}_4)^{2-}$.

Сернистая кислота $\text{H}_2(\text{SO}_3)^{2-}$.

Угольная кислота $\text{H}_2(\text{CO}_3)^{2-}$.

Кремниевая кислота $\text{H}_2(\text{SiO}_3)^{2-}$.

Сероводородная кислота $\text{H}_2(\text{S})^{2-}$.

Трехосновные кислоты — кислоты с тремя атомами водорода, заряд иона кислотного остатка которых равен 3—.

Фосфорная кислота $\text{H}_3(\text{PO}_4)^{3-}$.

В водных растворах бескислородные кислоты образуют простые ионы (например, Cl^- , S^{2-}), а кислородсодержащие кислоты — сложные ионы (например, SO_4^{2-} , NO_3^-).

Следует запомнить, что знак «+» или «—» пишется перед цифрой, указывающей величину заряда степени окисления: N^{+5} , Al^{+3} , но после цифры, указывающей величину заряда иона: $(\text{SO}_4)^{2-}$, $(\text{PO}_4)^{3-}$.

Степени окисления -1 и $+1$, заряды иона $1-$ и $1+$ пишутся без цифры 1.

(Учащиеся читают текст на с. 104—105 и знакомятся с органическими кислотами — щавелевой, муравьиной, уксусной, молочной, лимонной, которые встречаются в природе, рассматривают рис. 59, 60.

Учитель знакомит учеников с неорганическими кислотами — серной, угольной и сернистой, отмечая их общие физические свойства: они хорошо растворимы в воде (кроме кремниевой) и кислые, однако распознавать их на вкус, по правилам ТБ и ОТ, нельзя: это очень опасно.

Учитель обращает внимание учащихся на правила ТБ и ОТ: обращаться с кислотами нужно осторожно, чтобы они не попали на одежду и кожу.

Ученики знакомятся с текстом и рис. 61 на с. 106.)

В случае попадания кислоты на одежду или кожу следует немедленно сообщить учителю о случившемся и тщательно и обильно промыть участок кожи водой, затем обработать это место нейтрализующим раствором — раствором пищевой соды, вновь промыть водой и смазать место ожога вазелиновым маслом. Обязательно обратиться в медпункт школы для наблюдения и оказания дальнейшей медицинской помощи.

Для определения растворов кислот, которые внешне сходны с водой, необходимо использовать индикаторы — растворы — определители реакции среды. Мы уже знаем названия индикаторов: лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин и универсальный.

(Учитель обращает внимание учеников на табл. 4 (с. 101).)

Среда бывает нейтральной (такую среду имеет вода), щелочной и кислотной. Растворы кислот дают кислотную среду.

(Учитель проводит эксперимент: проверяет действие четырех индикаторов. Для опыта необходимо подготовить четыре набора веществ (вода и кислота).)

По изменению цвета определяем, под каким номером в каждом наборе находятся вода и кислота.

(Учащиеся находят таблицу, зарисованную в тетрадах на прошлом уроке.)

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания из учебника № 1, 2, 3 (N_2O_3 , CO_2), 4 (а) (с. 107).)

Ответы

№ 1. H_3PO_4 – фосфорная кислота, кислородсодержащая, трехосновная, растворимая в воде.

$H_3P^{+x}O_4^{-2}$, $(+1) \cdot 3 + (+x) + (-2) \cdot 4 = 0$, $x = +5$. С. о. водорода +1, с. о. фосфора +5, с. о. кислорода –2. Кислотный остаток PO_4 с зарядом 2–. Соответствующий оксид: $P_2^{+5}O_5^{-2}$ – оксид фосфора (V).

№ 2. По плотности вода легче серной кислоты. Плотность воды 1 г/см^3 , плотность концентрированной серной кислоты $1,98 \text{ г/см}^3$.

Следует помнить! При растворении серной кислоты в воде выделяется большое количество теплоты.

При вливании воды к серной кислоте на поверхности образуется горячий раствор серной кислоты, который может закипеть и разбрызгаться. Чтобы этого не случилось, необходимо осторожно по стеклянной палочке вливать серную кислоту в воду и аккуратно перемешивать.

№ 3. $N_2^{+3}O_3^{-2}$ – оксид азота (III), $H^+N^{+3}O_2^{-2}$ – азотистая кислота.

$C^{+4}O_2^{-2}$ – оксид углерода (IV), $H_2^{+1}C^{+4}O_3^{-2}$ – угольная кислота.

№ 4а.

Дано: $m(H_2SO_4) = 490 \text{ г}$.

Найти: $\nu(H_2SO_4) = ?$

Решение

$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$.

$$\nu(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = \frac{490 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль}.$$

Ответ: $\nu(H_2SO_4) = 5 \text{ моль}$.

V. Подведение итогов урока

1. Кислоты – сложные соединения, в состав которых входят атомы водорода и кислотный остаток.

2. По составу кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные.
3. По основности кислоты делятся на одноосновные, двухосновные и трехосновные.
4. Кислоты по происхождению бывают органическими и неорганическими и имеют огромное значение в природе и жизни человека.
5. В растворах кислот кислотная среда, которая определяется индикаторами.
6. При работе с кислотами следует соблюдать правила ТБ и ОТ.

Домашнее задание

1. § 20, выполнить задания № 1 (для серной кислоты), 3 (для остальных соединений), 4 (б) (с. 107).
2. Подготовить сообщения о солях: хлориде натрия, карбонате кальция, фосфате кальция.

Урок 26. Соли

Цели: сформировать представление о классе сложных веществ — солях и их составе; познакомить с классификацией солей по их растворимости в воде, с физическими свойствами и применением солей — хлорида натрия, карбоната кальция, фосфата кальция; научить составлять формулы солей и называть их, определять по составу соединения принадлежность его к классу солей, по названиям солей составлять формулы.

Основные понятия: соли.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, ряд ЭО, карточки с заданиями; индикаторы: фенолфталеин, лакмус, метиловый оранжевый, универсальный; растворы щелочей, кислоты — соляная, серная, азотная, фосфорная, угольная, кремниевая, соли — хлорид натрия, карбонат кальция (мел, мрамор, известняк), фосфат кальция.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 1 (с. 107). H_2SO_4 — серная кислота, кислородсодержащая, двухосновная, растворимая в воде, при растворении в воде выделяется теплота.

$\text{H}_2\text{S}^{+x}\text{O}_4^{-2}$, $(+1) \cdot 2 + (+x) + (-2) \cdot 4 = 0$, $x = +6$. С. о. водорода +1, с. о. серы +6, с. о. кислорода -2. Кислотный остаток SO_4 с зарядом 2-. Соответствующий оксид: $\text{S}^{+6}\text{O}_3^{-2}$ – оксид серы (VI).

№ 3 (с. 107). $\text{P}_2^{+5}\text{O}_5^{-2}$ – оксид фосфора (V), $\text{H}_3^{+5}\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2}$ – фосфорная кислота.

$\text{Si}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ – оксид кремния (IV), $\text{H}_2^{+4}\text{Si}^{+4}\text{O}_3^{-2}$ – кремниевая кислота.

$\text{S}^{+6}\text{O}_3^{-2}$ – оксид серы (VI), $\text{H}_2^{+6}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ – серная кислота.

№ 46 (с. 107).

Дано: $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 9,8 \text{ г}$.

Найти: $v(\text{H}_3\text{PO}_4) = ?$

Решение

$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$.

$$v(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{9,8 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

Ответ: $v(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,1 \text{ моль}$.

2. Письменный опрос

(См. КИМы, самостоятельная работа 10, с. 61–62.)

3. Практическая работа

(Эксперимент проводит ученик под руководством учителя.)

Определим, в какой из выданных пробирок находятся раствор щелочи, вода и раствор кислоты. Для этого воспользуемся индикаторами.

(Для эксперимента учитель предлагает три пробирки с растворами щелочи, кислоты и водой. По ходу эксперимента учащиеся отвечают на вопросы.)

1. Как изменяет окраску синий лакмус в кислотной, щелочной и нейтральной среде?
2. Как изменяет окраску универсальный индикатор в кислотной, щелочной и нейтральной среде?
3. При получении водорода в результате взаимодействия соляной кислоты с цинком из-за неосторожных действий учащегося пробирка упала на стол и разбилась. Как должен поступить ученик?

III. Изучение нового материала

План

1. Состав соли, определение солей.
2. Номенклатура солей. Классификация солей по их растворимости в воде.
3. Физические свойства, значение в жизни человека и применение хлорида натрия, карбоната кальция, фосфата кальция.

(Учитель пишет на доске формулы: Na_2O , LiCl , KOH , H_2SO_3 , HI , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, P_2O_5 , FeBr_3 , HCN , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Na_2S .)

- Из приведенного ряда выберите формулы кислот, оснований, оксидов и дайте им названия. (*Ответ. Оксиды: Na_2O – оксид натрия, P_2O_5 – оксид фосфора (V). Основания: KOH – гидроксид калия, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Al}(\text{OH})_3$ – гидроксид алюминия. Кислоты: H_2SO_3 – сернистая кислота, HI – йодоводородная кислота, HCN – циановодородная кислота.*)
- Выпишите формулы соединений, которые не относятся к вышеуказанным классам. (*LiCl , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, FeBr_3 , Na_2S .*)
- Почему эти соединения не относятся к оксидам? (*Оксиды – это бинарные соединения, а данные соединения состоят из трех химических элементов.*)
- Почему эти соединения не относятся к основаниям? (*Основания – это сложные соединения, образованные атомами металлов и гидроксид-ионами. В формулах данных соединений нет гидроксид-ионов.*)
- Почему эти соединения не относятся к кислотам? (*Кислоты – это сложные соединения, образованные атомами водорода и кислотными остатками. В формулах данных соединений есть кислотные остатки и атомы металлов, а не атомы водорода.*)

Соединения LiCl , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, FeBr_3 , Na_2S относятся к другому классу сложных веществ – солям.

Соли – это сложные вещества, состоящие из ионов металлов и кислотных остатков.

Соли могут быть образованы кислородсодержащей кислотой и бескислородной кислотой.

Название соли, образованной кислородсодержащей кислотой, состоит из двух слов: названия иона кислотного остатка с суффиксом *-ат* (для высшей с. о. неметалла в кислотном остатке) или с суффиксом *-ит* (для низшей с. о. неметалла в кислотном остатке) в именительном падеже и названия иона металла в родительном падеже, с указанием переменной с. о. металла. Например, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат меди (II), Na_2CO_3 – карбонат натрия, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфат кальция.

Название соли, образованной бескислородной кислотой, состоит из двух слов: названия иона кислотного остатка с суффиксом *-ид* (в именительном падеже) и названия иона металла

(в родительном падеже) с указанием переменной с. о. металла. Например, LiCl – хлорид лития, Na_2S – сульфид натрия, FeBr_3 – бромид железа (III).

Название соли, образованной кислородсодержащей кислотой, состоит из двух слов: названия иона кислотного остатка (в именительном падеже) и названия иона металла (в родительном падеже). Название иона кислотного остатка – это корень названия элемента + суффикс *-ат* для высшей степени окисления и *-ит* для низшей степени окисления атомов элемента-неметалла кислотного остатка.

(Учащиеся изучают табл. 5 на с. 109.)

Существует классификация солей на основании их растворимости в воде: хорошо растворимые, малорастворимые и нерастворимые.

Чтобы определить растворимость соли в воде, необходимо воспользоваться таблицей «Растворимость кислот, оснований и солей в воде», которая размещена на форзаце учебника.

- Все соли какой кислоты растворимы в воде? (*Азотной кислоты.*)
- Назовите нерастворимые соли соляной кислоты. (*Хлорид серебра (I) и малорастворимая соль хлорид свинца (II).*)
- Соли каких металлов все растворимы в воде? (*Натрия и калия.*)

Соли фосфорной кислоты в большинстве своем нерастворимы в воде.

(Учитель заслушивает сообщения учеников о хлориде натрия, карбонате кальция и фосфате кальция. На основе этих сообщений учащиеся составляют ответы по следующим пунктам: нахождение соли в природе, значение соли в природе и жизни человека, применение соли.)

IV. Закрепление изученного материала

(Под руководством учителя ученики выполняют задания из учебника № 1 (для серной кислоты), 2 (а) (с. 113).)

Ответы

№ 1.

Кислота	Na – натрий	Ca – кальций	Al – алюминий
H_2SO_4 – серная кислота	$\text{Na}_2(\text{SO}_4)^{2-}$ – сульфат натрия, соль, растворимая в воде	$\text{Ca}^{2+}(\text{SO}_4)^{2-}$ – сульфат кальция, соль, малорастворимая в воде	$\text{Al}_2^{3+}(\text{SO}_4)_3^{2-}$ – сульфат алюминия, соль, растворимая в воде

№ 2а. Карбонат калия $K_2(CO_3)^{2-}$, сульфид свинца (II) $Pb^{2+}(S)^{2-}$, нитрат железа (III) $Fe^{3+}(NO_3)_3^-$.

V. Подведение итогов урока

1. Соли — сложные соединения, в состав которых входят ионы металлов и кислотные остатки.
2. По растворимости в воде соли бывают хорошо растворимыми, малорастворимыми и нерастворимыми.
3. Все соли натрия и калия хорошо растворимы в воде.
4. Все соли азотной кислоты хорошо растворимы в воде.
5. Хлорид натрия — поваренная соль, карбонат кальция — мел, мрамор и известняк, фосфат кальция имеют большое значение в природе и жизни человека.

Домашнее задание

§ 21, выполнить задания № 1 (для азотной и фосфорной кислот), 2 (б), 3 (с. 113).

Урок 27. Кристаллические решетки

Цели: актуализировать знания о видах химической связи, агрегатных состояниях веществ; сформировать представление о кристаллических и аморфных веществах, о типах кристаллических решеток: атомной, ионной, молекулярной и металлической; научить характеризовать и объяснять свойства веществ на основании вида химической связи и типа кристаллической решетки; познакомить с законом постоянства состава вещества.

Основные понятия: кристаллические и аморфные вещества, атомные, ионные, молекулярные и металлические кристаллические решетки.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, таблица «Типы кристаллических решеток», шаростержневые модели кристаллических решеток, карточки с заданиями; колба, спиртовка; кристаллический иод.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учащиеся выполняют самостоятельную работу, в это время учитель проверяет домашнее задание.)

1. Письменная самостоятельная работа

(См. КИМы, тест 9, с. 28–29.)

2. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 1 (с. 113).

Кислота	Na – натрий	Ca – кальций	Al – алюминий
HNO_3 – азотная кислота	$\text{Na}^+(\text{NO}_3)^-$ – нитрат натрия, соль, растворимая в воде	$\text{Ca}^{2+}(\text{NO}_3)_2^-$ – нитрат кальция, соль растворимая в воде	$\text{Al}^{3+}(\text{NO}_3)_3^-$ – нитрат алюминия, соль, растворимая в воде
H_3PO_4 – фосфорная кислота	$\text{Na}_3^+(\text{PO}_4)^{3-}$ – фосфат натрия, соль, растворимая в воде	$\text{Ca}_3^{2+}(\text{PO}_4)_2^{3-}$ – фосфат кальция, соль, нерастворимая в воде	$\text{Al}_2^{3+}(\text{PO}_4)_3^{2-}$ – фосфат алюминия, соль, нерастворимая в воде

№ 2б (с. 113).

Хлорид свинца (IV) $\text{Pb}^{4+}(\text{Cl})_4^-$, фосфат магния $\text{Mg}_3^{2+}(\text{PO}_4)_2^{3-}$, нитрат алюминия $\text{Al}^{3+}(\text{NO}_3)_3^-$.

№ 3 (с. 113).

а) Оксиды: $\text{S}^{+6}\text{O}_3^{-2}$ – оксид серы (VI), $\text{Fe}^{+2}\text{O}^{-2}$ – оксид железа (II), $\text{N}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ – оксид азота (III), $\text{Cu}_2^{+}\text{O}^{-2}$ – оксид меди (I), $\text{P}_2^{+5}\text{O}_5^{-2}$ – оксид фосфора (V).

б) Кислоты: $\text{H}_2^+(\text{S})^{2-}$ – сероводородная кислота, $\text{H}_3^+(\text{PO}_4)^{3-}$ – фосфорная кислота.

в) Основания: $\text{K}^+(\text{OH})^-$ – гидроксид калия, $\text{Fe}^{3+}(\text{OH})_3^-$ – гидроксид железа (III).

г) Соли: $\text{K}_2^+(\text{SO}_3)^{2-}$ – сульфит калия, $\text{Cu}_3^{2+}(\text{PO}_4)_2^{3-}$ – фосфат меди (II).

III. Изучение нового материала

План

1. Виды химической связи, агрегатные состояния веществ с определенным видом химической связи.
2. Кристаллические и аморфные вещества.
3. Типы кристаллических решеток – атомная, ионная, молекулярная и металлическая.
4. Закон постоянства состава вещества.
5. Характеристика вещества и его свойств на основании химической формулы, вида химической связи и типа кристаллической решетки.

- Какие виды химической связи вам известны? (*Ионная, ковалентная, металлическая.*)
- Какое агрегатное состояние у соединений с ионной связью? (*Все они твердые, тугоплавкие, например хлорид натрия NaCl , оксид кальция CaO .*)

– Какое агрегатное состояние у веществ с ковалентной связью? (*При обычных условиях они бывают газообразными, жидкими и твердыми. Например, вещество вода с ковалентной полярной связью: при $t > 100\text{ }^{\circ}\text{C}$ – газ, при $t < 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ – твердое вещество, при $0\text{ }^{\circ}\text{C} < t < 100\text{ }^{\circ}\text{C}$ – жидкость, легко испаряется.*)

(Учитель обращает внимание учащихся на рис. 66 «Агрегатные состояния воды» (с. 114).)

Твердые вещества могут иметь постоянную температуру плавления и могут не иметь.

Твердые вещества с постоянной температурой плавления – это *кристаллические вещества*. Твердые вещества, не имеющие постоянной температуры плавления, – это *аморфные вещества* (например, пластмассы, стекло, воск, пластилин, смолы, жевательные резинки). У этих веществ нет упорядоченного расположения в пространстве образующих их частиц.

(Учитель обращает внимание учеников на рис. 67 «Аморфные вещества и материалы» (с. 115).)

Кристаллические вещества характеризуются упорядоченным расположением в пространстве образующих их частиц, формированием кристаллов с определенной *кристаллической решеткой*.

Точки, в которых размещены частицы кристалла, называются *узлами решетки*. Частицами могут быть атомы, ионы и молекулы, в узлах решетки они совершают колебательные движения, при повышении температуры их колебания возрастают, происходит тепловое расширение тел.

В зависимости от типа частиц в узлах кристаллической решетки и вида химической связи между ними различают четыре типа кристаллических решеток: атомные, ионные, молекулярные и металлические.

Атомные кристаллические решетки характеризуются наличием в узлах отдельных атомов. Вид химической связи в подобных решетках ковалентная неполярная. Такой тип кристаллической решетки имеют простые вещества алмаз, графит (аллотропные видоизменения углерода), бор, кремний, германий и сложное вещество оксид кремния, который входит в состав кремнезема, горного хрусталя, кварца, песка.

(Ученики читают текст на с. 116–118, изучают рис. 69–71 и выписывают особенности физических свойств веществ с атомной кристаллической решеткой.)

Все они твердые, тугоплавкие ($t_{\text{пл}}$ алмаза $3500\text{ }^{\circ}\text{C}$, кремнезема – $1728\text{ }^{\circ}\text{C}$, кремния – $1415\text{ }^{\circ}\text{C}$), все они практически нерастворимы в воде.

(Учитель демонстрирует модель атомной кристаллической решетки.)

Ионные кристаллические решетки характеризуются наличием в узлах ионов. Такой тип кристаллической решетки имеют вещества с ионной связью. Она может возникнуть между простыми ионами — Na^+Cl^- или сложными — $(\text{NH}_4)^+(\text{OH})^-$. Таким образом, соли, основания и некоторые оксиды имеют ионную кристаллическую решетку.

(Ученики читают текст на с. 115—116, изучают рис. 68 и выписывают особенности физических свойств веществ с ионной кристаллической решеткой.)

Все они твердые, тугоплавкие ($t_{\text{пл.}}$ поваренной соли 801°C , оксида кальция — 2580°C), многие растворимы в воде, в отличие от веществ с атомной кристаллической решеткой.

(Учитель демонстрирует модель ионной кристаллической решетки.)

Молекулярные кристаллические решетки характеризуются наличием в узлах молекул (рис. 72, с. 119). Вид химической связи в этих молекулах: ковалентная полярная (H_2O , HCl , NH_3) и ковалентная неполярная (N_2 , Cl_2 , H_2). Силы межмолекулярного взаимодействия в кристалле очень слабые. Вещества с молекулярной кристаллической решеткой обладают малой твердостью, легкоплавкие, летучие. Например, твердый углекислый газ — «сухой лед», твердая вода — лед, сера кристаллическая, органические вещества сахара, нафталин, глюкоза.

(Ученики читают текст на с. 118—119 и изучают рис. 72.)

Учитель демонстрирует модель молекулярной кристаллической решетки и осуществляет опыты по возгонке и сублимации иода.)

В колбу насыпем кристаллики иода, плотно закроем и слегка нагреем ее на пламени спиртовки. Постепенно колба заполняется парами иода фиолетового цвета — идет возгонка иода, вещество из твердого состояния переходит в газообразное, минуя жидкое. Прекращаем нагревание. Оставим колбу охлаждаться. Пары фиолетового цвета постепенно исчезают — идет процесс сублимации, переход вещества из газообразного состояния в твердое, минуя жидкое. На стенках колбы, особенно на пробке, хорошо видны кристаллы иода, имеющие металлический блеск.

Для веществ, имеющих молекулярное строение, справедлив открытый французским химиком Ж. Прустом закон постоянства состава: *молекулярные химические соединения, независимо от способа их получения, имеют постоянный состав и свойства.*

Вода – вещество молекулярного строения. Отношение масс атомов водорода и кислорода в молекуле воды один к восьми ($m(\text{H}) : m(\text{O}) = 2 : 16 = 1 : 8$). Какие бы условия синтеза воды ни применяли, состав молекулы воды остается постоянным: на два атома водорода приходится один атом кислорода в массовом отношении один к восьми.

Металлическая кристаллическая решетка характерна для всех веществ с металлической связью (рис. 73, с. 119). В узлах таких решеток находятся атомы, атом-ионы, а также свободные электроны. Такое внутреннее строение обуславливает общие физические свойства металлов: ковкость, пластичность, металлический блеск, электро- и теплопроводность.

– Как определить, какой тип кристаллической решетки характерен для простого вещества, образованного определенным химическим элементом?

(Учитель обращает внимание учеников на табл. 6 «Положение элементов в ПСХЭ Д.И. Менделеева и типы кристаллических решеток их простых веществ» (с. 116).)

На основании молекулярной формулы вещества можно дать характеристику вещества и его свойств, руководствуясь следующим планом:

1. Молекулярная формула вещества, его название.
2. Качественный и количественный состав молекулы вещества.
3. Простое или сложное вещество, молярная масса, отношение масс в молекуле вещества, массовые доли элементов в соединении.
4. Вид химической связи, тип кристаллической решетки.
5. Особенности физических свойств вещества.

IV. Закрепление изученного материала

Задание 1

(Ученики устно выполняют задания № 1, 2 из учебника (с. 120).)

Задание 2

Предположим, какие свойства у следующих веществ: озона, железа, фторида натрия, алмаза.

(Ученики отвечают, чертят в тетрадях таблицу и заполняют ее.)

Вещество	Вид химической связи в соединениях	Тип кристаллической решетки	Свойства
Озон	Ковалентная неполярная	Молекулярная, в узлах молекулы	Газ, летучий, жидкий – темно-синего цвета, твердый – фиолетово-черные кристаллы, $t_{\text{пл}} = -192,7^\circ\text{C}$

Вещество	Вид химической связи в соединениях	Тип кристаллической решетки	Свойства
Железо	Металлическая	Металлическая, в узлах атомы, атом-ионы	Металл, твердый, тугоплавкий, $t_{\text{пл}} = 1539^\circ\text{C}$, электро- и теплопроводен, пластичный, имеет металлический блеск
Фторид натрия	Ионная	Ионная, в узлах ионы	Твердое кристаллическое вещество, тугоплавкое, $t_{\text{пл}} = 992^\circ\text{C}$, растворимое в воде
Алмаз	Ковалентная неполярная	Атомная, в узлах атомы	Очень твердое вещество, тугоплавкое, $t_{\text{пл}} > 3500^\circ\text{C}$

Задание 3

Дайте характеристику углекислого газа, руководствуясь ранее предложенным планом, на основании его молекулярной формулы.

Ответ

1. Формула вещества: CO_2 . Название — оксид углерода (IV), углекислый газ, диоксид углерода.
2. Молекула углекислого газа состоит из одного атома углерода и двух атомов кислорода.
3. Это сложное вещество. $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль. Отношение масс в молекуле вещества $3 : 8$ ($m(\text{C}) : m(\text{O}) = 12 : 32 = 3 : 8$). Массовые доли элементов в соединении:

$$1) 3 + 8 = 11; W(\text{C}) = 3 : 11 \cdot 100\% = 27,3\%, W(\text{O}) = 8 : 11 \cdot 100\% = 72,7\%.$$

Или:

$$2) W(\text{C}) = 12 \text{ г} : 44 \text{ г} \cdot 100\% = 27,3\%, W(\text{O}) = 32 \text{ г} : 44 \cdot 100\% = 72,7\%.$$

4. В соединении ковалентная полярная связь, молекулярная кристаллическая решетка, в узлах решетки молекулы.
5. При нормальных условиях это газ, в твердом состоянии — «сухой лед», $t_{\text{пл}} = -56,6^\circ\text{C}$, $t_{\text{возгонки}} = -78,5^\circ\text{C}$, легкоплавкое вещество, летучее.

V. Подведение итогов урока

1. Вещества бывают кристаллические и аморфные.
2. Различают четыре типа кристаллических решеток: ионные, атомные, молекулярные и металлические.
3. Для веществ, имеющих молекулярное строение, характерен закон постоянства состава.

Домашнее задание

1. § 22, устно выполнить задания № 5, 6 (с. 120).
2. Дать характеристику соединения бромида натрия NaBr по плану, приведенному на уроке.

Урок 28. Физические явления в химии. Чистые вещества и смеси. Способы разделения смесей

Цели: актуализировать знания о физических явлениях; сформировать представление о химическом анализе (определении состава) смеси; познакомить с классификациями смесей: по агрегатному состоянию веществ и по размерам частиц; дать представление о значении в природе, жизни человека и применении чистых веществ и смесей; научить классифицировать смеси по определенным признакам, разделять однородные и неоднородные смеси.

Основные понятия: чистое вещество, смесь, однородные и неоднородные смеси.

Оборудование: карточки с заданиями; выпарительная чашечка, лабораторный штатив с кольцом, спиртовка, химические стаканы, фильтровальная бумага; вода, однородные смеси — растворы солей, кислот, щелочей, неоднородные смеси — известковое молоко, молоко, лекарство «Альмагель», синтомициновая эмульсия, неоднородная смесь поваренной соли и речного песка.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

(Ученики устно дают ответы на задания № 5, 6 из учебника (с. 120) и характеристику бромида натрия NaBr.)

Ответ

1. Химическая формула вещества — NaBr. Название — бромид натрия.
2. Молекула бромида натрия образована одним атомом натрия и одним атомом брома.
3. Это сложное вещество. $M(\text{NaBr}) = 103$ г/моль. Отношение масс в молекуле вещества 23 : 80. Массовые доли элементов в соединении:

$23 + 80 = 103$; $W(\text{Na}) = 23 : 103 \cdot 100\% = 22,3\%$, $W(\text{Br}) = 80 : 103 \cdot 100\% = 77,7\%$.

4. В соединении ионная связь, ионная кристаллическая решетка, в узлах решетки ионы.
5. Твердое вещество, тугоплавкое, $t_{\text{пл}} = 755^\circ\text{C}$, хорошо растворимое в воде.

2. Самостоятельная работа

(См. КИМы, самостоятельная работа 13, с. 65.)

III. Изучение нового материала

План

1. Физические явления в химии.
2. Чистые вещества и смеси.
3. Классификации смесей: по агрегатному состоянию веществ, по размерам частиц веществ.
4. Химический анализ — определение состава смеси.
5. Способы разделения однородных и неоднородных смесей.
6. Значение в природе и жизни человека чистых веществ и смесей и их применение.

Нам известно, что все явления, в результате которых изменяются агрегатное состояние вещества, форма и размер тела, называются физическими. В курсе физики мы знакомимся с телами и явлениями, которые с ними происходят. В курсе химии изучаем вещества, с которыми также могут происходить физические превращения: изменение агрегатного состояния вещества, формы и размера тела. Например, пластичность алюминия, меди, золота, серебра позволяет прокатывать их в тонкую фольгу и вытягивать в проволоку. Эти и другие свойства веществ дают возможность их применения в народном хозяйстве.

- Назовите области применения алюминия. (*Изготовление проводов, так как алюминий легкий и проводит электрический ток. Сплавы на основе алюминия применяются в самолетостроении.*)

Следует помнить, что вещества, которые изучают в курсе химии и применяют в народном хозяйстве, должны быть чистыми. *Чистые вещества* состоят из частиц (ионы, молекулы, металлические кристаллы) одного и того же вещества. Их состав постоянный.

Но чаще мы имеем дело не с чистыми веществами, а со *смесями*. Например, морская вода — это смесь воды и очень многих веществ, в первую очередь солей. Природная вода также не бывает чистой. Более чистой считается дождевая вода, но и она может быть с примесями, полученными из воздуха.

Свойства смеси отличны от свойств веществ, входящих в ее состав. Чистая вода замерзает при 0°C , тогда как океаническая — при $-1,9^{\circ}\text{C}$.

(Учитель обращает внимание учеников на рис. 74 «Классификация смесей» (с. 122).)

Смеси по агрегатному состоянию веществ, их образующих, делятся на газообразные (воздух — смесь газов: азота, кислорода, углекислого газа, инертных газов), твердые (стекло, сплавы металлов, гранит) и жидкие (смесь воды и уксусной кислоты).

Смеси по размерам частиц веществ, их образующих, делятся на однородные и неоднородные. В однородных смесях не видна граница раздела между веществами (растворы сахара в воде, солей, кислот, щелочей).

(Учитель демонстрирует ученикам однородные смеси.)

В неоднородных смесях частицы видны невооруженным глазом (мутная вода в реке, известковое молоко, молоко, лекарство «Альмагель», синтомициновая эмульсия).

(Учитель демонстрирует ученикам неоднородные смеси.)

Состав смеси определяется с помощью химического анализа.

(Учащиеся читают текст на с. 123.)

Для отраслей народного хозяйства необходимы чистые, а иногда и особо чистые вещества. Очистка веществ — важнейшая проблема химии. Для получения чистых химических веществ применяют способы, которые по сути — физические явления. Известны способы разделения однородных и неоднородных смесей.

(Ученики знакомятся с текстом на с. 129–134, изучают рис. 80–88 и выписывают в тетради способы разделения смесей.)

(Затем учитель показывает способ разделения неоднородной смеси — поваренной соли и речного песка.)

1. Поваренная соль растворима в воде. К смеси добавляем воду и добиваемся растворения соли. Получаем неоднородную смесь, состоящую из поваренной соли, воды и речного песка.
2. Фильтруем неоднородную смесь. Растворенная поваренная соль в воде проникает через поры фильтра. Речной песок остается на фильтре. Получили фильтрат — однородную смесь, состоящую из поваренной соли и воды.
3. Однородную смесь разделяем выпариванием. В специальной чашечке выпариваем воду из фильтрата. На стенках выпарительной чашечки видны кристаллики поваренной соли.

Какое же значение имеют смеси в природе и жизни человека? Плазма крови, лимфа, пищеварительные соки, цитоплазма

и кариоплазма клеток — жидкие смеси, необходимые для жизнедеятельности живых организмов. Косметические средства (тушь, помада), медицинские препараты (мази), аэрозоли необходимы человеку в его повседневной жизни. Кирпич и керамика, строительные растворы необходимы при строительстве, минералы, руды и сплавы — при производстве техники.

Обозначим хозяйственное значение способов разделения однородных и неоднородных смесей: получение чистой питьевой воды на водоочистительных станциях отстаиванием и фильтрованием, нефтепродуктов (бензин, керосин, лигроин, газойл и мазут) из нефти путем ее перегонки, сахара — перекристаллизацией раствора, лекарственных препаратов — путем хроматографии, поваренной соли — выпариванием, получение чугуна, сплавов металлов.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задание № 3 (а) из учебника (с. 134).)

Ответ

№ 3а.

1. В смесь добавим воду. В воде поваренная соль растворится, а зубной порошок — нет. Получим неоднородную смесь, состоящую из воды, растворенной в воде поваренной соли и зубного порошка.
2. Профильтруем неоднородную смесь. На фильтре останется зубной порошок, а раствор поваренной соли проникнет сквозь поры фильтра. Получим фильтрат — это однородная смесь, состоящая из воды и поваренной соли.
3. Разделим однородную смесь выпариванием. Вода испаряется, а соль в виде кристаллов остается на стенках сосуда.

V. Подведение итогов урока

1. Не только в курсе физики, но и в курсе химии мы наблюдаем физические явления.
2. Чистые вещества состоят из молекул одного вещества.
3. Смеси состоят из молекул разных веществ.
4. Смеси по агрегатному состоянию веществ, образующих их, бывают твердыми, жидкими и газообразными.
5. Смеси по размерам частиц веществ, образующих их, бывают однородными и неоднородными.
6. Состав смеси определяется только химическим анализом.
7. Однородные смеси можно разделить следующими способами: дистилляцией, перегонкой, возгонкой, выпариванием, или кристаллизацией, хроматографией.

8. Неоднородные смеси можно разделить следующими способами: отстаиванием, фильтрованием, центрифугированием, действием магнита.

Домашнее задание

1. § 23, выполнить задания № 2, 4 (с. 124); § 25, № 3 (б, в), 4 (устно) (с. 134).
2. Подготовиться к практической работе «Анализ почвы и воды» (с. 181).

Урок 29. Практическая работа № 1. Анализ почвы и воды

Цели: выработать практические умения и навыки проведения химического эксперимента с соблюдением правил ТБ и ОТ при работе с оборудованием: нагревать вещество в открытом пламени, очищать неоднородную смесь — почву, разделять неоднородную смесь фильтрованием и однородную — выпариванием, экспериментально анализировать почвенную вытяжку и воду; научить описывать наблюдения и делать соответствующие выводы.

Оборудование: наборы с раздаточными материалами согласно заданиям практической работы № 3 (с. 181–183), в набор входят: для опытов 1, 2 — почва в стакане, вода дистиллированная, бумажный фильтр, лабораторный штатив с кольцом, воронка, стеклянная пластинка, пипетка, стеклянная трубочка с резиновым наконечником, индикатор универсальный, спиртовка, спички, для опытов 3, 4 — мерный цилиндр, дистиллированная вода и вода из водоема; инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

(Учитель инструктирует учащихся по ТБ и ОТ при работе с оборудованием. Ученики заполняют тетрадь «Инструктаж по ТБ и ОТ». Практическую работу ученики осуществляют в паре.)

II. Работа по теме урока

(Ученики выполняют практическую работу (с. 181–183) и оформляют ее в виде таблицы (см. с. 162).)

(**Выводы:** учащиеся научились разделять неоднородную смесь фильтрованием и однородную смесь — выпариванием, соблюдая правила ТБ и ОТ, проводить анализ почвенной вытяжки и воды, описывать наблюдения и делать соответствующие выводы по работе.)

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
<p>1. Опишите внешний вид почвы. Ответьте на вопрос: какая это смесь по классификациям?</p>	<p>Описал внешний вид почвы</p>	<p>Неоднородная твердая масса, серо-коричневого цвета, слегка влажная. Видны органические остатки. Запаха не имеет</p>	<p>Это неоднородная смесь</p>
<p>2 (опыты 1 и 2, с. 181–182). Приготовьте почвенный раствор, опишите его внешний вид. Ответьте на вопросы: – Какая это смесь? – Какими способами можно разделить эту смесь? Определите индикаторами реакцию раствора почвенной вытяжки</p>	<p>К почве прилил воду и тщательно встряхнул. Профильтровал смесь. Получил почвенную вытяжку. В почвенную вытяжку добавил универсальный индикатор</p>	<p>При приливании воды к почве ее легкие составные частицы (перегной, остатки растений) всплывают на поверхность. Тяжелые составные части почвы оседают на дно стакана. Почвенный раствор мутный. При добавлении индикатора наблюдаем изменение его цвета</p>	<p>Это неоднородная смесь. Способ разделения – отстаивание. Если универсальный индикатор стал зеленым – среда почвенной вытяжки нейтральная, стал синим – среда почвенной вытяжки щелочная, стал желтый или розовый – среда почвенной вытяжки кислотная</p>
<p>3. Выпарите почвенную вытяжку, определите наличие солей</p>	<p>Пипеткой капнул на предметное стекло почвенную вытяжку и слегка нагрел в пламени спиртовки</p>	<p>Наблюдается выпаривание воды, на стекле остается белое пятно – это соли</p>	<p>В почвенной вытяжке содержатся соли</p>
<p>4 (опыты 3 и 4, с. 182). Проведите анализ предложенной воды (прозрачность, интенсивность запаха, реакция на действие индикаторов)</p>	<p>В мерный цилиндр налил дистиллированную воду и проверил ее прозрачность, поставив на лист с текстом. Прочитал текст. Измерил высоту столба воды в мерном цилиндре линейкой, когда шрифт не стал виден. Так же проверил прозрачность воды из водоема и сравнил результаты. Проверил воду из водоема и дистиллированную воду на наличие запаха. Проверил дистиллированную воду и воду из водоема универсальным индикатором</p>	<p>Дистиллированная вода прозрачная, высота столба воды в мерном цилиндре должна быть больше, чем воды из водоема. Прозрачность воды из водоема не такая, как у дистиллированной воды. Давая характеристику запаха, воспользовался табл. 8 на с. 183. Индикатор стал зеленого цвета при добавлении и в дистиллированную воду, и в воду из водоема</p>	<p>Вода из водоема – неоднородная смесь, в ней присутствуют твердые частицы других веществ помимо воды, которые делают ее непрозрачной. Дистиллированная вода – чистое вещество по сравнению с водой из водоема. Дистиллированная вода не имеет запаха. Вода из водоема обладает определенным запахом. Вода дистиллированная и вода из водоема имеют нейтральную среду</p>

Домашнее задание

1. Оформить практическую работу.
2. Предложить способы разделения смеси: а) уксусной кислоты и воды; б) древесных опилок, соли и воды; в) железных опилок и речного песка.

Урок 30. Массовая и объемная доли компонентов смеси (раствора)

Цели: сформировать знания о массовой доле компонентов смеси, массовой доле растворенного вещества, объемной доле компонентов смеси, об объемном составе воздуха и о взаимосвязи массы вещества и массы смеси, массы растворенного вещества и массы раствора, массы растворенного вещества, объема раствора и его плотности, объема газа и объема смеси газов; научить вычислять массовую (объемную) долю вещества, массовую долю растворенного вещества по формулам.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, справочные таблицы, карточки с заданиями.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Ученики выполняют самостоятельную работу, в это время учитель проверяет домашнее задание.)

1. Самостоятельная работа

(См. КИМы, тест 10 (задания А2–А5, С2 (а) из каждого варианта), с. 30–33.)

2. Проверка домашнего задания

Способы разделения смесей (ответы)

а) Это однородная смесь двух жидких веществ.

Учитывая разные температуры кипения и конденсации, необходимо воспользоваться перегонкой. Температура кипения воды 100 °С, температура кипения уксусной кислоты 118 °С. Перегонку следует вести при температуре не более 100 °С. Вода будет испаряться и по газоотводной трубке направляться в холодильник, где произойдет ее конденсация в жидкость. Уксусная кислота останется в первой емкости.

б) Это неоднородная смесь.

1. Проведем фильтрование смеси. На фильтре останутся древесные опилки. Раствор соли пройдет через поры фильтра. Полученный фильтрат — однородная смесь соли и воды.

2. Выпариванием разделим однородную смесь соли и воды.
- в) Это неоднородная смесь.

Зная о магнитных свойствах железа, воспользуемся магнитом. Железо из смеси полностью соберется на магните, а речной песок останется.

III. Изучение нового материала

План

1. Массовая и объемная доли компонентов смеси (раствора).
2. Объемный состав воздуха.
3. Взаимосвязь массы вещества и массы смеси, массы растворенного вещества и массы раствора, массы растворенного вещества, объема раствора и его плотности, объема газа и объема смеси газов.

Характеризуя химическое соединение, мы научились вычислять массовую долю химического элемента по формуле:

$$W(\text{элемента}) = \frac{m(\text{элемента}) \cdot 100\%}{m(\text{вещества})}.$$

При изучении смеси возникает вопрос о количественной характеристике компонентов смеси (раствора) по массе и объему.

Отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора называется *массовой долей растворенного вещества*:

$$W(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора})}.$$

Массу раствора можно вычислить, зная его плотность и объем:

$$M(\text{раствора}) = \rho(\text{раствора}) \cdot V(\text{раствора}), \text{ тогда } W(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{\rho(\text{раствора}) \cdot V(\text{раствора})}.$$

Пример 1

В 200 г воды растворили 200 г поваренной соли. Найдите массовую долю поваренной соли в данном растворе.

Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г}$, $m(\text{соли}) = 200 \text{ г}$.

Найти: $W(\text{соли}) = ?$

Решение

$$W(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора})}.$$

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{соли}).$$

$$W(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли}) \cdot 100\%}{m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{соли})} = \frac{200 \text{ г} \cdot 100\%}{300 \text{ г} + 200 \text{ г}} = 40\%.$$

Ответ: $W(\text{соли}) = 40\%$.

Пример 2

Сколько граммов соли и воды необходимо взять для приготовления 60 г 15%-го раствора?

Дано: $m(\text{раствора}) = 60 \text{ г}$, $W(\text{р. в.}) = 15\%$.

Найти: а) $m(\text{соли}) = ?$; б) $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение

$$\text{а) } W(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора})}.$$

$$m(\text{р. в.}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора})}{100\%} = \frac{60 \text{ г} \cdot 15\%}{100\%} = 9 \text{ г}.$$

$$\text{б) } m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{соли}) = 60 \text{ г} - 9 \text{ г} = 51 \text{ г}.$$

Ответ: а) $m(\text{соли}) = 9 \text{ г}$; б) $m(\text{H}_2\text{O}) = 51 \text{ г}$.

Отношение объема компонента смеси к общему объему смеси называется *объемной долей компонента смеси*, ее обозначают ϕ (фи).

$$\phi(\text{компонента смеси}) = \frac{V(\text{компонента смеси}) \cdot 100\%}{V(\text{смеси газов})}.$$

Пример 3

Сколько литров метана можно получить из 200 л природного газа, если объемная доля метана в природном газе составляет 90%?

Дано: $V(\text{природного газа}) = 200 \text{ л}$, $\phi(\text{CH}_4) = 90\%$.

Найти: $V(\text{CH}_4) = ?$

Решение

$$\begin{aligned} V(\text{компонента смеси}) &= \\ &= \frac{\phi(\text{компонента смеси}) \cdot V(\text{природного газа})}{100\%}. \end{aligned}$$

$$V(\text{CH}_4) = \frac{\phi(\text{CH}_4) \cdot V(\text{природного газа})}{100\%} = \frac{90\% \cdot 200 \text{ л}}{100\%} = 180 \text{ л}.$$

Ответ. $V(\text{CH}_4) = 180 \text{ л}$.

(Учитель обращает внимание учащихся на диаграмму (рис. 78, с. 127). Работая с диаграммой, ученики записывают в тетрадь объемный состав воздуха, затем изучают рис. 79.)

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики под руководством учителя выполняют задания № 1, 6, 7 из учебника (с. 128).)

Ответы

№ 1.

(Учитель сообщает ученикам, что алгоритм решения этой задачи необходимо будет использовать в ходе практической работы на следующем уроке.)

Решение

$$а) W(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора})}.$$

$$m(\text{раствора}) = m(\text{соли}) + m(\text{воды}).$$

$$m(\text{воды}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}); \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ кг/м}^3, V(\text{воды}) = 8 \text{ л.}$$

$$m(\text{воды}) = 8 \cdot 10^3 \text{ г.}$$

$$W(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли}) \cdot 100\%}{m(\text{соли}) + m(\text{воды})} = \frac{100 \text{ г}}{8100 \text{ г}} \cdot 100\% = 1,235\%.$$

$$б) m(\text{соли}) = \frac{W(\text{соли}) \cdot m(\text{раствора})}{100\%} = \frac{1,235\% \cdot 500 \text{ г}}{100\%} = 6,2 \text{ г.}$$

$$m(\text{воды}) = m(\text{раствора}) - m(\text{соли}) = 500 \text{ г} - 6,2 \text{ г} = 493,8 \text{ г.}$$

$$\text{Ответ: } W(\text{соли}) = 1,235\%, m(\text{соли}) = 6,2 \text{ г}, m(\text{воды}) = 493,8 \text{ г.}$$

№ 6.

(При решении задач с подобным условием следует помнить, что при добавлении в раствор какой-то массы вещества на величину этой массы увеличиваются и масса растворенного вещества, и масса раствора.

Если к раствору добавляется вода определенной массы (или раствор упаривается), то на эту величину увеличивается только масса раствора (в случае упаривания — уменьшается.)

Решение

$$1. m(\text{р. в.}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора})}{100\%}.$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{15\% \cdot 180 \text{ г}}{100\%} = 27 \text{ г.}$$

$$2. m(\text{нового раствора}) = 180 \text{ г} + 20 \text{ г} = 200 \text{ г.}$$

$$m(\text{р. в. в нов. р-ре}) = 20 \text{ г} + 27 \text{ г} = 47 \text{ г.}$$

$$3. W(\text{NaOH}) = \frac{47 \text{ г} \cdot 100\%}{200 \text{ г}} = 23,5\%.$$

$$\text{Ответ: } W(\text{NaOH}) \text{ в полученном растворе} = 23,5\%.$$

Короткий способ решения задачи

1. В раствор добавили еще 20 г гидроксида натрия, масса раствора увеличилась на 20 г и стала равна 200 г (180 г + 20 г). На 20 г увеличится масса растворенного вещества.

$$m(\text{NaOH}) = \left[\frac{W(\text{NaOH}) \cdot m(\text{р-ра})}{100\%} \right] + 20 \text{ г} = \left[\frac{15\% \cdot 180 \text{ г}}{100\%} \right] + 20 \text{ г} = 47 \text{ г.}$$

$$2. W(\text{NaOH}) = \frac{47 \text{ г} \cdot 100\%}{200 \text{ г}} = 23,5\%.$$

$$\text{Ответ: } W(\text{NaOH}) \text{ в полученном растворе} = 23,5\%.$$

№ 7.

(При сливании растворов одного и того же вещества с разной массовой долей растворенного вещества следует помнить, что масса нового раствора будет равна сумме масс двух растворов.)

Массовая доля растворенного вещества в новом растворе не есть среднее арифметическое массовых долей двух растворов. Следует вычислить массу растворенного вещества каждого раствора и найти их сумму.)

Решение

1. Вычисляем массу нового раствора:

$$m(\text{нового раствора}) = 240 \text{ г} + 180 \text{ г} = 420 \text{ г}.$$

2. Вычисляем массу растворенного вещества в новом растворе:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \left[\frac{W(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ в первом р-ре}) \times m(\text{первого р-ра серной кислоты})}{100\%} \right] + \left[\frac{W(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ во втором р-ре}) \times m(\text{второго р-ра серной кислоты})}{100\%} \right].$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \left[\frac{30\% \cdot 240 \text{ г}}{100\%} \right] + \left[\frac{5\% \cdot 180 \text{ г}}{100\%} \right] = 72 \text{ г} + 9 \text{ г} = 81 \text{ г}.$$

3. Вычисляем массовую долю серной кислоты в новом растворе.

$$W(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ в нов. р-ре}) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100\%}{m(\text{р-ра})} = \frac{81 \text{ г} \cdot 100\%}{420 \text{ г}} = 19,3\%.$$

Ответ: $W(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ в нов. р-ре}) = 19,3\%$.

V. Подведение итогов урока

Для решения расчетных задач необходимо знать следующие формулы, показывающие взаимосвязь массы вещества и массы смеси, массы растворенного вещества и массы раствора, массы растворенного вещества, объема раствора и его плотности, объема газа и объема смеси газов:

$$1. W(\text{в-ва в см.}) = \frac{m(\text{в-ва}) \cdot 100\%}{m(\text{смеси})}.$$

$$m(\text{в-ва}) = \frac{W(\text{в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$m(\text{смеси}) = \frac{m(\text{в-ва}) \cdot 100\%}{W(\text{в-ва})}.$$

$$2. W(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора})}.$$

$$m(\text{р. в.}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора})}{100\%}.$$

$$m(\text{раствора}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{W(\text{р. в.})}.$$

$$m(\text{раствора}) = \rho(\text{раствора}) \cdot V(\text{раствора}).$$

$$3. \varphi(\text{компонента смеси}) = \frac{V(\text{компонента смеси}) \cdot 100\%}{V(\text{смеси газов})}.$$

$$V(\text{компонента смеси}) = \frac{\varphi(\text{компонента смеси}) \cdot V(\text{смеси газов})}{100\%}.$$

$$V(\text{смеси газов}) = \frac{V(\text{компонента смеси}) \cdot 100\%}{\varphi(\text{компонента смеси})}.$$

Домашнее задание

1. § 24, выполнить задания № 2, 3, 4, 5 (с. 128). (Задания ученики выполняют на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)
2. Подготовиться к практической работе «Приготовление раствора сахара и расчет его массовой доли в растворе» (с. 185).

Урок 31. Практическая работа № 2. Приготовление раствора сахара и расчет его массовой доли в растворе

Цели: выработать практические умения и навыки проведения химического эксперимента с соблюдением правил ТБ и ОТ при работе с оборудованием; закрепить умения и навыки решения расчетных задач на вычисление массовой доли растворенного вещества по формуле; научить экспериментально готовить раствор сахара и вычислять его массовую долю в растворе, взвешивать вещества на лабораторных весах, описывать наблюдения и делать соответствующие выводы по работе.

Оборудование: наборы с раздаточными материалами согласно заданиям практической работы № 5 (с. 185): мензуркой, конической колбой, стеклянной палочкой, лабораторными весами, разновесами, сахарным песком, ложечкой для сухих веществ; инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

(Учитель инструктирует учащихся по проведению работы. Ученики заполняют тетради «Инструктаж по ТБ и ОТ».)

II. Актуализация знаний

Проверка домашнего задания

Ответы

№ 2 (с. 128).

Решение

$$1. m(\text{р. в.}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора})}{100\%}.$$

$$m(\text{иода}) = \frac{5\% \cdot 30 \text{ г}}{100\%} = 1,5 \text{ г}.$$

$$2. m(\text{спирта}) = m(\text{раствора иода}) - m(\text{иода}) = 30 \text{ г} - 1,5 \text{ г} = 28,5 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{иода}) = 1,5 \text{ г}$, $m(\text{спирта}) = 28,5 \text{ г}$.

№ 3 (с. 128).

Решение

$$v(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})}; m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = \frac{W(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot m(\text{водки})}{100\%}.$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46 \text{ г/моль}.$$

$$v(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = \frac{W(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot m(\text{водки})}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot 100\%} = \frac{40\% \cdot 500 \text{ г}}{46 \text{ г/моль} \cdot 100\%} = 4,35 \text{ моль}.$$

Ответ: $v(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 4,35 \text{ моль}$.

№ 4 (с. 128).

Решение

$$1. m(\text{в-ва}) = \frac{W(\text{в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$m(\text{Au}) = 0,585 \cdot 3,75 = 2,19 \text{ г}.$$

$$2. m(\text{Ag}) = 3,75 \text{ г} - 2,19 \text{ г} = 1,56 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{Au}) = 2,19 \text{ г}$, $m(\text{Ag}) = 1,56 \text{ г}$.

№ 5 (с. 128).

Решение

1. Вычисляем массу раствора после упаривания.

$$m(\text{нового раствора}) = m(\text{раствора CaCl}_2) - m(\text{H}_2\text{O}).$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}); m(\text{нового раствора}) = 250 \text{ г} - (100 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл}) = 150 \text{ г}.$$

2. Вычисляем массовую долю хлорида кальция в новом растворе по формуле:

$$W(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора})}.$$

Найдем массу растворенного вещества в растворе хлорида кальция до упаривания по формуле:

$$m(\text{CaCl}_2) = \frac{W(\text{CaCl}_2) \cdot m(\text{раствора CaCl}_2 \text{ до упаривания})}{100\%}.$$

Эту формулу вставим в предыдущую, получаем следующее:

$$\begin{aligned} W(\text{CaCl}_2 \text{ в новом растворе}) &= \\ &= \frac{W(\text{CaCl}_2) \cdot m(\text{раствора CaCl}_2 \text{ до упаривания}) \cdot 100\%}{m(\text{нового раствора}) \cdot 100\%} = \\ &= \frac{20\% \cdot 250 \text{ г}}{150 \text{ г} \cdot 100\%} \cdot 100\% = 33,3\%. \end{aligned}$$

Ответ: $W(\text{CaCl}_2 \text{ в новом растворе}) = 33,3\%$.

III. Работа по теме урока

(Ученики выполняют практическую работу № 5 (с. 185).)

В а р и а н т 1

Приготовьте раствор сахара, используя 45 мл воды и 2 чайные ложечки сахара. Плотность воды примем равной 1 г/мл. Вычислите:

- массовую долю сахара в растворе;
- число молекул сахара.

В а р и а н т 2

Приготовьте раствор сахара, используя 75 мл воды и 1 чайную ложечку сахара. Плотность воды примем равной 1 г/мл. Вычислите:

- массовую долю сахара в растворе;
- число молекул сахара.

Ответы

В а р и а н т 1

Дано: $m(\text{сахара } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 15 \text{ г}$, $V(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ мл}$, $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$.

Найти: $W(\text{сахара}) = ?$; $N(\text{сахара}) = ?$

Решение

$$1. m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ г}.$$

$$m(\text{раствора сахара}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{сахара } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 15 \text{ г} + 45 \text{ г} = 60 \text{ г}.$$

$$2. W(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора сахара})} = \frac{15 \text{ г} \cdot 100\%}{60 \text{ г}} = 25\%.$$

$$3. N(\text{сахара}) = \nu(\text{сахара}) \cdot N_A; N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль.}$$

$$\nu(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{M(\text{сахара})}; M(\text{сахара}) = 342 \text{ г/моль.}$$

$$N(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{M(\text{сахара})} \cdot N_A = \frac{15 \text{ г}}{342 \text{ г/моль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ мо-}$$

лекул/моль = $2,6 \cdot 10^{22}$ молекул.

Ответ: $W(\text{сахара}) = 25\%$, $N(\text{сахара}) = 2,6 \cdot 10^{22}$ молекул.

Оформление практической работы

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
Приготовить раствор сахара, используя 45 мл воды и 2 чайные ложки сахара (15 г). Плотность воды принять равной 1 г/мл. Вычислить: а) массовую долю сахара в растворе; б) число молекул сахара	1. Мензуркой отмерил 45 мл дистиллированной воды и налил ее в коническую колбу. 2. Взвесил 2 чайные ложки сахара на лабораторных весах и поместил его в колбу с водой, размешал стеклянной палочкой	1. Дистиллированная вода – бесцветное вещество. 2. Сахар хорошо растворяется в воде. Образовался прозрачный раствор смеси воды и сахара	1. Чистое вещество. 2. Получена однородная смесь, в которой $W(\text{сахара}) = 25\%$. Количество молекул сахара в этом растворе: $N(\text{сахара}) = 2,6 \cdot 10^{22}$

(Выводы: учащиеся приобрели умения и навыки работы с лабораторными весами, научились взвешивать вещество, отмеривать жидкость мерным цилиндром. В ходе практической работы закрепили умение решать расчетные задачи по химической формуле.)

В а р и а н т 2

Дано: $m(\text{сахара } C_{12}H_{22}O_{11}) = 10 \text{ г}$, $V(H_2O) = 75 \text{ мл}$, $\rho(H_2O) = 1 \text{ г/мл}$.

Найти: $W(\text{сахара}) = ?$; $N(\text{сахара}) = ?$

Решение.

$$1. m(H_2O) = V(H_2O) \cdot \rho(H_2O) = 75 \text{ г.}$$

$$m(\text{раствора сахара}) = m(\text{воды}) + m(\text{сахара } C_{12}H_{22}O_{11}) = 10 \text{ г} + 75 \text{ г} = 85 \text{ г.}$$

$$2. W(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора сахара})} = \frac{10 \text{ г} \cdot 100\%}{85 \text{ г}} = 11,76\%.$$

$$3. N(\text{сахара}) = \nu(\text{сахара}) \cdot N_A; N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль.}$$

$$\nu(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{M(\text{сахара})}; M(\text{сахара}) = 342 \text{ г/моль.}$$

$$N(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{M(\text{сахара})} \cdot N_A = \frac{10 \text{ г}}{342 \text{ г/моль}} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ мо-}$$

лекул/моль = $1,75 \cdot 10^{22}$ молекул.

Ответ: $W(\text{сахара}) = 11,76\%$; $N(\text{сахара}) = 1,75 \cdot 10^{22}$ молекул.

Оформление практической работы

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
Приготовить раствор сахара, используя 75 мл воды и 1 чайную ложечку сахара (10 г). Плотность воды принять равной 1 г/мл. Вычислить: а) массовую долю сахара в растворе; б) число молекул сахара	1. Мензуркой отмерил 75 мл дистиллированной воды и налил ее в коническую колбу. 2. Взвесил 1 чайную ложечку сахара на лабораторных весах и поместил его в колбу с водой, размешал стеклянной палочкой	1. Дистиллированная вода — бесцветное вещество. 2. Сахар хорошо растворяется в воде. Образовался прозрачный раствор смеси воды и сахара	1. Чистое вещество. 2. Получена однородная смесь, в которой $W(\text{сахара}) = 11,76\%$. Количество молекул сахара в этом растворе: $N(\text{сахара}) = 1,75 \cdot 10^{22}$

(Выводы см. выше.)

Домашнее задание

1. § 24.
2. Повторить § 17–23.
3. Оформить практическую работу.
4. Выполнить задания по вариантам.

В а р и а н т 1

Вычислите массу воды, которую необходимо прилить к 200 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 30% для приготовления раствора с массовой долей гидроксида натрия 6%.

В а р и а н т 2

Из 280 г 25%-го раствора некоторой соли выделилось при охлаждении 32,9 г осадка. Вычислите массовую долю растворенного вещества (в процентах) в оставшемся растворе.

Урок 32. Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Соединения химических элементов»

Цели: обобщить и систематизировать знания по узловым вопросам темы «Соединения химических элементов»: степень окисления химического элемента, определение с. о. элементов в соединении и составление формул соединений по степеням окисления элементов; оксиды, водородные соединения и их номенклатура; основания, кислоты, соли, их классификация и номенклатура; типы кристаллических решеток соединений с разными видами связей; закрепить умения характеризовать химическое вещество по составу, виду химической связи, типу кристаллической ре-

шетки и решать расчетные задачи на массовую и объемную доли компонентов смеси (раствора).

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, справочные таблицы, карточки с заданиями и эталонами ответов.

Ход урока

I. Организационный момент

(Обобщающая самостоятельная работа дает возможность ученикам лучше подготовиться к контрольной, которую им предстоит выполнять на следующем уроке.

В ходе работы учащиеся обсуждают вопросы теории, выполняют задания вместе с учителем и оформляют ответы.

Ученикам предоставляется возможность сверить свои решения с эталонами ответов, чтобы убедиться в правильности выполнения заданий.)

II. Актуализация знаний

Проверка домашнего задания

В а р и а н т 1

Решение

$$1. m(\text{р. в.}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора})}{100\%} = \frac{30\% \cdot 200 \text{ г}}{100\%} = 60 \text{ г.}$$

$$m(\text{воды}) = 200 \text{ г} - 60 \text{ г} = 140 \text{ г.}$$

$$2. m(\text{раствора}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{W(\text{р. в.})} = \frac{60 \text{ г} \cdot 100\%}{6\%} = 1000 \text{ г.}$$

$$3. m(\text{воды в } 6\% \text{-м растворе}) = 1000 \text{ г} - 60 \text{ г} = 940 \text{ г.}$$

$$4. \text{Необходимо прилить воды: } 940 \text{ г} - 140 \text{ г} = 800 \text{ г.}$$

Ответ: необходимо прилить 800 г воды.

В а р и а н т 2

Решение

$$1. m(\text{р. в.}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора})}{100\%} = \frac{25\% \cdot 280 \text{ г}}{100\%} = 70 \text{ г.}$$

$$m(\text{соли в новом растворе}) = 70 \text{ г} - 32,9 \text{ г} = 37,1 \text{ г.}$$

$$m(\text{нового раствора}) = 280 \text{ г} - 32,9 \text{ г} = 247,1 \text{ г.}$$

$$2. W(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора})} = \frac{37,1 \text{ г} \cdot 100\%}{247,1 \text{ г}} = 15\%.$$

Ответ: $W(\text{р. в.}) = 15\%$.

III. Работа по теме урока

1. а) Определения понятий: степень окисления, бинарные соединения, оксиды, водородные соединения химических элементов (гидриды и летучие водородные соединения).

б) Номенклатура бинарных соединений.

2. а) Дайте названия бинарным соединениям и определите с. о. химических элементов в соединениях: P_2O_5 , PH_3 , PCl_3 , Na_3P , PCl_5 , P_2O_3 , Ca_3P_2 .

б) Составьте формулы химических соединений: оксида азота (V), сульфида железа (II), оксида железа (III), фторида кислорода, оксида марганца (IV), оксида углерода (II), оксида хлора (VII), бромида углерода, карбида алюминия.

3. а) Основания: определение, номенклатура, классификация, индикаторы для выявления щелочной среды.

б) Кислоты: определение, номенклатура, классификация, индикаторы для выявления кислотной среды.

в) Соли: определение, номенклатура, классификация.

4. а) Сравните состав и свойства чистых веществ и смесей.

б) Назовите виды смесей и способы их разделения.

5. Определение понятия *кристаллическая решетка*. Типы кристаллических решеток.

6. Определите наибольшую массовую долю элемента в оксиде марганца: MnO , MnO_2 , Mn_2O_3 .

7. Определите массу растворенного вещества в 400 г 35%-го раствора гидроксида натрия.

8. Определите объемы газов — азота и углекислого газа, входящих в состав воздуха, объемом 20 л. Состав воздуха по объему: N_2 (азот) — 78%, O_2 (кислород) — 21%, CO_2 (углекислый газ) — 0,03%.

Эталоны ответов для самопроверки

1. а) Степень окисления — это условный заряд атомов химических элементов в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентно-полярные) состоят только из ионов.

Бинарные соединения — сложные вещества, образованные двумя химическими элементами.

Оксиды — сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых — кислород в с. о. —2.

Водородные соединения — сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых — водород в с. о. +1. Гидриды — соединения активных металлов с водородом. Летучие — водородные соединения неметаллов.

б) Название бинарного соединения на основании его формулы начинается с латинского названия электроотрицательного элемента-неметалла, с суффиксом *-ид* (в именительном падеже), второе слово — русское название электроположительного элемен-

та или менее электроотрицательного элемента (в родительном падеже).

2. а) $P_2^{+5}O_5^{-2}$ — оксид фосфора (V), $P^{-3}H_3^{+}$ — фосфид водорода (III), $P^{+3}Cl_3^{-}$ — хлорид фосфора (V), Na_3P^{+3} — фосфид натрия, $P^{+5}Cl_5^{-}$ — хлорид фосфора (V), $P_2^{+3}O_3^{-2}$ — оксид фосфора (III), $Ca_3^{+2}P_2^{-3}$ — фосфид кальция.

б) Оксид азота (V) $N_2^{+5}O_5^{-2}$, сульфид железа (II) $Fe^{+2}S^{-2}$, оксид железа (III) $Fe_2^{+3}O_3^{-2}$, фторид кислорода $O^{+2}F_2^{-}$, оксид марганца (IV) $Mn^{+4}O_2^{-2}$, оксид углерода (II) $C^{+2}O^{-2}$, оксид хлора (VII) $Cl_2^{+7}O_7^{-2}$, бромид углерода $C^{+4}Br_4^{-}$, карбид алюминия $Al_4^{+3}C_3^{-4}$.

3. а) Основания — это сложные вещества, состоящие из ионов металлов и связанных с ними гидроксид-ионов. Название основания начинается со слова *гидроксид*, далее дается русское название металла в родительном падеже и указывается его с. о., если она переменная. По растворимости в воде основания делятся на хорошо растворимые основания — щелочи, малорастворимые и нерастворимые. Фенолфталеин в щелочной среде приобретает малиновый цвет, универсальный индикатор — синий, метиловый оранжевый — желтый, лакмус — синий.

б) Кислоты — сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка. В основе названия кислоты русское название атома неметалла. Если атом неметалла кислотного остатка в высшей с. о., то суффикс не изменяется: $HN^{+5}O_3$ — азотная кислота. Если атом неметалла кислотного остатка в более низкой с. о., то прибавляем суффикс *-ист*: $HN^{+3}O_2$ — азотистая кислота. Кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные. По количеству атомов водорода в молекуле кислоты делятся на одноосновные, двухосновные и трехосновные. Универсальный индикатор в кислотной среде может изменять цвет от желтого до красного, метиловый оранжевый приобретает красно-розовый цвет, лакмус — красный.

в) Соли — сложные вещества, состоящие из ионов металлов и кислотных остатков. Названия солей кислородсодержащих кислот начинаются с названия иона кислотного остатка с суффиксом *-ат*, если в кислотном остатке с. о. неметалла высшая, и с суффиксом *-ит*, если с. о. неметалла в кислотном остатке низшая. Далее дается русское название металла в родительном падеже и указывается его с. о., если она переменная. По растворимости в воде соли делятся на хорошо растворимые, малорастворимые и нерастворимые.

4. а) Чистые вещества состоят из молекул одного и того же вещества. Их состав постоянный и имеет одну химическую формулу. Состав смесей может быть разнообразным. Свойства смеси, в отличие от чистого вещества, отличны от свойств веществ, входящих в ее состав.

б) Однородные и неоднородные смеси. Способы очистки однородных смесей: дистилляция, перегонка, возгонка, выпаривание, кристаллизация, хроматография. Способы очистки неоднородных смесей: отстаивание, фильтрование, центрифугирование, действие магнита.

5. Кристаллическая решетка – упорядоченное расположение частиц вещества (молекулы, ионы, атомы и др.) в пространстве. Типы кристаллических решеток: ионная, атомная, молекулярная, металлическая.

6. Решение

$$W(\text{элемента}) = \frac{m(\text{элемента}) \cdot 100\%}{m(\text{вещества})}.$$

$\nu(\text{оксида}) = 1$ моль.

1) $M(\text{MnO}) = 71$ г/моль, $m(\text{MnO}) = 71$ г, $m(\text{Mn}) = 55$ г.

$$W(\text{Mn}) = \frac{55 \text{ г} \cdot 100\%}{71 \text{ г}} = 77,5\%.$$

2) $M(\text{MnO}_2) = 87$ г/моль, $m(\text{MnO}_2) = 87$ г, $m(\text{Mn}) = 55$ г.

$$W(\text{Mn}) = \frac{55 \text{ г} \cdot 100\%}{87 \text{ г}} = 63,2\%.$$

3) $M(\text{Mn}_2\text{O}_3) = 158$ г/моль, $m(\text{Mn}_2\text{O}_3) = 158$ г, $m(\text{Mn}_2) = 110$ г.

$$W(\text{Mn}) = \frac{110 \text{ г} \cdot 100\%}{158 \text{ г}} = 69,6\%.$$

Ответ: наибольшая массовая доля элемента в MnO .

7. Дано: $m(\text{раствора NaOH}) = 400$ г, $W(\text{NaOH}) = 35\%$.

Найти: $m(\text{NaOH}) = ?$

Решение

$$m(\text{р. в.}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора})}{100\%}.$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{W(\text{NaOH}) \cdot m(\text{раствора NaOH})}{100\%} = \frac{35\% \cdot 400 \text{ г}}{100\%} =$$

$= 140$ г.

Ответ: $m(\text{NaOH}) = 140$ г.

8. Дано: $V(\text{воздуха}) = 20$ л, $\varphi(\text{N}_2) = 78\%$, $\varphi(\text{O}_2) = 21\%$, $\varphi(\text{CO}_2) = 0,03\%$.

Найти: $V(\text{N}_2) = ?$; $V(\text{O}_2) = ?$; $V(\text{CO}_2) = ?$

Решение

$$V(\text{компонента смеси}) = \frac{\varphi(\text{компонента смеси}) \cdot V(\text{смеси газов})}{100\%}$$

$$V(\text{N}_2) = \frac{\varphi(\text{N}_2) \cdot V(\text{воздуха})}{100\%} = \frac{78\% \cdot 20 \text{ л}}{100\%} = 15,6 \text{ л.}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{\varphi(\text{O}_2) \cdot V(\text{воздуха})}{100\%} = \frac{21\% \cdot 20 \text{ л}}{100\%} = 4,2 \text{ л.}$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{\varphi(\text{CO}_2) \cdot V(\text{воздуха})}{100\%} = \frac{0,03\% \cdot 20 \text{ л}}{100\%} = 0,006 \text{ л.}$$

Ответ: $V(\text{N}_2) = 15,6 \text{ л}$; $V(\text{O}_2) = 4,2 \text{ л}$; $V(\text{CO}_2) = 0,006 \text{ л}$.

IV. Подведение итогов урока

(Учитель выставляет учащимся оценки за работу на уроке.)

Домашнее задание

1. Подготовиться к контрольной работе по теме «Соединения химических элементов» (повторить § 17–24).
2. Выполнить задания по вариантам (их ученики оформляют на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку).

В а р и а н т 1

1. Составьте формулу соединения, назовите класс, определите с. о. элементов в соединении:
 - а) оксид железа (II);
 - б) гидроксид бария;
 - в) фосфат калия.
2. Дайте характеристику серной кислоты по плану (задание № 1, с. 107).
3. Решите задачи.
 - а) Вычислите количество вещества, соответствующее 4,9 г фосфорной кислоты.
 - б) Сколько граммов воды и соли нужно взять для приготовления 40 г 8%-го раствора?
 - в) Из 200 г 10%-го раствора хлорида натрия выпарили 40 г воды. Вычислите массовую долю нового раствора соли.

В а р и а н т 2

1. Составьте формулу соединения, назовите класс соединения, определите с. о. элементов в соединении:
 - а) оксид магния;
 - б) гидроксид свинца (II);
 - в) карбонат калия.

2. Дайте характеристику сернистой кислоты по плану (задание № 1, с. 107).

3. Решите задачи.

- а) Вычислите количество вещества, соответствующее 112 г гидроксида натрия.
- б) Сколько граммов воды и соли нужно взять для приготовления 300 г 15%-го раствора?
- в) Из 150 г 5%-го раствора хлорида натрия выпарили 40 г воды. Вычислите массовую долю нового раствора соли.

Урок 33. Контрольная работа № 2. Соединения химических элементов

Цели: проверить знания и умения учащихся, степень усвоения материала по теме «Соединения химических элементов».

Оборудование: карточки с заданиями, справочные таблицы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Ученикам предлагается контрольная работа двух видов. В то время как они ее выполняют, учитель проверяет домашнее задание.)

1. Тест

(См. КИМы, тест 11, с. 34–37.)

2. Текстовая контрольная работа

(См. КИМы, контрольная работа 3, с. 89–90.)

Ответы

Базовый уровень

В а р и а н т 1

1. Оксиды: P_2O_5 — оксид фосфора (V).

Кислоты: HNO_3 — азотная кислота.

Основания: $NaOH$ — гидроксид натрия, щелочь.

Соли: $Fe_2(SO_4)_3$ — сульфат железа (III).

2. Cu_2O^{-2} , $H_3P^{+5}O_4^{-2}$, $N^{-3}H_3^{+}$.

3. $N_2^{+3}O_3^{-2}$ — оксид азота (III), HNO_2 — азотистая кислота.

$C^{+4}O_2^{-2}$ — оксид углерода (IV), H_2CO_3 — угольная кислота.

$Si^{+4}O_2^{-2}$ — оксид кремния, H_2SiO_3 — кремниевая кислота.

4. Дано: $m(\text{SO}_2) = 160 \text{ г}$.

Найти: $V(\text{SO}_2) = ?$

Решение

$$\nu(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2)}; M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{SO}_2) = \frac{160 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 2,5 \text{ моль}.$$

$$V(\text{SO}_2) = \nu(\text{SO}_2) \cdot V_m; V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$V(\text{SO}_2) = 2,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 56 \text{ л}.$$

Ответ: $V(\text{SO}_2) = 56 \text{ л}$.

В а р и а н т 2

1. Оксиды: Al_2O_3 – оксид алюминия.

Кислоты: H_2SO_3 – сернистая кислота.

Основания: $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – гидроксид хрома (III).

Соли: KCl – хлорид калия.

2. $\text{H}_2^+\text{O}^{-2}$, $\text{Na}^+\text{O}^{-2}\text{H}^+$, $\text{N}_2^+\text{O}^{-2}$.

3. $\text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ – оксид железа (III), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

$\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$ – оксид кальция, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция.

$\text{Li}_2^+\text{O}^{-2}$ – оксид лития, LiOH – гидроксид лития.

4. Дано: $m(\text{CO}_2) = 2,2 \text{ г}$.

Найти: $V(\text{CO}_2) = ?$

Решение

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)}; M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{2,2 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}.$$

$$V(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \cdot V_m; V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$V(\text{CO}_2) = 0,05 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 1,12 \text{ л}.$$

Ответ: $V(\text{CO}_2) = 1,12 \text{ л}$.

Усложненный уровень

В а р и а н т 1

1. Оксиды: Li_2O – оксид лития, N_2O – оксид азота (I).

Кислоты: H_2SO_3 – сернистая кислота.

Основания: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – гидроксид бария.

Соли: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат алюминия.

2. $\text{K}_2^+\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$, H_2^+O_2^- , $\text{Cu}^{+2}(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})_2$.

3. $\text{H}^+\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ – кислородсодержащая, растворимая, с. о. водорода +1, с. о. азота +5, с. о. кислорода –2, заряд кислотного остатка $(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})^-$, соответствующий оксид – N_2O_5 , оксид азота (V).

4. Дано: $m(\text{NO}) = 3 \text{ г}$.

Найти: $V(\text{NO}) = ?$; $N(\text{NO}) = ?$

Решение

$$\nu(\text{NO}) = \frac{m(\text{NO})}{M(\text{NO})}; M(\text{NO}) = 30 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{NO}) = \frac{3 \text{ г}}{30 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

$$V(\text{NO}) = \nu(\text{NO}) \cdot V_m; V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$V(\text{NO}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 2,24 \text{ л}.$$

$$N(\text{NO}) = \nu(\text{NO}) \cdot N_A; N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}.$$

$$N(\text{NO}) = 0,1 \text{ моль} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 6 \cdot 10^{22} \text{ молекул}.$$

$$\text{Ответ: } V(\text{NO}) = 2,24 \text{ л}; N(\text{NO}) = 6 \cdot 10^{22} \text{ молекул}.$$

В а р и а н т 2

1. Оксиды: P_2O_3 — оксид фосфора (III).

Кислоты: HCl — соляная кислота.

Основания: $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — гидроксид магния.

Соли: K_2SiO_3 — силикат калия.

2. $\text{P}^{-3}\text{H}_3^+$, $\text{Ca}_3^{+2}(\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2})_2$, $\text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$.

3. $\text{H}_2\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2}$ — кислородсодержащая, растворимая, с. о. водорода +1, с. о. углерода +4, с. о. кислорода -2, заряд кислотного остатка $(\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2})^{2-}$, соответствующий оксид — CO_2 , оксид углерода (IV).

4. Дано: $m(\text{N}_2\text{O}) = 88 \text{ г}$.

Найти: $V(\text{N}_2\text{O}) = ?$; $N(\text{N}_2\text{O}) = ?$

Решение

$$\nu(\text{N}_2\text{O}) = \frac{m(\text{N}_2\text{O})}{M(\text{N}_2\text{O})}; M(\text{N}_2\text{O}) = 44 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{N}_2\text{O}) = \frac{88 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}.$$

$$V(\text{N}_2\text{O}) = \nu(\text{N}_2\text{O}) \cdot V_m; V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$V(\text{N}_2\text{O}) = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \text{ л}.$$

$$N(\text{N}_2\text{O}) = 2 \text{ моль} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 12 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

$$\text{Ответ: } V(\text{N}_2\text{O}) = 44,8 \text{ л}; N(\text{N}_2\text{O}) = 12 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

3. Проверка домашнего задания

Ответы

В а р и а н т 1

1. а) Оксид железа (II) $\text{Fe}^{+2}\text{O}^{-2}$, оксид металла;

б) гидроксид бария $\text{Ba}^{+2}(\text{O}^{-2}\text{H}^+)_2$, основание;

в) фосфат калия $\text{K}_3^+\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2}$, соль.

2. (См. урок 26.)

3. а) Дано: $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 4,9 \text{ г}$.

Найти: $\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = ?$

Решение

$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$.

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{4,9 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}.$$

Ответ: $\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,05 \text{ моль}$.

б) Дано: $m(\text{раствора соли}) = 40 \text{ г}$, $W(\text{р. в.}) = 8\%$.

Найти: $m(\text{соли}) = ?$; $m(\text{воды}) = ?$

Решение

$$m(\text{соли}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора соли})}{100\%} = \frac{8\% \cdot 40 \text{ г}}{100\%} = 3,2 \text{ г}.$$

$m(\text{воды}) = 40 \text{ г} - 3,2 \text{ г} = 36,8 \text{ г}$.

Ответ: $m(\text{соли}) = 3,2 \text{ г}$; $m(\text{воды}) = 36,8 \text{ г}$.

в) Дано: $m(\text{раствора соли}) = 200 \text{ г}$, $W(\text{р. в.}) = 10\%$, $m(\text{воды выпар.}) = 40 \text{ г}$.

Найти: $W(\text{р. в. нового р-ра}) = ?$

Решение

$$m(\text{соли}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора соли})}{100\%} = \frac{10\% \cdot 200 \text{ г}}{100\%} = 20 \text{ г}.$$

$m(\text{нового р-ра}) = 200 \text{ г} - 40 \text{ г} = 160 \text{ г}$.

$$W(\text{р. в. нового р-ра}) = \frac{m(\text{соли}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора})} = \frac{20 \text{ г} \cdot 100\%}{160 \text{ г}} = 12,5\%.$$

Ответ: $W(\text{р. в. нового р-ра}) = 12,5\%$.

В а р и а н т 2

1. а) оксид магния $\text{Mg}^{+2}\text{O}^{-2}$, оксид металла;

б) гидроксид свинца (II) $\text{Pb}^{+2}(\text{O}^{-2}\text{H}^+)_2$, основание;

в) карбонат калия $\text{K}_2^{+}\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2}$, соль.

2. H_2SO_3 – кислородсодержащая, двухосновная, растворимая, с. о. водорода +1, с. о. серы +4, с. о. кислорода –2, заряд иона $(\text{SO}_3)^{2-}$, соответствующий оксид – SO_2 , оксид серы (IV).

3. а) Дано: $m(\text{NaOH}) = 112 \text{ г}$.

Найти: $\nu(\text{NaOH}) = ?$

Решение

$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$.

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{112 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 2,8 \text{ моль}.$$

Ответ: $\nu(\text{NaOH}) = 2,8 \text{ моль}$.

б) Дано: $m(\text{раствора соли}) = 300 \text{ г}$, $W(\text{р. в.}) = 15\%$.

Найти: $m(\text{соли}) = ?$; $m(\text{воды}) = ?$

Решение

$$m(\text{соли}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора соли})}{100\%} = \frac{15\% \cdot 300 \text{ г}}{100\%} = 45 \text{ г.}$$

$$m(\text{воды}) = 300 \text{ г} - 45 \text{ г} = 255 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{соли}) = 45 \text{ г}$; $m(\text{воды}) = 255 \text{ г}$.

в) *Дано:* $m(\text{раствора соли}) = 150 \text{ г}$, $W(\text{р. в.}) = 5\%$, $m(\text{воды вы- пар.}) = 40 \text{ г}$.

Найти: $W(\text{р. в. нового р-ра}) = ?$

Решение

$$m(\text{соли}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора соли})}{100\%} = \frac{5\% \cdot 150 \text{ г}}{100\%} = 7,5 \text{ г.}$$

$$m(\text{нового р-ра}) = 150 \text{ г} - 40 \text{ г} = 110 \text{ г.}$$

$$W(\text{р. в. нового р-ра}) = \frac{m(\text{соли}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора})} = \frac{7,5 \text{ г} \cdot 100\%}{110 \text{ г}} = 6,8\%.$$

Ответ: $W(\text{р. в. нового р-ра}) = 6,8\%$.

Домашнее задание

Подготовиться к практической работе «Приемы обращения с лабораторным оборудованием» (с. 174–180).

ТЕМА IV. ИЗМЕНЕНИЯ, ПРОИСХОДЯЩИЕ С ВЕЩЕСТВАМИ

Уроки 34, 35. Практическая работа № 3.

Приемы обращения с лабораторным оборудованием. Нагревание вещества в открытом пламени

Цели: научить работать с лабораторным оборудованием, соблюдая правила ТБ: наливать жидкость и насыпать твердое вещество в пробирку, нагревать вещества в открытом пламени спиртовки; научить описывать наблюдения и делать соответствующие выводы по работе.

Оборудование: спиртовка, лабораторный штатив, прибор для получения газа, держатель для пробирок, ложечка для сжигания веществ; набор стеклянной и фарфоровой химической посуды: пробирки, химические стаканы разных объемов, колбы конические и плоскодонные, воронки, выпарительные чашечки разного размера, эксикаторы; спички, вода, соль; инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход уроков

I. Организационный момент

(Учитель инструктирует учащихся по проведению работы. Ученики заполняют тетради «Инструктаж по ТБ и ОТ». Практическая работа рассчитана на два урока.)

II. Работа по теме урока

(Учащиеся изучают элементы лабораторного штатива, собирают его, выясняют его назначение в лаборатории и знакомятся с правилами ТБ при работе с лабораторным штативом, лабораторным оборудованием, нагревательным прибором — спиртовкой.

Учащиеся вместе с учителем выполняют практическую работу и оформляют ее в виде таблицы (см. с. 184—188).)

(*Выводы:* учащиеся изучили правила ТБ и ОТ при работе в химической лаборатории и, соблюдая их, научились работать с лабораторным оборудованием: спиртовкой, лабораторным штативом, химической посудой, прибором для получения газов, фарфоровой посудой, держателем для пробирок, ложечкой для сжигания веществ. Научились наливать жидкости и засыпать твердые вещества в пробирку, работать со спиртовкой, нагревать вещества в открытом пламени, используя лабораторный штатив и держатель для пробирок, описывать наблюдения и делать соответствующие выводы по работе.)

Домашнее задание

Оформить практическую работу.

Урок 36. Химические явления, или химические реакции

Цели: актуализировать знания о химических явлениях — химических реакциях и их признаках; сформировать представление об условиях протекания химических реакций; научить по характерным признакам отличать химические реакции от физических явлений.

Основные понятия: реакции горения, экзо- и эндотермические реакции.

Оборудование: спиртовка, лучина, газоотводная трубка; вопросы для проверки знания правил ТБ и ОТ; магний, сера, уголь, нитрат калия, карбонат кальция, соляная кислота, сульфат меди (II), известковая вода, гидроксид натрия.

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
1. Изучение устройства лабораторного штатива и правил ТБ при работе с ним (с. 175–176)	Изучил элементы оборудования лабораторного штатива; его собирают, используя стержень, чулунную подставку, лапку, кольцо и муфты для их закрепления	(Зарисовать рис. 113 (с. 176).)	Элементы лабораторного штатива: стержень, подставка, муфта, лапка, кольцо
	Изучил назначение лабораторного штатива в лаборатории и познакомился с правилами ТБ при работе с ним		Назначение лабораторного штатива: он необходим для длительного нагревания веществ, которое требует соблюдения особых правил ТБ и ОТ; для получения чистых веществ при фильтровании, отстаивании неоднородной смеси и выпаривании однородной смеси
	Отработал правила ТБ при закреплении в лапке лабораторного штатива пробирки для длительного нагревания вещества	Лапка закрепляется муфтой на определенном уровне штатива. Следует помнить, что винт, регулирующий плотность закрепления пробирки в лапке, должен располагаться сверху. Закрепить пробирку в лапке: повернуть лапку в муфте так, чтобы пробирка, закрепленная в лапке, располагалась примерно под углом 45° к подставке штатива. Штатив с пробиркой в лапке поставить так, чтобы отверстие пробирки было направлено в сторону от соседа	Правила ТБ: винт, регулирующий плотность закрепления пробирки в лапке, должен располагаться сверху. Пробирка, закрепленная в лапке, должна располагаться примерно под углом 45° к подставке штатива. Штатив с пробиркой в лапке должен стоять так, чтобы отверстие пробирки было направлено в сторону от соседа
	Собрал прибор для фильтрования неоднородной смеси, используя кольцо, воронку, химический стакан	На стержне лабораторного штатива муфтой закрепляют кольцо. В кольцо помещают воронку для фильтрования, носик воронки	Правила ТБ: носик воронки должен касаться стенки химического стакана изнутри для предотвращения стекания фильтрата, а не разбрызгивания его

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
		ки должен касаться стенки химического стакана изнутри для постепенного стекания фильтрата. (Зарисовать собранный прибор (рис. 117–118, с. 178).)	
	Собрал прибор для выпаривания однородной смеси, используя кольцо, выпарительную чашечку (рис. 119, с. 179)	На стержне лабораторного штатива муфтой закрепляют кольцо. В кольцо помещают выпарительную чашечку. (Зарисовать собранный прибор.)	Правила ТБ: при выпаривании однородной смеси не следует наклоняться над выпарительной чашечкой: брызги горячего раствора могут попасть на незащищенные участки кожи и вызвать ожог
2. Знакомство учащихся			
а) с лабораторной посудой: пробирками, химическими стаканами, колбами, воронками, выпарительными чашечками, эксикаторами	Рассмотрел лабораторную посуду: пробирки, химические стаканы разных объемов, колбы конические и плоскодонные, воронки, выпарительные чашечки разного размера, эксикаторы – и изучил ее назначение	(Сделать рисунки пробирки, колбы, химического стакана (рис. 115, с. 177).)	Правила ТБ: лабораторная посуда для эксперимента должна быть исключительно чистой, без трещин и повреждений
б) с прибором для получения газов, газоотводной трубкой, держателем для пробирок, ложечкой для сжигания веществ, асбестовой сеткой и правилами ТБ при работе с ними	Рассмотрел прибор для получения газа, газоотводную трубку, ложечку для сжигания веществ, асбестовую сетку и изучил правила ТБ при работе с ними	(Сделать рисунки газоотводной трубки, прибора для получения газа, держателя для пробирок, ложечки для сжигания веществ (рис. 120–122, с. 179).)	Правила ТБ: при работе с газоотводной трубкой прибор для получения газа должен быть герметичен, чтобы не произошло утечки газа! Раскаленную ложечку для сжигания веществ нужно размещать на подставке или асбестовой сетке
г) с приборами для сжигания веществ, асбестовой сеткой и правилами ТБ при работе с ними	Закрепил пробирку в держателе для пробирок	(Сделать рисунок.)	Держатель для пробирок используется для быстрого нагревания вещества. Правила ТБ: пробирка закрепляется на 1/3 от горлышка, бегунок у держателя регулирует-

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
3. Изучить устройство спиртовки, правила ТБ при работе с ней и строение пламени	Ознакомился с устройством спиртовки. Подготовил спиртовку к работе и зажег ее, соблюдая правила ТБ: снял колпачок и положил его на стол рядом со спиртовкой; приоткрыл отверстие резервуара, приподняв фитиль в трубке с диском, и выпустил пары спирта из резервуара; закрыл отверстие резервуара спиртовки диском, проверил, чтобы он не был сдвинут; обжал фитиль, чтобы пламя спиртовки не было рыхлым; зажег спиртовку спичкой. Потушил спиртовку колпачком	Спиртовка состоит из резервуара для спирта, фитиля, укрепленного в металлической трубке с диском, и колпачка (Зарисовать спиртовку и строение пламени (рис. 114, с. 177).)	<p>ся для несильного сжатия пробирки и должен быть сверху. Пробирка в держателе должна находиться под углом 45° к поверхности стола и направлена в сторону от соседа</p> <p>Правила ТБ: приоткрывая отверстие резервуара, нужно приподнять фитиль в трубке с диском и выпустить пары спирта из резервуара, чтобы они не вспыхнули и не выбросили горящий фитиль. Закрывая отверстие резервуара спиртовки диском, следует проверить, не был ли он сдвинут. Фитиль нужно обжечь, чтобы пламя спиртовки не было рыхлым. Зажигать спиртовку можно только спичкой, тушить — только колпачком. Запрещается зажигать спиртовку от другой горящей спиртовки</p>
4. Соблюдая правила ТБ, провести следующие опыты а) насыпать твердое вещество в пробирку	Насыпал твердое вещество — соль в пробирку. Налил воду в пробирку	Для насыпания твердого вещества использовал пробирку и ложечку. Рабочей рукой — правой — набрал вещество в ложечку и насыпал его в пробирку, которую держал в левой руке	<p>Правила ТБ: пробирка должна быть сухой, чистой, без повреждений. Держать пробирку нужно под наклоном в левой руке строго над столом</p>

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
б) налить воду в пробирку		Для наливания жидкости взял чистую, пустую, без повреждений пробирку и стакан с водой. Налил воду объемом 1 мл в пробирку, для этого к ней рабочей рукой – правой – аккуратно прислонил химический стакан с водой. Пробирку держал левой рукой под небольшим углом к поверхности стола	Правила ТБ: наливать жидкость необходимо строго над столом. Приливая жидкость из химического стакана, нужно плотно прислонить его к горлышку пробирки, которую следует держать под небольшим углом к стакану. После приливания жидкости нельзя резко убирать стакан от горлышка пробирки, так как последняя капля может упасть на стол. Следует аккуратно снять последнюю каплю горлышком пробирки и поставить ее в штатив для пробирок
в) нагреть вещество в пробирке, используя лабораторный штатив и спиртовку	Собрал лабораторный штатив с лапкой. Налил воду в пробирку и закрепил ее в лапке лабораторного штатива. Приготовил спиртовку для работы	(Зарисовать собранный прибор.) Нагрел воду в пробирке, используя лабораторный штатив и спиртовку. Наблюдал кипение и испарение воды	Правила ТБ: прогревать пробирку с жидкостью, закрепленной в лапке лабораторного штатива, следует, держа спиртовку в руках и не наклоняя ее, слегка касаясь пробирки пламенем спиртовки. Нельзя касаться пробирки фитилем спиртовки. Нельзя касаться холодный, спиртовка становится горячей, и из-за разности температур пробирка может лопнуть, и ее содержимое выльется на стол. После прогрева следует поставить спиртовку строго на подставку лабораторного штатива, так чтобы ее пламя верхней частью, самой горячей, касалось пробирки (до легкого закипания воды). По окончании опыта необходимо потушить спиртовку колпачком, после остывания пробирки достать ее из лапки и поместить в штатив для пробирок

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
г) нагреть вещество в пробирке, используя держатель для пробирок и спиртовку	Налил воду в пробирку и закрепил ее в держателе для пробирок. Приготовил спиртовку для работы	(Зарисовать собранный прибор.) Нагрел воду в пробирке, используя держатель для пробирок и спиртовку. Наблюдал кипение и испарение воды	Правила ТБ: прогревая пробирку с жидкостью, закрепленную в держателе для пробирок, следует аккуратно водить ею в пламени спиртовки, не касаясь фитиля. Прогреть пробирку с жидкостью нужно сначала с одной стороны, а затем с другой (угол наклона пробирки 45°). После прогрева продолжить держать пробирку в самой горячей, верхней части пламени спиртовки до легкого закипания воды. По окончании опыта пробирку с держателем следует поставить в штатив для пробирок, а спиртовку потушить колпачком

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Устный опрос

(Фронтальная проверка знания учащимися правил ТБ и ОТ при работе с лабораторным оборудованием. Все вопросы предлагаются ученикам в распечатанном виде.)

1. Во время практической работы вспыхнули пары спирта внутри резервуара спиртовки. Фитиль с диском и трубкой выбросило наружу, а спирт разлился и загорелся на поверхности стола. Что должен делать учащийся? Как следует поступить его соседям? (*Ответ.* Немедленно сообщить о происшедшем учителю или лаборанту, а затем убрать от очага загорания легковоспламеняющиеся предметы. Соседи должны освободить проход для учителя или лаборанта, последние и предпримут необходимые меры для ликвидации загорания. Самим учащимся для тушения пожара предпринимать ничего не следует.)

2. Проводя лабораторные опыты по изучению физических явлений, один из учащихся нагрел до красного каления стеклянную трубку, положил ее на кафельную плитку и приступил к следующему эксперименту. Какие требования ТБ и ОТ он нарушил? Каковы возможные последствия этих нарушений? (*Ответ.* Ученик оставил без присмотра нагретый стеклянный предмет, взявшись за который можно получить сильный термический ожог, так как практически невозможно заметить, что трубка нагрета. Нагретая стеклянная трубка на холодной кафельной плитке может лопнуть с образованием мелких, плохо различимых осколков. В результате этого можно получить тяжелые порезы.)

3. В момент нагревания вещества в открытом пламени лопнула пробирка. Что должен делать учащийся? Какие нарушения требований ТБ и ОТ он допустил? (*Ответ.* Ученик должен прекратить нагревание – потушить спиртовку и немедленно сообщить учителю или лаборанту. Возможно, пробирка была с трещиной, а ученик не проверил ее до начала опыта. Или же он плохо прогрел пробирку с веществом и в момент нагревания коснулся фитиля, который всегда холодный.)

4. При ознакомлении со свойствами щелочей на кожу руки ученика попала капля щелочи. Что должен сделать учащийся? (*Ответ.* Попытаться стряхнуть каплю, хорошо промыть водой пораженный участок кожи, сообщить учителю или лаборанту. Далее вместе с учителем обработать промытый водой участок кожи

раствором борной кислоты, затем снова промыть это место водой и только потом смазать вазелиновым маслом.)

5. При ознакомлении со свойствами кислот на кожу руки ученика попала капля кислоты. Что должен делать учащийся? (*Ответ.* Попытаться стряхнуть каплю, хорошо промыть водой пораженный участок кожи, сообщить учителю или лаборанту. Далее вместе с учителем обработать промытый водой участок кожи раствором пищевой соды, затем снова промыть это место водой и только потом смазать вазелиновым маслом.)

6. Какие нарушения правил ТБ и ОТ возможны при работе с лабораторным штативом? (*Ответ.* Если ученик муфтой слабо закрепил лапку или кольцо — возможно падение лапки в момент опыта. Если винт лапки оказался снизу, при укреплении или доставании пробирки с жидкостью можно ее пролить, так как в этом случае закреплять в лапке пробирку неудобно.)

7. Почему при работе с газоотводной трубкой или прибором для получения газа необходима проверка прибора на герметичность? Как это делается? (*Ответ.* При отсутствии герметичности в момент эксперимента возможна утечка газа. Чтобы проверить прибор на герметичность, достаточно согреть в руках пробирку с газоотводной трубкой, опущенной в стакан с водой. При нагревании воздух расширяется, и, если прибор герметичен, из газоотводной трубки начнут выходить пузырьки воздуха, которые будут видны в стакане с водой.)

8. Какие требования предъявляются к рабочему месту при выполнении практической или лабораторной работы? (*Ответ.* При выполнении химических экспериментов на рабочем месте всегда должны быть чистота и порядок. Учебники, тетради должны лежать в стороне от места эксперимента. В случае рассыпания или разлива реактивов необходимо немедленно сообщить об этом учителю или лаборанту и вместе с ними привести стол в порядок. Не загромождать стол реактивами, которые уже не нужны, их следует сразу убрать на соответствующее место. По окончании работы ученик наводит порядок на рабочем столе.)

III. Изучение нового материала

План

1. Химические явления, или химические реакции.
2. Признаки химических явлений, или химических реакций.
3. Условия протекания химических реакций.

Изучая превращения веществ, мы познакомились с химическими явлениями, которые отличаются от физических. Физиче-

ские явления сопровождаются изменением агрегатного состояния вещества, формы тела и его размера.

- А какие явления называют химическими? (*Явления, в результате которых из одних веществ образуются другие.*)
- Каковы их признаки? (*Изменение цвета, выпадение и исчезновение осадка, выделение газа, света, поглощение и выделение теплоты.*)

(Учитель проводит химические эксперименты, учащиеся определяют признаки химических явлений (к проведению некоторых опытов учитель обязательно привлекает учеников в целях закрепления правил ТБ и ОТ при выполнении химического эксперимента – работе с солями, кислотами, щелочами).)

Опыт 1

К металлу магнию приливаем соляную кислоту.

- Какой признак химической реакции наблюдаем? (*Выделение газа. Это водород.*)

Опыт 2

К раствору сульфата меди (II) приливаем раствор гидроксида натрия.

- Что наблюдаем? (*Выпадение осадка голубого цвета.*)

Опыт 3

К образовавшемуся осадку приливаем соляную кислоту.

- Что наблюдаем? (*Исчезновение осадка.*)

Опыт 4

Поджигаем смесь магния с серой (опыт осуществляется под тягой).

- Что наблюдаем? (*Выделение яркого света и теплоты.*)

Опыт 5

В пробирке, закрепленной в лабораторном штативе, расплавим нитрат калия. В расплав бросим кусочек угля.

- Что наблюдаем? (*Уголь раскаляется и горит ярким пламенем. Выделяется углекислый газ. Горящая лучина при внесении ее в пробирку затухает.*)
- О чем это говорит? (*Углекислый газ не поддерживает горение. Известковая вода мутнеет от действия углекислого газа.*)

Опыт 6

Поджигаем в ложечке для сжигания веществ порошок металла магния.

- Что наблюдаем? (*Яркую вспышку – выделение света и огромного количества теплоты.*)

Все химические реакции, протекающие с выделением света и теплоты, называются *реакциями горения*, например горение магния, угля, свечи, жидкого топлива.

Химические реакции, протекающие с выделением теплоты, называются *экзотермическими*.

Опыт 7

К металлу магнию приливам соляную кислоту.

– Какой признак химической реакции наблюдаем? (*Выделение газа. Это водород.*)

(Одному из учащихся учитель предлагает потрогать пробирку.)

– Что ощущаем? (*Пробирка стала очень горячей, то есть и эта реакция является экзотермической, но не реакцией горения.*)

Существуют химические реакции, которые сопровождаются поглощением теплоты, например разложение нитрата калия.

Обратите внимание на рис. 91 (с. 137). К сожалению, этот эксперимент показать невозможно. Соединения ртути опасны для здоровья, да и образовавшаяся в результате реакции ртуть — ядовитое вещество. В лаборатории таких соединений нет.

Химические реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются *эндотермическими*.

– Некоторые химические реакции, которые мы наблюдали на уроке, протекали при обычных условиях. Назовите эти реакции. (*Например, образование голубого осадка и его исчезновение, помутнение известковой воды.*)

– Для других реакций требовалось изменить условия. Какие условия использовались при взаимодействии магния и серы? (*Магний и сера были взяты в раздробленном виде, и реакция шла при нагревании.*)

При измельчении увеличивается поверхность соприкосновения реагирующих веществ. Температура увеличивает скорость движения частиц (атомы, ионы, молекулы), и вероятность их столкновения возрастает.

Некоторые реакции проходят под действием света или электрического тока.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики с помощью учителя устно выполняют упражнения № 1, 4, 6 из учебника (с. 138).)

Ответы

№ 1. Наблюдается изменение цвета — признак химической реакции.

№ 4. Магний — металл. При обычных условиях он не горит. Видимо, здесь имеются в виду непрерывные вспышки света, которые возникают при горении магния.

№ 6. Вода не поддерживает горение, но она по плотности тяжелее нефтепродукта. При заливании водой горящий нефте-

продукт всплывает и продолжает гореть. Горящие нефтепродукты следует засыпать песком, заливать пеной, закрывать плотной негорящей тканью.

V. Подведение итогов урока

1. Выпадение и исчезновение осадка, изменение цвета, выделение газа, выделение света, выделение и поглощение теплоты — признаки химических реакций.
2. Реакции горения сопровождаются выделением света и тепла.
3. Экзотермические реакции — реакции, сопровождающиеся выделением теплоты.
4. Эндотермические реакции — реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты.
5. Условия протекания химических реакций: измельчение твердых веществ, нагревание, электрический ток, выделение тепла.

Домашнее задание

1. § 26, выполнить задания № 2 (домашний эксперимент), 3 (с. 139).
2. Подготовиться к практической работе «Наблюдение за горящей свечой» (с. 180–181).
3. Выполнить эксперименты исследовательского характера.
 - а) Положить кусочек парафина в металлическую кружку, а ее, в свою очередь, поместить в кастрюлю с горячей водой. Что наблюдаете? Охладить кружку с расплавленным парафином на подставке. Какое явление наблюдаете? Дайте его определение.
 - б) Железный гвоздь наполовину опустить в стакан с раствором соли. Что наблюдаете? Какое это явление? Дайте его определение.

Урок 37. Практическая работа № 4. Наблюдение за горящей свечой

Цели: научить применять метод наблюдения; закрепить умения и навыки работы с лабораторным оборудованием; сформировать представление о существенных отличиях физических явлений от химических, зависимости реакций от условий проведения, качественном определении продуктов реакции; научить осуществлять химический эксперимент, соблюдая правила ТБ и ОТ, описывать наблюдения и делать соответствующие выводы.

Оборудование: наборы с раздаточными материалами: парафиновой свечой, водой, известковой водой, стеклянной пластиной, изогнутой стеклянной трубкой, химическими стаканами на 100 мл, 500 мл, 1000 мл, резиновой грушей, держателем для пробирок, сухой пробиркой; инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

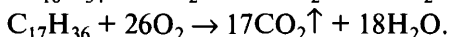
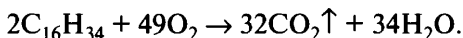
(Учитель инструктирует учащихся по проведению работы. Ученики заполняют тетради «Инструктаж по ТБ и ОТ».)

II. Работа по теме урока

Практическая работа (учебник, с. 180–181)

(Ученики под руководством учителя в парах выполняют практическую работу и оформляют ее в виде таблицы (см. с. 195).

Реакцию горения парафина учащиеся составляют вместе с учителем.)



(**Обобщения и выводы:** учащиеся научились применять метод наблюдения, выполняя химические эксперименты, подтверждающие физические и химические явления. Экспериментально осуществляли условия протекания химических реакций. Известковой водой определили углекислый газ (это качественная реакция). Экспериментальным путем получили сажу и воду. Закрепили умения и навыки осуществления химического эксперимента с соблюдением правил ТБ и ОТ.)

Домашнее задание

1. Оформить практическую работу.
2. Подготовиться к практической работе «Признаки химических реакций» (с. 183–184).

Урок 38. Практическая работа № 5. Признаки химических реакций и условия их протекания

Цели: усовершенствовать практические умения и навыки выполнения химического эксперимента с соблюдением правил ТБ и ОТ (работа со спиртовкой, нагревание вещества в открытом пламени); научить экспериментально осуществлять разложение малахита, отмечая признаки химической реакции и условия ее протекания, описывать наблюдения и делать соответствующие выводы.

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
1. Описать физические явления, наблюдаемые при горении свечи	Соблюдая правила ТБ и ОТ, зажг свечу	Парафин начал плавиться	Плавление парафина — физическое явление
	Взял изогнутую стеклянную палочку тигельными щипцами, один ее конец внес в среднюю часть пламени, а другой опустил в стакан с водой	Через трубку выходят газы — пары парафина	Образование паров парафина — физическое явление
2. Экспериментально обнаружить продукты горения	Соблюдая правила ТБ и ОТ, зажг свечу	Парафин начал плавиться	Плавление парафина — физическое явление
а) сажу	В зону темного конуса горячей свечи внес стеклянную пластинку (или пустой коробок спичек)	На поверхности стеклянной пластинки видна копоть — это сажа	Сажа — продукт неполного окисления парафина, это химическое явление
б) воду	Сухую пробирку закрепил в держателе для пробирок и поместил над пламенем	Пробирка запотела	На стенках пробирки скапливается вода, идет конденсация паров воды, это физическое явление; вода — продукт полного горения парафина, это химическое явление
в) углекислый газ	В эту же пробирку быстро налил известковую воду	Наблюдается помутнение известковой воды	Известковая вода мутнеет при взаимодействии с углекислым газом — это химическое явление. В пробирке собрался углекислый газ — продукт полного сгорания парафина, это химическое явление
3. Опытным путем изучить			
а) влияние воздуха на горение свечи (осуществляет учитель)	Соблюдая правила ТБ и ОТ, зажг свечу	Парафин начал плавиться. Пламя свечи темно-желтое, светящееся, слегка коптящее	Недостаточное количество кислорода для полного сгорания парафина
б) влияние дополнительного количества воздуха на горение парафина	1. Вставил в резиновую грушу стеклянную трубку с оттянутым концом и, сжимая грушу, продул в пламя горящей свечи воздух. 2. Поместил горящие свечи под химические стаканы разных объемов — 500 мл и 1000 мл	1. Пламя свечи стало намного ярче. 2. Свеча, накрытая стаканом объемом 1000 мл, горит дольше той свечи, которая накрыта стаканом объемом 500 мл	1. Наблюдается усиленное сгорание паров парафина, так как увеличено количество кислорода. 2. В стакане с большим объемом — больше объем воздуха, соответственно, и кислорода, а это усиливает горение свечи

Оборудование: лабораторный штатив, пробирки, спиртовка, газоотводная трубка, малахит, известковая вода (для разложения малахита); наборы с раздаточными материалами согласно заданиям практической работы № 4: медной проволокой, серной кислотой, мрамором, соляной кислотой, хлоридом железа (III), роданидом калия, карбонатом калия, хлоридом кальция; инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

(Учитель инструктирует учащихся по проведению работы. Ученики заполняют тетради «Инструктаж по ТБ и ОТ».)

II. Работа по теме урока

Практическая работа (учебник, с. 183–184)

(Учащиеся самостоятельно проводят практическую работу и оформляют ее в виде таблицы (см. с. 197–198).)

Обобщения и выводы: учащиеся научились применять метод наблюдения, выполняя химические эксперименты, подтверждающие физические и химические явления. Экспериментальным путем исследовали условия протекания химических реакций. Известковой водой определяли углекислый газ — это качественная реакция. Закрепили умения осуществлять химические эксперименты, соблюдая правила ТБ и ОТ.)

Домашнее задание

1. Повторить § 26, выполнить задание № 5 (устно) (с. 139).
2. Подготовить сообщение о М.В. Ломоносове и открытии им закона сохранения массы веществ.

Урок 39. Химические уравнения. Закон сохранения массы веществ

Цели: сформировать знания о законе сохранения массы веществ и применении его для написания уравнений химических реакций, об алгоритме составления химического уравнения — правиле подбора коэффициентов; научить составлять уравнения химических реакций.

Оборудование: трубка Оствальда — прибор для демонстрации закона сохранения веществ; лабораторные весы, разновесы; гидроксид натрия, соляная кислота, индикатор фенолфталеин, сульфат меди (II), карбонат натрия.

Первая часть

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
1. Собрать прибор, состоящий из лабораторного штатива с лапкой, газоотводной трубки, сухой пробирки с малахитом. Приготовить спиртовку к работе	Собрал лабораторный штатив с лапкой. В сухую пробирку насыпал малахит, закрепил ее в лапке штатива и закрыл пробкой с газоотводной трубкой. Прибор проверил на герметичность. Выпустил пары спирта из резервуара, приподняв фитиль с диском, закрыл отверстие диском, обжал фитиль, поместил спиртовку на подставку строго под пробиркой	(Выполнить рисунок прибора.) Малахит — $(\text{CuOH})_2\text{CO}_2$ — основная соль меди изумрудно-зеленого цвета	Стенки пробирки с малахитом сухие (до эксперимента)
2. Приготовить пробирку с известковой водой	В чистую пробирку налил свежеприготовленную известковую воду и поместил ее в штатив для пробирок		Известковая вода прозрачная (до эксперимента)
3. Осуществить эксперимент. Отметить все признаки химической реакции разложения малахита, условия протекания реакции	Прогрел пробирку с малахитом, а затем внес газоотводную трубку в пробирку с известковой водой, продолжая нагревать пробирку с малахитом	При нагревании малахита наблюдал появление капелек воды на стенках пробирки; изменение цвета с изумрудно-зеленого до черного; помутнение известковой воды	В результате нагревания малахита происходит химическая реакция с соответствующими признаками: выделением газа и изменением цвета. Помутнение известковой воды, выпадение белого осадка — это качественное определение углекислого газа. Условия протекания реакции разложения малахита: малахит должен быть измельченным, реакция разложения идет при нагревании

Вторая часть

(См. в учебнике практическую работу № 4, с. 183—184.)

Опыт	Что делал	Что наблюдал	Выводы
1. Прокаливание медной проволоки и взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой	В пламени спиртовки прокалил медную проволоку	Медная проволока покрылась черным налетом	Это химическое явление, признак — изменение цвета. Условие проведения реакции — нагревание
	Счистил черный налет оксида меди, поместил в пробирку и прилил серную кислоту. Слегка нагрел пробирку	Наблюдал изменение цвета раствора — он приобретает голубой цвет; раствор прозрачный	Это химическое явление, признак — изменение цвета. Условие проведения реакции — нагревание
2. Взаимодействие мрамора с кислотой	В пробирку поместил кусочек мрамора и прилил соляную кислоту	Наблюдал выделение газа, раствор постепенно становится прозрачным	Это химическое явление, признак — выделение газа. Условие проведения реакции обычные
3. Взаимодействие хлорида железа (III) с роданидом калия	В пробирку налил хлорид железа (III) и добавил 1—2 капли роданида калия	Наблюдал образование кроваво-красного раствора нового вещества	Это химическое явление, признак — изменение цвета. Условие проведения реакции обычные, вещества взяты в растворенном виде
4. Взаимодействие карбоната натрия с хлоридом кальция	В пробирку налил карбонат натрия и добавил хлорид кальция	Наблюдал выделение газа, раствор прозрачный	Это химическое явление, признак — выделение газа. Условие проведения реакции обычные

Ход урока

I. Организационный момент

II. Изучение нового материала

План

1. Закон сохранения массы веществ.
2. Уравнения химических реакций.

(Приступая к изложению нового материала, учитель проводит эксперимент.)

1. В одно колено трубки Оствальда нальем раствор карбоната натрия, а в другое — раствор соляной кислоты.
2. Взвесим трубку Оствальда с растворами кислоты и соли.
3. Аккуратно перельем кислоту из одного колена в другое колено с раствором соли.
— Что наблюдаем? (*Произошла химическая реакция, наблюдается выделение газа.*)
4. Вновь взвесим трубку Оствальда с раствором, образовавшимся в результате реакции.
— Масса трубки Оствальда с растворами веществ до реакции и масса после оказались разными. Почему? (*Трубка Оствальда не была закрыта пробкой, и в момент сливания растворов кислоты и соли образовавшийся газ в результате реакции выделился в атмосферу, масса уменьшилась на массу улетучившегося газа.*)

Если повторить эксперимент, но при закрытой трубке Оствальда, массы будут одинаковы.

Для убедительности учитель проводит эксперименты с растворами гидроксида натрия и соляной кислоты и растворами сульфата меди (II) и гидроксида натрия.

(Ученики читают второй абзац в учебнике на с. 141.)

В 1748 г. М.В. Ломоносов открыл закон *сохранения массы веществ*: масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате ее.

Почему же массы веществ до реакции и после одинаковы? Суть любой химической реакции заключается в превращении одних веществ в другие. Идет образование новых соединений из атомов, составляющих вступившие в реакцию вещества. То есть атомы не исчезают, они лишь участвуют в образовании новых соединений.

Закон сохранения массы веществ дает возможность решения расчетных задач.

Пример

При разложении нитрата меди (II) образовалось 1,6 г оксида меди (II), 1,84 г оксида азота (IV) и 0,32 г кислорода. Какова масса разложившегося нитрата меди (II)?

Решение

По закону сохранения массы веществ масса разложившегося нитрата меди (II) должна быть равна сумме масс оксида меди (II), оксида азота (IV) и кислорода.

$$m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 1,6 \text{ г} + 1,84 \text{ г} + 0,32 \text{ г} = 3,76 \text{ г}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 3,76 \text{ г}.$$

Закон сохранения массы веществ дает возможность составления уравнений химических реакций.

Химическое уравнение — это условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков.

Характеристика уравнения

1. Химическое уравнение имеет левую часть, где записываются формулы исходных продуктов реакции, и правую часть, где записываются формулы конечных продуктов реакции.
2. Между формулами исходных продуктов реакции, а также между формулами конечных продуктов реакции ставится знак «+».
3. Между левой и правой частями уравнения ставится стрелка.

Составим, к примеру, химическое уравнение взаимодействия водорода и кислорода с образованием воды.

Формулы исходных продуктов реакции — водород H_2 и кислород O_2 — записываются в левой части уравнения, до стрелки: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$.

Конечным продуктом реакции является вода H_2O , ее формула записывается в правой части уравнения реакции, после стрелки: $\rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

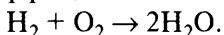
Соответственно, уравнение химической реакции между водородом и кислородом выглядит так: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

Одинаковы ли массы веществ до и после реакции? Для начала сравним количество атомов водорода и атомов кислорода до реакции, в левой части уравнения, и после реакции, в правой части уравнения реакции, — оно неодинаково. В левой части уравнения два атома кислорода, а в правой — один. Поэтому и массы веществ разные.

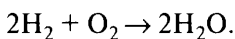
(Учитель обращает внимание учеников на рис. 95 (с. 142) и рис. 96 (с. 143).)

Чтобы закон сохранения массы веществ соблюдался, необходимо уравнивать количество атомов водорода в левой и правой частях уравнения. Для этого необходимо использовать коэффициенты, которые ставят перед молекулами веществ.

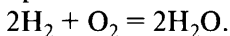
Рассуждаем: в левой части уравнения два атома водорода, в правой части — тоже два атома водорода. В левой части уравнения два атома кислорода, а в правой части — один атом кислорода, перед молекулой воды в правой части уравнения ставим коэффициент 2:



Вновь сравниваем количество атомов водорода: в левой части уравнения два атома водорода, а в правой части их стало четыре. Перед молекулой водорода в левой части также ставим коэффициент 2:



Уравняв левую и правую части уравнения, ставим между ними знак равенства:



Алгоритм составления уравнения химической реакции

1. Вначале сравниваем количество атомов (ионов) всех элементов, кроме водорода и кислорода.
2. Как правило, предпоследним действием является сравнение количества атомов водорода в левой и правой частях уравнения.
3. В последний момент сравниваем количество атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Коэффициент 1 перед формулой не пишется, также не пишется коэффициент дробный, например 1,5 или 2,5, так как коэффициент показывает не только количество молей вещества, но и количество молекул, а оно не может равняться двум с половиной и т. д.

Если в результате реакции выделяется газ, в правой части уравнения ставим знак \uparrow , если в результате реакции образуется осадок, в правой части уравнения ставим знак \downarrow .

III. Закрепление изученного материала

(Ученики под руководством учителя выполняют задания № 1 (а), 2 (б, г, ж), 3 (а, б) из учебника (с. 145).)

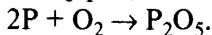
Ответы

№ 1а. Карбонат кальция CaCO_3 , оксид кальция CaO , оксид углерода (IV) (углекислый газ) CO_2 .

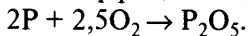
$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$. Эндотермическая реакция.

№ 2.

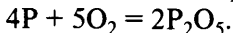
б) 1. В левой части уравнения один атом фосфора, а в правой части — два, перед атомом фосфора в левой части уравнения ставим коэффициент 2:



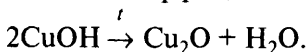
2. В левой части уравнения два атома кислорода, а в правой части — пять, перед кислородом в левой части уравнения должен стоять коэффициент 2,5 (5 : 2):



3. Удваиваем коэффициенты и получаем уравнение реакции:



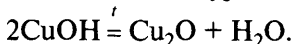
г) 1. В левой части уравнения один атом меди, а в правой части — два, перед формулой CuOH в левой части уравнения реакции ставим коэффициент 2:



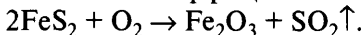
2. В левой и правой частях уравнения по два атома водорода, коэффициенты поставлены правильно.

3. В левой и правой частях уравнения по два атома кислорода, коэффициенты поставлены правильно.

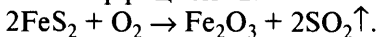
Окончательное уравнение реакции:



ж) 1. В левой части уравнения реакции один атом железа, а в правой части — два, перед молекулой FeS₂ в левой части уравнения ставим коэффициент 2:

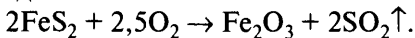


2. В левой части уравнения реакции два атома серы, а в правой части — один, перед молекулой SO₂ в правой части уравнения ставим коэффициент 2:

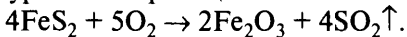
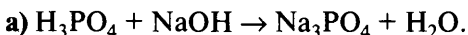


3. Сравниваем количество атомов кислорода. В левой части уравнения два атома кислорода, а в правой части — пять (3 + 2).

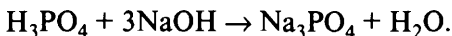
Коэффициент 2,5 ставим в левой части уравнения перед кислородом:



Затем везде удваиваем коэффициенты и получаем окончательное уравнение реакции:

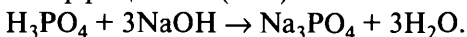
**№ 3.**

1. Сравниваем количество ионов натрия в левой и правой частях уравнения реакции. Перед гидроксидом натрия в левой части уравнения ставим коэффициент 3:



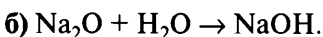
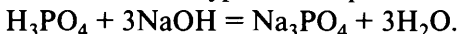
2. Сравниваем количество ионов кислотного остатка $(\text{PO}_4)^{3-}$ в обеих частях уравнения: оно одинаково.

3. В левой части уравнения шесть атомов водорода, а в правой части — два. Перед водой в правой части уравнения реакции ставим коэффициент 3 (6 : 2):

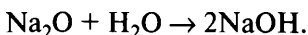


4. В левой части уравнения семь атомов кислорода (4 + 3), в правой части — тоже семь (4 + 3), коэффициенты поставлены правильно.

Окончательное уравнение реакции:



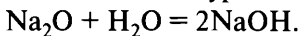
1. Сравниваем количество ионов натрия в левой и правой частях уравнения: в левой части два иона, в правой — один. Перед гидроксидом натрия в правой части уравнения ставим коэффициент 2:



2. Сравниваем количество атомов водорода в левой и правой частях уравнения: в левой части два атома, в правой — тоже два, коэффициенты поставлены правильно.

3. Сравниваем количество атомов кислорода в левой и правой частях уравнения. В левой части два атома (1 + 1 = 2), в правой — тоже два, коэффициенты поставлены правильно.

Окончательное уравнение реакции:



Задача

При разложении 44,4 г малахита образовались 32 г оксида меди, 3,6 г воды и углекислый газ. Какова масса выделившегося углекислого газа?

Решение

По закону сохранения массы веществ масса разложившегося малахита должна быть равна сумме масс оксида меди (II), воды и углекислого газа.

$$44,4 \text{ г} = 32 \text{ г} + 3,6 \text{ г} + m(\text{CO}_2).$$

$$m(\text{CO}_2) = 44,4 \text{ г} - (32 \text{ г} + 3,6 \text{ г}) = 8,8 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{CO}_2) = 8,8 \text{ г}.$

IV. Подведение итогов урока

1. Химическое уравнение — это условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков.

2. Закон сохранения массы веществ дает возможность составления уравнений химических реакций.
3. При составлении уравнения химической реакции необходимо помнить о законе сохранения массы веществ, открытом М.В. Ломоносовым.

Домашнее задание

§ 27, выполнить задания № 1 (б), 2 (а, в, д, е), 3 (в, г) (с. 145).

Урок 40. Расчеты по химическим уравнениям

Цели: закрепить знание единиц важнейших величин, умения и навыки составления уравнений химических реакций; научить решать расчетные задачи по уравнениям реакций: находить количество вещества, массу и объем продуктов реакции по количеству вещества, объему и массе исходных веществ.

Оборудование: справочные таблицы, карточки с заданиями.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 16 (с. 145).

Оксид фосфора (V) – P_2O_5 , вода – H_2O .

Окончательное уравнение реакции:

$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$. Экзотермическая реакция.

№ 2 (с. 145).

а) $CuCl_2 + Al \rightarrow AlCl_3 + Cu$.

Окончательное уравнение реакции:

$3CuCl_2 + 2Al = 2AlCl_3 + 3Cu$.

в) $Fe_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + Fe(OH)_3 \downarrow$.

Окончательное уравнение реакции:

$Fe_2(SO_4)_3 + 6KOH = 3K_2SO_4 + 2Fe(OH)_3 \downarrow$.

д) $CS_2 + O_2 \rightarrow CO_2 \uparrow + SO_2 \uparrow$.

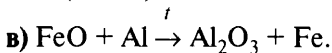
Окончательное уравнение реакции:

$CS_2 + 3O_2 = CO_2 \uparrow + 2SO_2 \uparrow$.

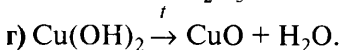
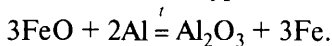
е) $C_2H_2 + O_2 \rightarrow CO_2 \uparrow + H_2O$.

Окончательное уравнение реакции:

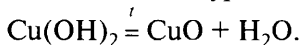
$2C_2H_2 + 5O_2 = 4CO_2 \uparrow + 2H_2O$.

№ 3 (с. 145).

Окончательное уравнение реакции:



Окончательное уравнение реакции:

**2. Письменный опрос**

(См. КИМы, самостоятельная работа 16, с. 68–69.)

III. Работа по теме урока

По химическому уравнению можно рассчитать массу, объем и количество реагирующих и образующихся веществ. Для вычислений необходимо определиться с единицами измерения массы, объема и количества вещества.

(Учитель обращает внимание учеников на табл. 7 «Соотношение некоторых единиц физико-химических величин» (с. 146).)

Для решения расчетной задачи по уравнениям реакций следует воспользоваться следующим **алгоритмом**:

1. Прочитать текст задачи.
2. Составить уравнение реакции.
3. Подчеркнуть формулы веществ, о которых идет речь в условии задачи: одной чертой — вещества, значения которого известны в условии, двумя чертами — вещества, для которого требуются вычисления.
4. Над подчеркнутыми формулами веществ записать исходные данные. Под подчеркнутыми формулами записать количество вещества согласно коэффициентам уравнения.
5. Вычислить молярную массу и количество вещества, значения которого известны.
6. Составить пропорцию и решить ее — вычислить количество вещества с неизвестными значениями.
7. Вычислить молярную массу определяемого вещества и его массу по формуле: $m = M \cdot \nu$.
8. Записать ответ.

Задача 1

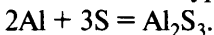
Вычислите количество вещества и массу сульфида алюминия, полученного при взаимодействии 2,7 г алюминия с серой.

Дано: $m(\text{Al}) = 2,7 \text{ г}$.

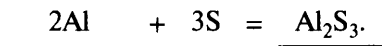
Найти: $v(\text{Al}_2\text{S}_3) = ?$; $m(\text{Al}_2\text{S}_3) = ?$

Решение

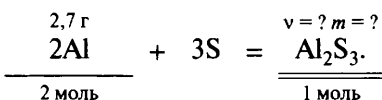
1. Составляем уравнение реакции:



2. Подчеркиваем формулы алюминия и сульфида алюминия, о которых идет речь в условии задачи: одной чертой — алюминия, значения которого известны в условии, двумя чертами — сульфида алюминия, для которого требуются вычисления.



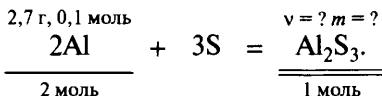
3. Над подчеркнутыми формулами веществ записываем исходные данные. Под подчеркнутыми формулами записываем количество вещества согласно коэффициентам уравнения.



4. Вычисляем молярную массу и количество вещества алюминия.

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}.$$

$$v(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{2,7 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$



5. Составляем пропорцию и решаем ее — вычисляем количество вещества сульфида алюминия.

$$\frac{0,1}{2} = \frac{v(\text{Al}_2\text{S}_3)}{1}; v(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,05 \text{ моль}.$$

6. Вычисляем молярную массу сульфида алюминия и его массу.

$$M(\text{Al}_2\text{S}_3) = 27 \cdot 2 + 32 \cdot 3 = 150 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{Al}_2\text{S}_3) = M(\text{Al}_2\text{S}_3) \cdot v(\text{Al}_2\text{S}_3) = 150 \text{ г/моль} \cdot 0,05 \text{ моль} = 7,5 \text{ г}.$$

$$\text{Ответ: } v(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,05 \text{ моль}; m(\text{Al}_2\text{S}_3) = 7,5 \text{ г}.$$

Задача 2

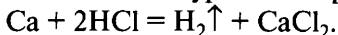
Вычислите массу и объем водорода (н. у.), выделившегося при взаимодействии 4 г кальция с соляной кислотой.

$$\text{Дано: } m(\text{Ca}) = 4 \text{ г}.$$

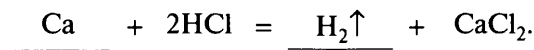
$$\text{Найти: } V(\text{H}_2) = ?; m(\text{H}_2) = ?$$

Решение

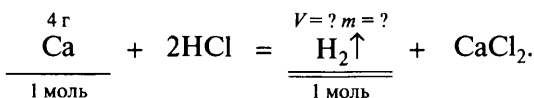
1. Составляем уравнение реакции:



2. Подчеркиваем формулы кальция и водорода, о которых идет речь в условии задачи: одной чертой — кальция, значения которого известны в условии, двумя чертами — водорода, для которого требуются вычисления.



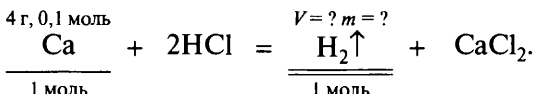
3. Над подчеркнутыми веществами записываем исходные данные. Под подчеркнутыми формулами записываем количество вещества согласно коэффициентам уравнения.



4. Вычисляем молярную массу и количество вещества кальция.

$$M(\text{Ca}) = 40 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{Ca}) = \frac{m(\text{Ca})}{M(\text{Ca})} = \frac{4 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$



5. Составляем пропорцию и решаем ее — вычисляем количество вещества водорода.

$$\frac{0,1}{1} = \frac{\nu(\text{H}_2)}{1}; \nu(\text{H}_2) = 0,1 \text{ моль}.$$

6. Вычисляем молярную массу, объем и массу водорода.

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}; V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 2,24 \text{ л}.$$

$$m(\text{H}_2) = M(\text{H}_2) \cdot \nu(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,2 \text{ г}.$$

$$\text{Ответ: } V(\text{H}_2) = 2,24 \text{ л}; m(\text{H}_2) = 0,2 \text{ г}.$$

IV. Закрепление изученного материала

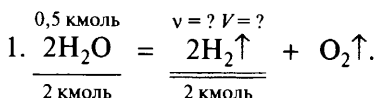
(Ученики самостоятельно решают задачи, используя приведенный выше алгоритм.)

Задача 1

Какое количество вещества и какой объем водорода могут быть получены при разложении 0,5 кмоль воды? Схема уравнения реакции: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{O}_2$.

$$\text{Дано: } \nu(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ кмоль}.$$

$$\text{Найти: } \nu(\text{H}_2) = ?; V(\text{H}_2) = ?$$

Решение

$$2. \frac{0,5}{2} = \frac{v(\text{H}_2)}{2}; v(\text{H}_2) = 0,5 \text{ кмоль}.$$

$$3. V_m = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}.$$

$$V(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,5 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 11,2 \text{ м}^3.$$

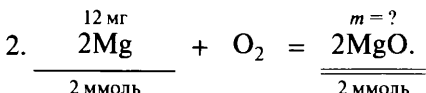
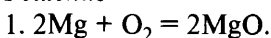
$$\text{Ответ: } v(\text{H}_2) = 0,5 \text{ кмоль}; V(\text{H}_2) = 11,2 \text{ м}^3.$$

Задача 2

Вычислите массу оксида магния, который получится при взаимодействии магния массой 12 мг с кислородом.

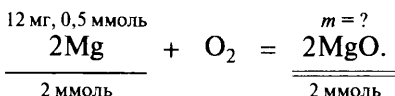
$$\text{Дано: } m(\text{Mg}) = 12 \text{ мг}.$$

$$\text{Найти: } m(\text{MgO}) = ?$$

Решение

$$3. M(\text{Mg}) = 24 \text{ мг/моль}.$$

$$v(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{12 \text{ мг}}{24 \text{ мг/ммоль}} = 0,5 \text{ ммоль}.$$



$$4. \frac{0,5}{2} = \frac{v(\text{MgO})}{2}; v(\text{MgO}) = 0,5 \text{ ммоль}.$$

$$5. M(\text{MgO}) = 40 \text{ мг/ммоль}.$$

$$m(\text{MgO}) = M(\text{MgO}) \cdot v(\text{MgO}) = 40 \text{ мг/ммоль} \cdot 0,5 \text{ ммоль} = 20 \text{ мг}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{MgO}) = 20 \text{ мг}.$$

V. Подведение итогов урока

1. Чтобы решать расчетные задачи по уравнениям реакций, следует помнить соотношение некоторых единиц измерения физико-химических величин.
2. Для решения расчетных задач по уравнениям реакций следует воспользоваться алгоритмом, приведенным на уроке.

Домашнее задание

§ 28 (с. 146–148), выполнить задания № 3, 4 (с. 150).

Урок 41. Решение расчетных задач по уравнениям химических реакций с использованием понятий «примеси», «массовая доля растворенного вещества»

Цели: закрепить знания, умения и навыки решения расчетных задач по уравнениям реакций и сформировать умения и навыки решения расчетных задач по уравнениям реакций с понятиями *примеси* и *массовая доля растворенного вещества*; научить находить количество вещества, массу и объем продуктов реакции по количеству вещества, объему и массе исходных веществ.

Оборудование: карточки с заданиями; справочные таблицы, алгоритм решения расчетных задач по уравнениям реакций с использованием понятий *примеси* и *массовая доля растворенного вещества*.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Проверка домашнего задания

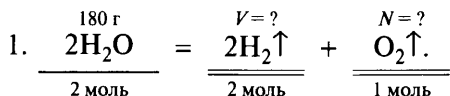
Ответы

№ 3 (с. 150).

Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 180 \text{ г}$.

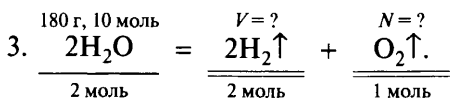
Найти: $N(\text{O}_2) = ?$; $V(\text{H}_2) = ?$

Решение



2. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.

$$v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{180 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 10 \text{ моль}.$$



$$4. \quad \frac{10}{2} = \frac{v(\text{H}_2)}{2}; v(\text{H}_2) = 10 \text{ моль}.$$

$$V(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) \cdot V_{\text{м}} = 10 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 224 \text{ л}.$$

$$5. \quad \frac{10}{2} = \frac{v(\text{O}_2)}{1}; v(\text{O}_2) = 5 \text{ моль}.$$

6. $N_A = 6 \cdot 10^{23}$ молекул/моль.

$N(O_2) = \nu(O_2) \cdot N_A = 5 \text{ моль} \times 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 30 \cdot 10^{23}$,
или $3 \cdot 10^{24}$ молекул.

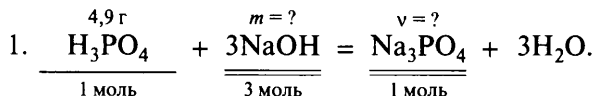
Ответ: $N(O_2) = 3 \cdot 10^{24}$ молекул; $V(H_2) = 224 \text{ л}$.

№ 4 (с. 150).

Дано: $m(H_3PO_4) = 4,9 \text{ г}$.

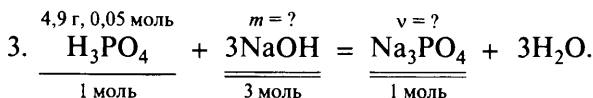
Найти: $m(NaOH) = ?$; $\nu(NaOH) = ?$

Решение



2. $M(H_3PO_4) = 98 \text{ г/моль}$.

$$\nu(H_3PO_4) = \frac{m(H_3PO_4)}{M(H_3PO_4)} = \frac{4,9 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}.$$



$$4. \quad \frac{0,05}{1} = \frac{\nu(NaOH)}{3}; \nu(NaOH) = 0,15 \text{ моль}.$$

5. $M(NaOH) = 40 \text{ г/моль}$.

$$m(NaOH) = \nu(NaOH) \cdot M(NaOH) = 0,15 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 6 \text{ г}.$$

$$6. \quad \frac{0,05}{1} = \frac{\nu(Na_3PO_4)}{1}; \nu(Na_3PO_4) = 0,05 \text{ моль}.$$

Ответ: $m(NaOH) = 6 \text{ г}$; $\nu(Na_3PO_4) = 0,05 \text{ моль}$.

III. Изучение нового материала

План

1. Понятия *примеси*, *массовая доля растворенного вещества*.
2. Решение расчетных задач по уравнениям реакций с использованием понятий *примеси* и *массовая доля растворенного вещества*.

В условиях задач могут быть данные о содержании в веществе определенного процента *примеси*. Решать подобные расчетные задачи следует с помощью известного алгоритма, только вначале необходимо вычислить массу или объем чистого вещества с учетом примеси.

$$m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$W(\text{чистого в-ва}) = 100\% - W(\text{прим.}).$$

Эти значения используются при дальнейших вычислениях.

Иногда в условиях задач даются массы растворов веществ с определенной *массовой долей растворенного вещества*. Подоб-

ные задачи также решаются с помощью алгоритма, только вначале необходимо вычислить массу растворенного вещества.

$$m(\text{р. в.}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора})}{100\%}.$$

Составим **алгоритм** решения расчетных задач по уравнениям реакций с использованием понятий *примеси* и *массовая доля растворенного вещества*:

1. Прочитать текст задачи.
2. Составить уравнение реакции.
3. Подчеркнуть формулы веществ, о которых идет речь в условии задачи: одной чертой — вещества, значения которого известны в условии, двумя чертами — вещества, для которого требуются вычисления.
4. Над подчеркнутыми формулами записать исходные данные. Под подчеркнутыми формулами записать количество вещества согласно коэффициентам уравнения.
5. Если в условии задачи указаны примеси, то следует вычислить массу чистого вещества. Если в условии задачи предложены массы растворов веществ с определенной массовой долей растворенного вещества, то следует вычислить массу растворенного вещества.
6. Вычислить молярную массу и количество того вещества, значения которого известны.
7. Составить пропорцию и решить ее — вычислить количество вещества с неизвестными значениями.
8. Вычислить молярную массу определяемого вещества и массу по формуле: $m = M \cdot \nu$ — или объем по формуле: $V = \nu \cdot V_{\text{м.}}$
9. Записать ответ.

IV. Закрепление изученного материала

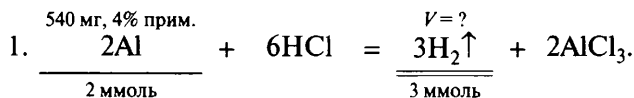
(Под руководством учителя ученики решают задачу № 1 из учебника (с. 150).)

№ 1.

Дано: $m(\text{Al}) = 540 \text{ мг}$, $W(\text{прим.}) = 4\%$.

Найти: $V(\text{H}_2) = ?$

Решение



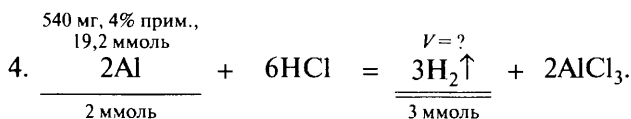
$$2. \quad W(\text{чистого в-ва}) = 100\% - W(\text{прим.}) = 100\% - 4\% = 96\%.$$

$$m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$m(\text{чистого Al}) = \frac{96\% \cdot 540 \text{ мг}}{100\%} = 518,4 \text{ мг.}$$

$$3. M(\text{Al}) = 27 \text{ мг/моль.}$$

$$\nu(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{518,4 \text{ мг}}{27 \text{ мг/ммоль}} = 19,2 \text{ ммоль.}$$



$$5. \frac{19,2}{2} = \frac{\nu(\text{H}_2)}{3}; \nu(\text{H}_2) = 28,8 \text{ ммоль.}$$

$$6. V_m = 22,4 \text{ мл/ммоль.}$$

$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m = 28,8 \text{ ммоль} \cdot 22,4 \text{ мл/ммоль} = 645,12 \text{ мл.}$$

$$\text{Ответ: } V(\text{H}_2) = 645,12 \text{ мл.}$$

Домашнее задание

§ 28 (с. 148–150), выполнить задания № 2, 5 (с. 150). (Ученики выполняют задание № 5 на отдельном листе и сдают учителю на проверку.)

Урок 42. Реакции разложения

Цели: сформировать представление о типах химических реакций; научить составлять уравнения реакций разложения, осуществлять реакции разложения с соблюдением правил ТБ и ОТ, описывать наблюдения и делать соответствующие выводы.

Основные понятия: реакции разложения, скорость химической реакции, катализаторы, ферменты.

Оборудование: прибор для получения газа, лучина, асбестовая сетка, пробирки, спиртовка, лабораторный штатив с лапкой; нитрат калия, уголь, перманганат калия, пероксид водорода, оксид марганца (IV), бихромат аммония; кусочек вареного и свежего мяса; инструкция по ТБ и ОТ.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Проверка домашнего задания

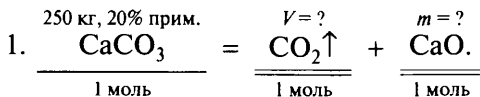
Ответ

№ 2 (с. 150).

Дано: $m(\text{CaCO}_3) = 250 \text{ кг}$, $W(\text{примеси}) = 20\%$.

Найти: $m(\text{CaO}) = ?$; $V(\text{CO}_2) = ?$

Решение



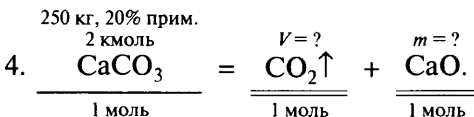
$$2. \quad W(\text{чистого в-ва}) = 100\% - W(\text{прим.}) = 100\% - 20\% = 80\%.$$

$$m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$m(\text{CaCO}_3) = \frac{80\% \cdot 250 \text{ кг}}{100\%} = 200 \text{ кг}.$$

$$3. \quad M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ кг/кмоль}.$$

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{200 \text{ кг}}{100 \text{ кг/кмоль}} = 2 \text{ кмоль}.$$



$$5. \quad \frac{2}{1} = \frac{\nu(\text{CO}_2)}{1}; \nu(\text{CO}_2) = 2 \text{ кмоль}.$$

$$6. \quad V_m = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}.$$

$$V(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \cdot V_m = 2 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 44,8 \text{ м}^3.$$

$$7. \quad \frac{2}{1} = \frac{\nu(\text{CaO})}{1}; \nu(\text{CaO}) = 2 \text{ кмоль}.$$

$$8. \quad M(\text{CaO}) = 56 \text{ кг/моль}.$$

$$m(\text{CaO}) = 2 \text{ кмоль} \cdot 56 \text{ кг/кмоль} = 112 \text{ кг}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{CaO}) = 112 \text{ кг}; V(\text{CO}_2) = 44,8 \text{ м}^3.$$

III. Изучение нового материала

План

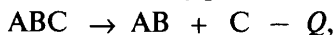
1. Типы химических реакций.
2. Реакции разложения.
3. Скорость химической реакции, катализаторы.

Все химические реакции классифицируются по определенным признакам.

По признаку поглощения и выделения теплоты химические реакции делятся на экзотермические — с выделением теплоты (+ Q), например горение топлива, и на эндотермические — с поглощением теплоты (– Q).

Ознакомимся с классификацией химических реакций по числу и составу исходных веществ и конечных продуктов реакции.

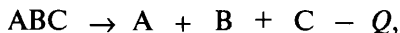
Составим схему реакции:



сложное
вещество



сложное
вещество



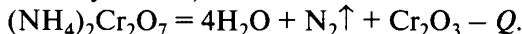
сложное
вещество

- Сколько веществ вступило в химическую реакцию? (*Одно.*)
- Какое это вещество по составу? (*Это сложное вещество.*)
- Какие вещества по составу образуются в результате такой реакции? (*В результате реакции могут образоваться и простые, и сложные вещества.*)

(Затем учитель проводит эксперименты. Уравнения химических реакций опыта I представлены на кодотранспаранте.)

Опыт 1. Разложение бихромата аммония

На асбестовую сетку насыпаем бихромат аммония – кристаллическое вещество ярко-оранжевого цвета. Аккуратно подносим к этому веществу горящую лучинку или спичку. Наблюдаем постепенное изменение цвета вещества до зеленого, эффект «работающего вулкана», выделение света и теплоты.



- Каков исходный продукт реакции, его состав? (*Исходный продукт реакции – бихромат аммония, это сложное вещество.*)
- Каковы конечные продукты реакции, их состав? (*Конечные продукты реакции: азот – это простое вещество, вода и оксид хрома (III) – сложные вещества.*)

Опыт 2. Разложение перманганата калия

В пробирку насыпаем перманганат калия и собираем прибор для получения и сбора газа.

(Учитель обращает внимание учеников на рис. 100 (с. 154), где показаны два способа сбора газа. В процессе проведения опыта учитель собирает выделяющийся кислород и методом вытеснения воды (кислород малорастворим в воде), и методом вытеснения воздуха (кислород тяжелее воздуха).)



- Каков исходный продукт реакции, его состав? (*Исходный продукт реакции – перманганат калия, это сложное вещество.*)

- Каковы конечные продукты реакции, их состав? (*Конечные продукты реакции: кислород — это простое вещество, оксид марганца (IV) и манганат калия — сложные вещества.*)
- Что общего во всех рассмотренных реакциях? (*В этих реакциях одно исходное вещество, и оно сложное. Все рассмотренные химические реакции относятся к реакциям разложения.*)

Реакции разложения — это такие реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуются два новых вещества или более (и простых, и сложных).

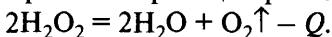
- Каковы условия проведения реакций? (*Все реакции были проведены при нагревании, вещества взяты в раздробленном виде.*)

Реакции разложения требуют постоянной подачи теплоты. Они относятся к эндотермическим реакциям.

Опыт 3. Разложение пероксида водорода

При нагревании пероксида водорода выделяется кислород, который вызывает возгорание тлеющей лучинки, внесенной в пробирку.

Уравнение реакции разложения пероксида водорода:



- Каков исходный продукт реакции, его состав? (*Исходный продукт реакции — пероксид водорода, это сложное вещество.*)
- Каковы конечные продукты реакции, их состав? (*Конечные продукты реакции: вода — это сложное вещество, кислород — простое.*)
- Каковы условия реакции? (*Нагревание.*)

(Учитель предлагает учащимся провести эксперимент разложения пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV).)

Лабораторный опыт 1. Разложение пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV)

В пробирку наливаем пероксид водорода и добавляем немного оксида марганца (IV).

- Что наблюдаем? (*Реакция идет очень быстро, без нагревания, то есть скорость реакции разложения пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV) увеличилась.*)

Что же такое скорость химической реакции? Это быстрота ее протекания, быстрота превращения одних веществ в другие.

Вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но у которых по ее окончании качественный и количественный состав остаются неизменными, называются *катализаторами*. В данном опыте катализатором является оксид марганца (IV).

В том, что катализатор остается неизменным, можно убедиться, выполнив следующие действия: вылить из пробирки воду — продукт реакции разложения пероксида водорода и к оставшемуся оксиду марганца (IV) прилить новую порцию пероксида водорода. Реакция протекает так же бурно. Катализаторы — основа химических производств неорганических и органических веществ, так как они увеличивают скорость химической реакции, выступают ускорителями всех реакций и в живом организме.

Катализаторы белковой природы называются *ферментами*.

Лабораторный опыт 2. Действие фермента каталазы на пероксид водорода

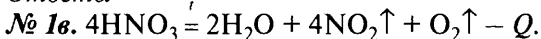
1. К кусочку свежего мяса приливаем пероксид водорода.
— Что наблюдаем? (*Бурное выделение кислорода. Разложение пероксида водорода ускоряется биологическим катализатором каталазой.*)
2. К кусочку вареного мяса приливаем пероксид водорода.
— Что наблюдаем? (*Не наблюдаем выделения кислорода. Биологический катализатор каталаза — вещество белкового происхождения — при варке мяса при высокой температуре денатурировал, нарушена его структура.*)

Катализаторы имеют значение в промышленности, в жизни природы и человека. Все реакции в живом организме на клеточном уровне возможны только в присутствии ферментов. Они входят в состав многих стиральных порошков, используются в изготовлении сыров, лекарств.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики под руководством учителя выполняют задания № 1 (в), 3, 4, 6 из учебника (с. 155–156).)

Ответы



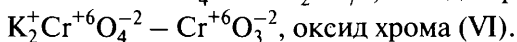
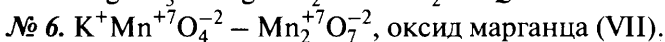
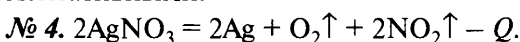
№ 3.

Экзотермические реакции — реакции, в результате которых выделяется теплота.

Эндотермические реакции — реакции, в результате которых поглощается теплота.

Реакции, протекающие с участием катализатора, называются каталитическими.

Реакции, протекающие с участием ферментов, называются ферментативными.



V. Подведение итогов урока

1. Химические реакции классифицируются по таким признакам, как выделение или поглощение теплоты в результате реакции, число и состав исходных веществ и конечных продуктов реакции, присутствие катализатора.
2. Реакции разложения — это такие реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуются два новых вещества или более.
3. Скорость химической реакции — это быстрота ее протекания, то есть быстрота превращения одних веществ в другие.
4. Условия протекания химической реакции — нагревание или охлаждение, измельчение, растворение веществ, использование катализаторов.
5. Ферменты — катализаторы белкового происхождения, биологические катализаторы.

Домашнее задание

§ 29, выполнить задания № 1 (а, б, г), 2, 5 (с. 155–156).

Урок 43. Реакции соединения

Цель: научить составлять уравнения реакций соединения, осуществлять реакции соединения с соблюдением правил ТБ и ОТ, записывать уравнения реакций на основе схем превращений, описывать наблюдения и делать соответствующие выводы.

Основные понятия: реакции соединения, обратимые и необратимые реакции, каталитические и некаталитические реакции.

Оборудование: прибор для получения газа, лучина, асбестовая сетка, спиртовка, ложечка для сжигания веществ, пробирки; нитрат калия, уголь, перманганат калия, сера, универсальный индикатор, оксид кальция, вода, фенолфталеин; инструкция по ТБ и ОТ.

Ход урока

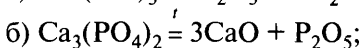
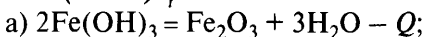
I. Организационный момент

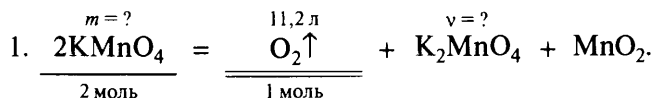
II. Актуализация знаний

Выборочная проверка домашнего задания

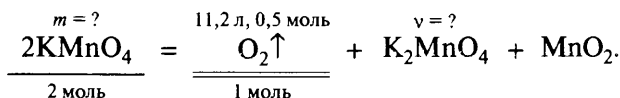
Ответы

№ 1 (с. 155).



№ 5 (с. 156).*Дано:* $V(\text{O}_2) = 11,2 \text{ л.}$ *Найти:* $m(\text{KMnO}_4) = ?$ *Решение*

$$2. \quad v(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{11,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$



$$3. \quad \frac{v(\text{KMnO}_4)}{2} = \frac{0,5}{1}; \quad v(\text{KMnO}_4) = 1 \text{ моль.}$$

$$4. \quad M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ г/моль.}$$

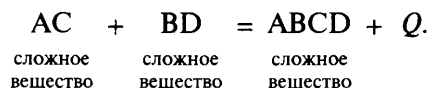
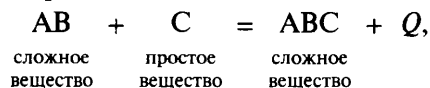
$$m(\text{KMnO}_4) = v(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4).$$

$$m(\text{KMnO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 158 \text{ г/моль} = 158 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ г.}$ **III. Изучение нового материала****План**

1. Реакции соединения.
2. Обратимость химических реакций.
3. Реакции каталитические и некаталитические.
4. Схемы превращений.

Составим схему и дадим определение реакции, обратной реакции разложения.



Реакции соединения — это реакции, в результате которых из одного или нескольких исходных веществ образуется одно сложное вещество.

Реакции соединения идут с выделением теплоты, иногда в начале реакции необходима подача теплоты. Реакции соединения относятся к экзотермическим.

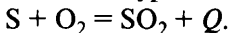
(Учитель проводит эксперименты.)

Опыт 1

В колбу с кислородом, полученным разложением перманганата калия, вносим ложечку с горящей серой.

– Что наблюдаем? (*Горение серы идет очень интенсивно, пламя яркое, синее.*)

Составим уравнение реакции соединения:



Исходные продукты реакции – сера и кислород, простые вещества.

Конечный продукт реакции – оксид серы (IV), сложное вещество.

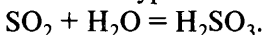
Опыт 2

В колбу с полученным оксидом серы (IV) приливаем воду, встряхиваем до образования прозрачного раствора и вносим универсальный индикатор.

– Что наблюдаем? (*При встряхивании колбы наблюдается взаимодействие оксида серы (IV) с водой, так как раствор становится прозрачным. При внесении в колбу универсального индикатора он приобретает розово-красный цвет.*)

– В растворах каких соединений универсальный индикатор приобретает розово-красный цвет? (*В растворах кислот.*)

Составим уравнение реакции соединения:



Исходные продукты реакции – оксид серы (IV), вода, сложные вещества.

Конечный продукт реакции – H_2SO_3 , сернистая кислота, сложное вещество.

Рассмотрим эти реакции, записав их в краткой форме:

$\text{S} \xrightarrow{1} \text{SO}_2 \xrightarrow{2} \text{H}_2\text{SO}_3$ – такая запись называется цепочкой перехода или схемой превращений.

Сколько стрелочек в схеме превращений, столько, как правило, и химических реакций. В данной схеме превращений две химические реакции. В уравнениях реакций обязательно указываются условия протекания химической реакции: нагревание (t), давление, катализатор.

Уравнение 1. $\text{S} \xrightarrow{1} \text{SO}_2$, $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{1} \text{SO}_2 + Q$.

Уравнение 2. $\text{SO}_2 \xrightarrow{2} \text{H}_2\text{SO}_3$, $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$.

(Учитель предлагает учащимся самим провести опыт.)

Лабораторный опыт. Взаимодействие оксида кальция с водой

К оксиду кальция приливаем воду. Потрогайте пробирку.

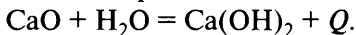
– Что ощущаете? (*Пробирка стала горячей. Эта реакция экзотермическая.*)

В полученный раствор добавим индикатор фенолфталеин.

– Что наблюдаем? (*Бесцветный раствор окрасился в малиновый цвет.*)

– В растворах каких веществ фенолфталеин приобретает малиновый цвет? (*В растворах щелочей.*)

Составим реакцию соединения:



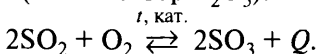
Исходные продукты реакции – оксид кальция, вода, сложные вещества.

Конечный продукт реакции – $\text{Ca}(\text{OH})_2$, гидроксид кальция, сложное вещество.

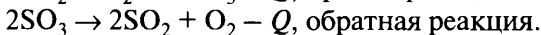
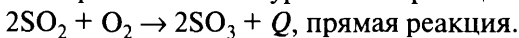
Все рассмотренные нами реакции осуществлялись без катализаторов, поэтому их называют *некаталитическими*. Эти реакции протекают в одном направлении – они *необратимые*.

Однако есть химические реакции, которые могут протекать одновременно в двух противоположных направлениях – прямом и обратном. Такие реакции называются *обратимыми*.

Реакция окисления оксида серы (IV) в оксид серы (VI) при производстве серной кислоты – обратимая реакция, каталитическая (катализатор V_2O_5):

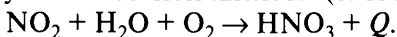


Знак обратимости \rightleftharpoons ставится вместо знака равенства между левой и правой частями уравнения реакции.



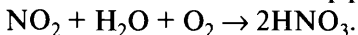
В реакциях соединения могут принимать участие и три вещества.

(Учитель обращает внимание учеников на уравнение реакции получения азотной кислоты (с. 158).)

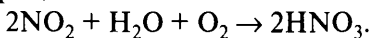


1. Сравниваем число атомов азота. В левой и правой частях уравнения по одному атому азота – уравнивать не надо.

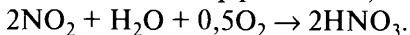
2. Сравниваем число атомов водорода. В левой части уравнения два атома водорода, а в правой части – один. Перед формулой азотной кислоты ставим коэффициент 2:



3. Если вновь сравнить атомы азота, то в правой части уравнения реакции их стало два, а в левой части остался один. Перед формулой оксида азота (IV) в левой части уравнения ставим коэффициент 2:

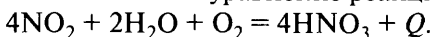


4. Сравниваем число атомов кислорода. В левой части уравнения реакции семь атомов кислорода ($4 + 1 + 2$), а в правой части — шесть, перед формулой кислорода в левой части уравнения реакции ставим коэффициент 0,5:



5. Перед формулами простых веществ можно оставлять дробный коэффициент, но желательно коэффициенты удвоить.

Окончательное уравнение реакции:



Итак, составим **план**, по которому можно охарактеризовать уравнение химической реакции:

- исходные и конечные продукты реакции, их число и состав (простые или сложные вещества);
- тип реакции;
- направление реакции;
- наличие катализатора;
- выделение или поглощение теплоты.

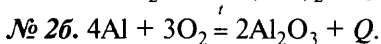
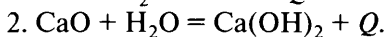
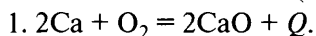
Дадим характеристику уравнения реакции $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + Q$.

- Исходные продукты реакции: CaO — оксид кальция, сложное вещество, 1 моль; H_2O — вода, сложное вещество, 1 моль. Конечный продукт реакции: Ca(OH)_2 — гидроксид кальция, сложное вещество, 1 моль.
- Тип реакции — реакция соединения, так как из двух сложных веществ образовалось новое сложное вещество.
- При обычных условиях реакция необратимая.
- Реакция экзотермическая.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют упражнения № 1 (б), 2 (б) (с. 159).)

Ответы



V. Подведение итогов урока

1. Реакции соединения — это реакции, в результате которых из одного или нескольких исходных веществ образуется одно сложное вещество.
2. Химические реакции бывают необратимыми и обратимыми, каталитическими и некаталитическими, экзотермическими и эндотермическими.

3. Характеристику уравнения химической реакции дают по плану: исходные и конечные продукты реакции, их число и состав (простые или сложные вещества), тип реакции, направление реакции, наличие катализатора, выделение или поглощение теплоты.
4. Краткая схема превращений веществ называется цепочкой перехода или схемой превращения.

Домашнее задание

§ 30, выполнить задания № 1 (а, г), 2 (а, в, г), 4, 8 (одна реакция) (с. 159–160).

Урок 44. Реакции замещения

Цель: научить составлять уравнения реакций замещения, пользоваться рядом активности металлов при составлении реакций замещения, осуществлять реакции замещения, соблюдая правила ТБ и ОТ, описывать наблюдения и делать соответствующие выводы.

Основные понятия: реакции замещения, ряд активности металлов.

Оборудование: пробирки, стеклянная пластинка; железный гвоздь или кнопка; кальций, магний, цинк, медь, соляная кислота, сульфат меди (II), хлорид меди (II); инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учащиеся выполняют самостоятельную работу, в это время учитель проверяет домашнее задание.)

1. Самостоятельная работа

(См. КИМы, самостоятельная работа 18 (базовый и усложненный уровни), с. 71.)

Ответы

Базовый уровень

В а р и а н т 1

1. а) $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O} + Q$, реакция соединения.

б) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} - Q$, реакция разложения.

в) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + Q$, реакция соединения.

2. Исходные продукты реакции: N_2 – азот, простое вещество, 1 моль; H_2 – водород, простое вещество, 3 моль. Конечный про-

дукт реакции: NH_3 – аммиак, сложное вещество, 2 моль. Реакция соединения, так как из двух веществ образовалось новое сложное вещество. Реакция обратимая, экзотермическая.

В а р и а н т 2

1. а) $\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2 - Q$, реакция разложения.

б) $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow - Q$, реакция разложения.

в) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2 + Q$, реакция соединения.

2. Исходные продукты реакции: NO – оксид азота (II), сложное вещество, 2 моль; O_2 – кислород, простое вещество, 1 моль. Конечный продукт реакции: NO_2 – оксид азота (IV), сложное вещество, 2 моль. Реакция соединения, так как из двух веществ образовалось новое сложное вещество. Реакция обратимая, экзотермическая.

Усложненный уровень

В а р и а н т 1

а) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + Q$.

Исходные продукты реакции: Na – натрий, простое вещество, 2 моль; Cl_2 – хлор, простое вещество, 1 моль. Конечный продукт реакции: NaCl – хлорид натрия, сложное вещество, 2 моль. Реакция соединения, так как из двух веществ образовалось новое сложное вещество. Реакция необратимая, экзотермическая.

б) $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} - Q$.

Исходный продукт реакции: $\text{Al}(\text{OH})_3$ – гидроксид алюминия, сложное вещество, 2 моль. Конечные продукты реакции: Al_2O_3 – оксид алюминия, сложное вещество, 1 моль; H_2O – вода, сложное вещество, 3 моль. Реакция разложения, так как из одного сложного вещества образовались два новых. Реакция необратимая, эндотермическая.

В а р и а н т 2

а) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow - Q$.

Исходный продукт реакции: CaCO_3 – карбонат кальция, 1 моль, сложное вещество. Конечные продукты реакции: CaO – оксид кальция, сложное вещество, 1 моль; CO_2 – оксид углерода (IV), сложное вещество, 1 моль. Реакция разложения, так как из одного сложного вещества образовались два новых. При обычных условиях реакция необратимая; эндотермическая.

б) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + Q$.

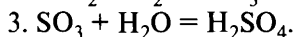
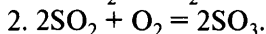
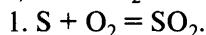
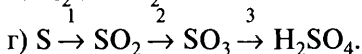
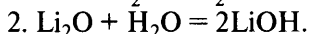
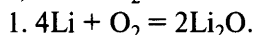
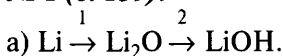
Исходные продукты реакции: P_2O_5 – оксид фосфора (V), сложное вещество, 1 моль; H_2O – вода, сложное вещество, 3 моль. Конечный продукт реакции: H_3PO_4 – фосфорная (ортофосфорная) кислота, сложное вещество, 2 моль. Реакция соединения,

так как из двух веществ образовалось новое сложное вещество. Реакция необратимая, экзотермическая.

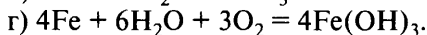
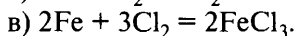
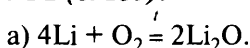
2. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 1 (с. 159).



№ 2 (с. 159).

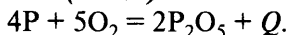


№ 4 (с. 159).

Для осуществления реакций разложения необходима постоянная подача теплоты.

Для осуществления реакций соединения необходима только первоначальная подача теплоты, так как эти реакции, как правило, экзотермические.

№ 8 (с. 160).



а) Исходные продукты реакции: Р — фосфор, простое вещество, 4 моль; O_2 — кислород, простое вещество, 5 моль. Конечный продукт реакции: P_2O_5 — оксид фосфора (V), сложное вещество, 2 моль.

б) Реакция необратимая.

в) Нет.

г) Реакция экзотермическая.

III. Изучение нового материала

План

1. Реакции замещения.

2. Ряд активности (напряжений) металлов.

(Изложение нового материала учитель начинает с проведения опытов.)

Опыт 1

Для эксперимента берем следующие вещества: магний и раствор соляной кислоты.

- Какие это вещества? (*Магний — металл, простое вещество, соляная кислота — сложное вещество.*)
- Как можно определить раствор кислоты? (*При помощи индикатора, например синего лакмуса.*)

Наливаем в пробирку раствор соляной кислоты и добавляем в него 1–2 капли синего лакмуса.

- Что наблюдаем? (*Синий лакмус приобретает в растворе соляной кислоты красный цвет.*)

Опускаем в пробирку с раствором соляной кислоты стружку магния.

- Что наблюдаем? (*Очень бурное выделение газа.*)

Это выделяется водород. Он легче воздуха: $M(\text{H}_2) = 2$ г/моль, $M(\text{воздуха}) = 29$ г/моль.

(Учитель дает потрогать пробирку одному из учеников.)

- Что ощущаете? (*Пробирка стала очень горячей.*)
- Какая это реакция? (*Экзотермическая.*)

Опыт 2

(Учитель собирает выделяющийся водород сухой пробиркой, помещенной вверх дном над пробиркой, из которой выделяется водород. Затем пробирку с собранным водородом, не наклоняя ее, быстро подносит к пламени спиртовки. Водород сгорает с характерным хлопком.)

Этот звук говорит о том, что в пробирке смесь водорода с воздухом, называемая гремучим газом, это взрывоопасная смесь. Чистый водород сгорает с легким шелчком.

Следует помнить! По правилам ТБ и ОТ при работе с водородом необходима неоднократная проверка его на чистоту.

Таким образом, в результате реакции раствора соляной кислоты и магния образуется водород.

- Какое это вещество по составу? (*Простое.*)

(Учитель обращает внимание на цвет раствора в пробирке, в которой идет реакция.)

- Что наблюдаем? (*Индикатор изменяет цвет с красного на фиолетовый.*)
- В каких растворах синий лакмус становится фиолетовым? (*В нейтральных.*)

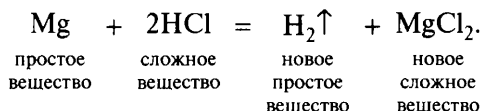
В результате реакции образовалось новое вещество, соляной кислоты в растворе нет.

Опыт 3

На предметное стекло капнем пипеткой 1–2 капли нового раствора и аккуратно выпарим его.

- Что наблюдаем на предметном стекле? (*На предметном стекле видны кристаллики соли – хлорида магния.*)

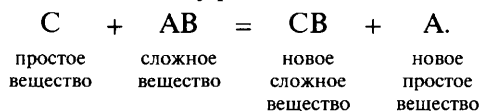
Составим уравнение химической реакции:



- Является ли эта реакция реакцией разложения? (*Нет. В реакциях разложения участвует только одно сложное вещество, а здесь есть и сложное, и простое вещества.*)
- Является ли эта реакция реакцией соединения? (*Нет. В реакциях соединения образуется только одно вещество, и оно является сложным, а в результате этой реакции, помимо сложного вещества, образуется еще и простое.*)

Такая реакция относится к реакциям замещения.

Составим схему реакции замещения:



Реакции замещения — это такие реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из химических элементов в сложном веществе.

Лабораторный опыт. Реакция замещения меди железом в растворе сульфата меди (II)

(Учащиеся самостоятельно проводят опыт (рис. 102, с. 162).)

В одну пробирку наливаем сульфат меди (II), а в другую — хлорид меди (II). В каждую из пробирок опускаем по железному гвоздю или кнопке.

- Что наблюдаем? (*На железном гвозде (кнопке) в каждой из пробирок осаждается твердое вещество темно-красного цвета, раствор постепенно изменяет цвет — становится голубым, а затем прозрачным. В пробирке с раствором хлорида меди (II) реакция идет намного быстрее.*)
- Какие вещества образовались в результате проведенных экспериментов? Составим уравнения реакций:

$\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}\downarrow + \text{FeCl}_2$; конечные продукты реакции: медь — металл и хлорид железа (II) — соль.

$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}\downarrow + \text{FeSO}_4$; конечные продукты реакции: медь — металл и сульфат железа (II) — соль.

Все растворы меди голубого цвета, так как в них присутствуют ее ионы. Растворы стали прозрачными — ионов меди в растворе нет, а ионы железа (II) не дают окрашивания растворов.

С раствором хлорида меди (II) скорость реакции была выше. Ионы хлора являются катализаторами в данной реакции.

- Все ли металлы способны вытеснять водород из растворов солей?
- Все ли металлы способны вытеснять друг друга из растворов солей?

Проведем опыт и ответим на первый вопрос.

(Учитель демонстрирует учащимся эксперимент.)

Опыт 4. Взаимодействие различных металлов с соляной кислотой

Нальем соляную кислоту в четыре пробирки. В каждую поместим следующие металлы: кальций, магний, цинк, медь.

- Что наблюдаем? (*При взаимодействии с соляной кислотой кальция, магния и цинка выделяется водород. Медь не вытесняет водород из раствора соляной кислоты.*)

(Учитель обращает внимание учащихся на рис. 101 (с. 161).)

Для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и кислотами обратимся к *ряду активности (напряжений) металлов* (с. 162 или форзац учебника).

- Почему же в этот ряд металлов попал неметалл водород? Слева или справа от водорода расположены металлы кальций, магний, цинк, которые вытеснили водород из раствора соляной кислоты? (*Они расположены левее водорода.*)
- А где расположена медь, которая не вытеснила водород из раствора соляной кислоты? (*Медь расположена правее водорода.*)

Первое правило работы с рядом активности металлов

Металлы, расположенные в ряду активности металлов левее водорода (до водорода), способны вытеснить водород из растворов кислот.

Металлы, расположенные в ряду активности металлов правее водорода (после водорода), не обладают способностью вытеснять водород из растворов кислот.

Ряд активности металлов назван так, потому что металлы в ряду расположены по их химической активности.

- Сравните скорость реакции металлов кальция, магния и цинка с раствором соляной кислоты. (*Наибольшая скорость реакции выделения водорода наблюдалась при добавлении кальция в раствор соляной кислоты, поменьше скорость с участием магния, наименьшая скорость реакции была при добавлении цинка.*)

- Посмотрим, где в ряду активности расположены эти металлы.
(Кальций расположен левее магния, а магний — левее цинка.)

Второе правило работы с рядом активности металлов

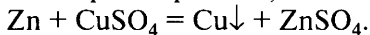
Металл, стоящий в ряду активности левее, способен вытеснить из раствора соли тот металл, который стоит правее.

Опыт 5. Взаимодействие цинка с растворами различных солей
(Учитель обращает внимание учеников на рис. 103 (с.162).)

В четыре пробирки нальем растворы следующих солей: нитрата магния, сульфата цинка, сульфата меди (II), нитрата серебра (I). В каждую пробирку опустим по одной грануле цинка.

- Что наблюдаем? (В пробирках с растворами солей сульфата меди (II) и нитрата серебра (I) наблюдаем появление металла на грануле цинка.)

В растворе сульфата меди (II) образуется медь — цинк вытесняет ее из раствора соли, так как он активнее меди.



В растворе нитрата серебра (I) образуется серебро — цинк вытесняет его из раствора соли, так как он активнее серебра.



В растворах солей нитрата магния и сульфата цинка ничего не наблюдаем. Цинк не может вытеснить магний из раствора его соли, так как в ряду активности металлов расположен правее магния (в этом опыте не нужно объяснять возможность появления газа, которое связано с гидролизом сульфата цинка, это материал будет изучен в старших классах).

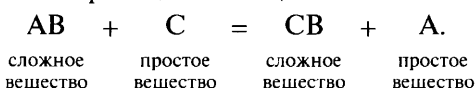
IV. Закрепление изученного материала

(Ученики под руководством учителя выполняют задания № 1, 2 (а), 4 из учебника (с. 164).)

Ответы

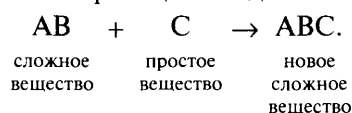
№ 1. Реакции замещения — это такие реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из химических элементов в сложном веществе.

Схема реакции замещения:



В результате реакции соединения образуется только одно вещество, и оно сложное.

Схема реакции соединения:



В реакцию разложения вступает только одно сложное вещество.

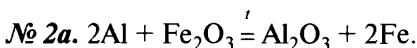
Схема реакции разложения:



сложное
вещество

новое
сложное
вещество

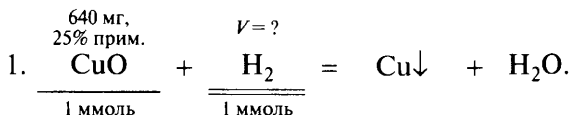
новое
простое
вещество



№ 4. Дано: $m(\text{р-ра CuO}) = 640 \text{ мг}$, $W(\text{прим.}) = 25\%$.

Найти: $V(H_2) = ?$

Решение



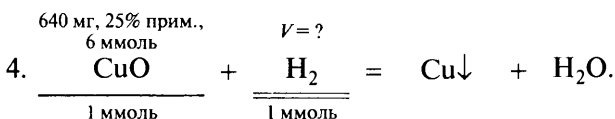
$$2. \quad m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$W(\text{чистого в-ва}) = 100\% - W(\text{прим.}) = 100\% - 25\% = 75\%.$$

$$m(\text{CuO}) = \frac{75\% \cdot 640 \text{ мг}}{100\%} = 480 \text{ мг}.$$

$$3. \quad M(\text{CuO}) = 80 \text{ мг/ммоль}.$$

$$\nu(\text{CuO}) = \frac{m(\text{CuO})}{M(\text{CuO})} = \frac{480 \text{ мг}}{80 \text{ мг/ммоль}} = 6 \text{ ммоль}.$$



$$\frac{6}{1} = \frac{\nu(H_2)}{1}; \nu(H_2) = 6 \text{ ммоль}.$$

$$5. \quad V_m = 22,4 \text{ мл/ммоль}.$$

$$V(H_2) = \nu(H_2) \cdot V_m = 6 \text{ ммоль} \cdot 22,4 \text{ мл/ммоль} = 134,4 \text{ мл}.$$

Ответ: $V(H_2) = 134,4 \text{ мл}.$

V. Подведение итогов урока

1. Реакции замещения – это такие реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из химических элементов в сложном веществе.
2. Для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и кислотами следует обращаться к ряду активности (напряжений) металлов.

Домашнее задание

§ 31, выполнить задания № 2 (б, в, г, д), 3, 5 (с. 164).

Урок 45. Реакции обмена

Цели: сформировать знания об условиях протекания реакций обмена до конца; научить составлять уравнения реакций обмена, определять смысл реакции, зная условия протекания, осуществлять реакции обмена, соблюдая правила ТБ и ОТ, описывать наблюдения и делать соответствующие выводы.

Основные понятия: реакции обмена, реакции нейтрализации.

Оборудование: предметное стекло, пипетка, спиртовка, пробирки; гидроксид натрия, соляная кислота, азотная кислота, нитрат натрия, сульфат меди (II), карбонат натрия, универсальный индикатор, фенолфталеин; инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

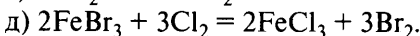
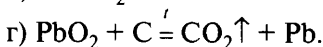
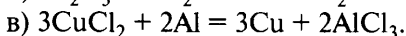
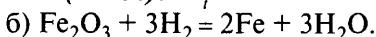
I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 2 (с. 164).

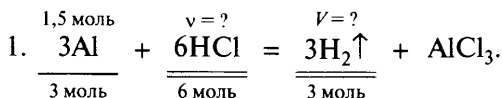


№ 3 (с. 164).

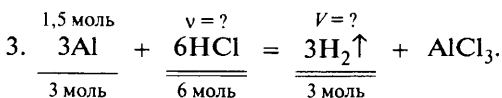
Дано: $\nu(\text{Al}) = 1,5$ моль.

Найти: $V(\text{H}_2) = ?$; $\nu(\text{HCl}) = ?$

Решение



$$2. \quad \frac{1,5}{3} = \frac{\nu(\text{HCl})}{6}; \nu(\text{HCl}) = 3 \text{ моль}.$$

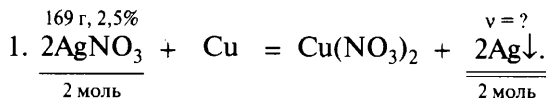


$$\frac{1,5}{3} = \frac{\nu(\text{H}_2)}{3}; \nu(\text{H}_2) = 1,5 \text{ моль}.$$

$$4. \quad V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m = 1,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 33,6 \text{ л}.$$

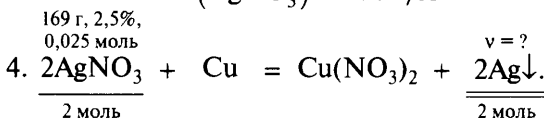
Ответ: $\nu(\text{HCl}) = 3 \text{ моль}$; $V(\text{H}_2) = 33,6 \text{ л}$.

№ 5 (с. 164).*Дано:* $m(\text{AgNO}_3) = 169 \text{ г}$, $W(\text{AgNO}_3) = 2,5\%$.*Найти:* $\nu(\text{Ag}) = ?$ *Решение*

$$2. \quad m(\text{AgNO}_3) = \frac{W(\text{AgNO}_3) \cdot m(\text{раствора})}{100\%} = \frac{2,5\% \cdot 169 \text{ г}}{100\%} = 4,225 \text{ г}.$$

$$3. \quad M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ г/моль}.$$

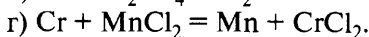
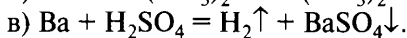
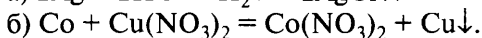
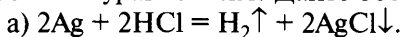
$$\nu(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3)} = \frac{4,225 \text{ г}}{170 \text{ г/моль}} = 0,025 \text{ моль}.$$



$$\frac{0,025}{2} = \frac{\nu(\text{Ag})}{2}; \nu(\text{Ag}) = 0,025 \text{ моль}.$$

Ответ: $\nu(\text{Ag}) = 0,025 \text{ моль}.$ **2. Самостоятельная работа**

Можно ли осуществить химические реакции согласно предложенным уравнениям? Дайте обоснованный ответ.

*Ответ*

Химические реакции согласно уравнениям б и в могут быть осуществлены. В уравнении б кобальт может вытеснить медь из раствора ее соли, так как в ряду активности металлов кобальт расположен левее меди, то есть он более активен. В уравнении в барий может вытеснить водород из раствора серной кислоты, так как в ряду активности металлов барий расположен левее водорода.

Химические реакции согласно уравнениям а и г не могут быть осуществлены. В уравнении а серебро не может вытеснить водород из раствора кислоты, так как в ряду активности металлов серебро расположено правее водорода. В уравнении г хром не может вытеснить марганец из раствора его соли, так как в ряду активности металлов хром расположен правее марганца, то есть он менее активен.

III. Изучение нового материала

План

1. Реакции обмена.
2. Реакции нейтрализации.
3. Условия протекания реакций обмена до конца.

(Изложение нового материала учитель начинает с опытов.)

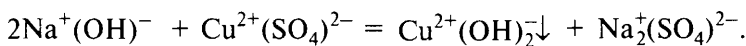
Опыт 1. Взаимодействие гидроксида натрия с сульфатом меди (II)

(Учитель обращает внимание учеников на рис. 105 (с. 165).)

В пробирку наливаем гидроксид натрия – раствор щелочи и добавляем раствор соли сульфата меди (II).

– Что наблюдаем? (*Выпадение осадка синего цвета.*)

Составим уравнение химической реакции взаимодействия гидроксида натрия с сульфатом меди(II).



сложное
вещество

сложное
вещество

новое
сложное
вещество

новое
сложное
вещество

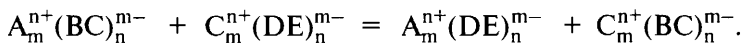
– Какое вещество выпало в осадок? (*В осадок голубого цвета выпал гидроксид меди (II), новое сложное вещество.*)

Вещество, выпавшее в осадок, в уравнении реакции указывается стрелкой, направленной вниз.

Опыт 2

(Учитель профильтровывает небольшую часть содержимого пробирки и 1–2 капли фильтрата выпаривает на предметном стекле. Учащиеся убеждаются в том, что на стекле после выпаривания воды видны кристаллики соли – сульфата натрия. Это второе новое сложное вещество, которое образовалось в результате реакции.)

Составим схему этой химической реакции:



сложное
вещество

сложное
вещество

новое
сложное
вещество

новое
сложное
вещество

Реакции обмена – это реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями и образуются два новых сложных вещества.

Опыт 3. Взаимодействие раствора щелочи с раствором кислоты

(Ученики рассматривают рис. 107 (с. 166). Опыт выполняется одновременно учителем и учащимися.)

В пробирку нальем раствор щелочи и добавим несколько капель фенолфталеина.

– Что наблюдаем? (*Фенолфталеин в растворе щелочи приобретает малиновый цвет, это говорит о щелочной реакции среды.*)

К раствору щелочи приливаем раствор соляной кислоты.

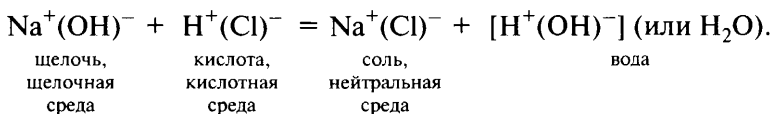
– Что наблюдаем? (*Восстановление цвета индикатора, что является признаком химической реакции. По всей видимости, щелочь вся вступила в реакцию.*)

Если выпарить несколько капель образовавшегося раствора на предметном стекле, можно увидеть кристаллики соли.

(Данный эксперимент проводит учитель.)

В реакцию вступили два сложных вещества – щелочь и кислота.

Составим уравнение данной химической реакции. Формулы сложных веществ записываются с указанием зарядов ионов, ионы берем в круглые скобки.



В результате реакции обмена между растворами щелочи и кислоты образовался раствор с нейтральной средой – такая реакция называется *реакцией нейтрализации*.

Опыт 4. Взаимодействие раствора карбоната натрия с раствором азотной кислоты

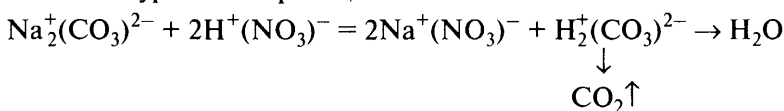
(Ученики рассматривают рис. 108 (с. 166). Опыт выполняется одновременно учителем и учащимися.)

В пробирку наливаем прозрачный раствор карбоната натрия и добавляем к нему раствор азотной кислоты.

– Что наблюдаем? (*Вскипание раствора, так как выделяется углекислый газ. Выделение газа – это признак химической реакции.*)

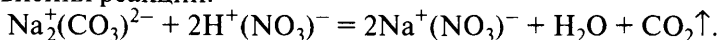
В химическую реакцию вступили сложные вещества – соль и кислота.

Составим уравнение реакции:



Необходимо помнить, что угольная кислота слабая, это очень непрочное соединение, которое сразу распадается на углекислый газ и воду. В уравнении реакции от формулы кислоты можно показывать стрелками на формулы воды и углекислого газа или сра-

зу записывать формулы воды и углекислого газа в правой части уравнения реакции.



(Учитель обобщает сведения о признаках протекания реакций обмена в растворах до конца: опыт 1 — выпадает осадок, опыт 3 — образуется вода, опыт 4 — образуется вода и выделяется газ.)

Условия протекания реакций обмена до конца: выпадение осадка, выделение газа, образование воды.

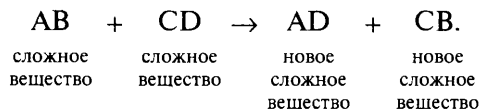
Следует помнить! Если в результате реакции обмена не наблюдается выпадения осадка, выделения газа или образования воды, химическая реакция не имеет смысла. Например: $\text{NaCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{NaOH}$. В результате реакции не образуется осадок, KCl и NaOH — растворимые вещества. Эта реакция не имеет смысла. Знак равенства необходимо перечеркнуть \neq . $\text{NaCl} + \text{KOH} \neq \text{KCl} + \text{NaOH}$.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания № 1, 2, 3 (а), 4 (а, б, в, г), 6 из учебника (с. 167–168).)

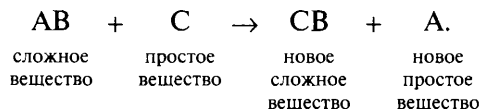
Ответы

№ 1. Реакции обмена — это реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями с образованием двух новых сложных веществ.



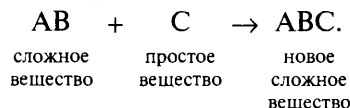
Реакции замещения — это такие реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из химических элементов в сложном веществе.

Схема реакции замещения:



В результате реакции соединения образуется только одно вещество, и оно сложное.

Схема реакции соединения:



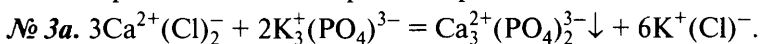
В реакцию разложения вступает только одно сложное вещество.

Схема реакции разложения:



сложное вещество	новое сложное вещество	новое простое вещество
---------------------	------------------------------	------------------------------

№ 2. В результате реакции раствора карбоната металла с раствором кислоты происходит не только реакция обмена. Продукт реакции — угольная кислота — является непрочным соединением и сразу разлагается на углекислый газ и воду. Таким образом, при взаимодействии раствора карбоната металла с раствором кислоты происходят реакция обмена и реакция разложения.



№ 4.

а) $\text{Ba}^{2+}(\text{Cl})_2^- + 2\text{Ag}^+(\text{NO}_3)^- = \text{Ba}^{2+}(\text{NO}_3)_2^- + 2\text{Ag}^+(\text{Cl})^-\downarrow.$ Реакция обмена протекает до конца, так как выпадает осадок хлорида серебра (I).

б) $\text{Cu}^{2+}(\text{NO}_3)_2^- + 2\text{NaCl} \neq \text{Cu}^{2+}\text{Cl}_2^- + 2\text{Na}^+(\text{NO}_3)^-.$ Реакция обмена не имеет смысла, образуются растворимые вещества, не наблюдается выпадения осадка, выделения газа, образования воды.

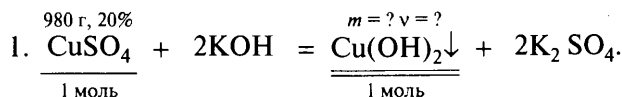
в) $\text{Pb}^{2+}(\text{NO}_3)_2^- + \text{K}_2^+(\text{S})^{2-} = \text{Pb}^{2+}(\text{S})^{2-}\downarrow + 2\text{K}^+(\text{NO}_3)^-.$ Реакция обмена протекает до конца, так как выпадает осадок — сульфид свинца (II).

г) $\text{Mg}^{2+}(\text{Cl})_2^- + \text{K}_2^+(\text{SO}_4)^{2-} \neq \text{Mg}^{2+}(\text{SO}_4)^{2-} + 2\text{K}^+(\text{Cl})^-.$ Реакция обмена не имеет смысла, образуются растворимые вещества, не наблюдается выпадения осадка, выделения газа, образования воды.

№ 6. Дано: $m(\text{CuSO}_4) = 980 \text{ г}$, $W(\text{CuSO}_4) = 20\%$.

Найти: $m(\text{осадка}) = ?$; $v(\text{осадка}) = ?$

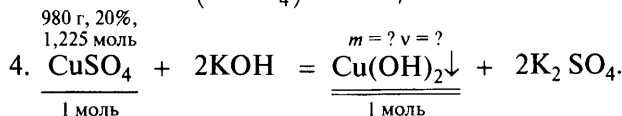
Решение



$$2. m(\text{CuSO}_4) = \frac{W(\text{CuSO}_4) \cdot m(\text{р-ра CuSO}_4)}{100\%} = \frac{20\% \cdot 980 \text{ г}}{100\%} = 196 \text{ г}.$$

$$3. M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}.$$

$$v(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{196 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 1,225 \text{ моль}.$$



$$\frac{1,225}{1} = \frac{\nu(\text{Cu}(\text{OH})_2)}{1}; \nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1,225 \text{ моль.}$$

$$5. M(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 98 \text{ г/моль.}$$

$$m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1,225 \text{ моль} \times 98 \text{ г/моль} = 120,05 \text{ г.}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 120,05 \text{ г; } \nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1,225 \text{ моль.}$$

V. Подведение итогов урока

1. Реакции обмена — это реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.
2. Реакции обмена между растворами кислоты и щелочи — это реакции нейтрализации.
3. Условия протекания реакций обмена в растворах до конца: выпадение осадка, образование воды, выделение газа.

Домашнее задание

1. § 32, выполнить задания № 3 (б), 4 (д, е, ж), 5 (с. 168). (Задания ученики выполняют на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)
2. Подготовить сообщения на темы «Нахождение воды в живом организме и природе», «Роль воды в живом организме, жизни человека, природе, промышленности и сельском хозяйстве», «Круговорот воды в природе», «Мероприятия, связанные с очисткой воды и ее охраной».

Урок 46. Типы химических реакций на примере свойств воды

Цели: актуализировать знания о типах химических реакций с целью применения их для изучения химических свойств воды; сформировать знания об условиях взаимодействия оксидов металлов и оксидов неметаллов с водой, о физических свойствах воды, ее роли в природе и жизни человека; научить составлять уравнения реакций всех типов, характеризующих химические свойства воды, оперировать понятием *гидроксид*.

Основные понятия: электролиз, фотолиз, фотосинтез, щелочные и щелочно-земельные металлы, гидроксиды-основания, гидроксиды — кислоты, гидролиз.

Оборудование: пробирки, ложечка для сжигания веществ, химическая посуда; вода, оксид кальция, карбид кальция, сера, натрий, индикатор универсальный, фенолфталеин, метиловый оранжевый; карточки с заданиями.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Самостоятельная работа

(См. КИМы, самостоятельная работа 19 (базовый и усложненный уровни), с. 72–73.)

Ответы

Базовый уровень

В а р и а н т 1

1. а) $3\text{LiOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Li}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + Q$, реакция обмена.

б) $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$, реакция замещения.

в) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{K} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{KOH} + Q$, реакция замещения.

2. Исходные продукты реакции: LiOH – гидроксид лития, сложное вещество, 3 моль; H_3PO_4 – фосфорная кислота, сложное вещество, 1 моль. Конечные продукты реакции: Li_3PO_4 – фосфат лития, сложное вещество, 1 моль; H_2O – вода, сложное вещество, 3 моль. Реакция обмена, так как из двух сложных веществ образуются два новых сложных вещества. Реакция нейтрализации, необратимая, некаталитическая. Признак необратимости – образование воды. Реакция экзотермическая.

В а р и а н т 2

1. а) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + Q$, реакция обмена.

б) $2\text{Al} + 3\text{CuCl}_2 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Cu}\downarrow$, реакция замещения.

в) $4\text{H}_2\text{O} + 3\text{Fe} = 4\text{H}_2\uparrow + \text{Fe}_3\text{O}_4 + Q$, реакция замещения.

2. Исходные продукты реакции: Al – алюминий, простое вещество, 2 моль; CuCl_2 – хлорид меди (II), сложное вещество, 3 моль. Конечные продукты реакции: AlCl_3 – хлорид алюминия, сложное вещество, 2 моль; Cu – медь, простое вещество, 3 моль. Реакция замещения, так как из двух веществ – простого и сложного – образуются два новых вещества – простое и сложное. Реакция необратимая, некаталитическая. Признаки реакции – изменение цвета и выпадение осадка.

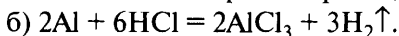
Усложненный уровень

В а р и а н т 1

а) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$.

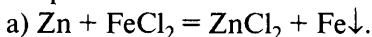
Исходные продукты реакции: NaCl – хлорид натрия, сложное вещество, 1 моль; AgNO_3 – нитрат серебра (I), сложное вещество, 1 моль. Конечные продукты реакции: AgCl – хлорид серебра (I), сложное вещество, 1 моль; NaNO_3 – нитрат натрия, сложное вещество, 1 моль. Реакция обмена, так как из двух сложных веществ

образуются два новых сложных вещества. Реакция необратимая, некаталитическая. Признак реакции — выпадение осадка.



Исходные продукты реакции: Al — алюминий, простое вещество, 2 моль; HCl — соляная кислота, сложное вещество, 6 моль. Конечные продукты реакции: AlCl₃ — хлорид алюминия, сложное вещество, 2 моль; H₂ — водород, простое вещество, 3 моль. Реакция замещения, так как из двух веществ — простого и сложного — образуются два новых вещества — простое и сложное. Реакция необратимая, некаталитическая. Признак реакции — выделение газа.

В а р и а н т 2



Исходные продукты реакции: Zn — цинк, простое вещество, 1 моль; FeCl₂ — хлорид железа (II), сложное вещество, 1 моль. Конечные продукты реакции: ZnCl₂ — хлорид цинка, сложное вещество, 1 моль; Fe — железо, простое вещество, 1 моль. Реакция замещения, так как из двух веществ — простого и сложного — образуются два новых вещества — простое и сложное. Реакция необратимая. Признак реакции — выпадение осадка.



Исходные продукты реакции: Cr(OH)₃ — гидроксид хрома (III), сложное вещество, 1 моль; HCl — соляная кислота, сложное вещество, 3 моль. Конечные продукты реакции: CrCl₃ — хлорид хрома (III), сложное вещество, 1 моль; H₂O — вода, сложное вещество, 3 моль. Реакция обмена, так как из двух сложных веществ образуются два новых сложных вещества. Реакция необратимая, некаталитическая. Признак необратимости — образование воды.

III. Изучение нового материала

План

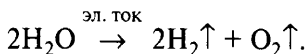
1. Вода в природе. Физические свойства воды. Роль воды в природе и жизни человека.
2. Типы химических реакций на примере свойств воды.

(Учитель заслушивает сообщения учащихся о воде, которые они подготовили дома.)

— Какие типы химических реакций мы знаем? (*Мы изучили реакции разложения, соединения, замещения и обмена.*)

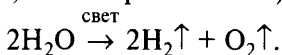
Повторим основные типы химических реакций на примере свойств воды.

При определенных условиях, а именно при действии постоянного электрического тока, вода может разлагаться на водород и кислород:

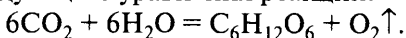


Реакции, протекающие под действием электрического тока, называются *электролизом*.

В природе на свету из воды и углекислого газа в листьях зеленых растений в присутствии хлорофилла происходит синтез органического вещества — глюкозы и выделяется кислород (рис. 109, с. 169). Под действием света идет *фотоллиз воды* (от греч. *фотос* — свет, *лизос* — разложение):



Выделившийся водород участвует в биохимических процессах с углекислым газом, образуя органическое вещество глюкозу. Фотоллиз воды и синтез органического вещества в совокупности называется *фотосинтезом*, и изобразить этот процесс можно в виде следующего уравнения реакции:



Таким образом, для воды характерна реакция разложения.

— Характерна ли для нее реакция соединения?

(Учитель демонстрирует эксперимент.)

Опыт 1

В пробирку наливаем воду и добавляем индикатор фенолфталеин.

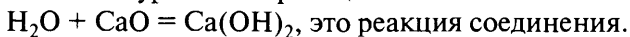
— Что наблюдаем? (*Вода имеет нейтральную среду: фенолфталеин свой цвет не изменяет.*)

Далее аккуратно всыпаем в пробирку оксид кальция — негашеную известь.

— Что наблюдаем? (*Идет бурная реакция. Фенолфталеин приобретает малиновый цвет. Пробирка становится горячей.*)

— В какой среде фенолфталеин приобретает малиновый цвет? Какое соединение образовалось? (*Фенолфталеин приобретает малиновый цвет в щелочной среде, образовалось основание — гидроксид кальция, или гашеная известь. Протекает реакция — гашение извести.*)

Составим уравнение реакции гашения извести:



Гидроксид кальция относится к малорастворимым основаниям (см. таблицу растворимости), но его раствор обладает сильной щелочной реакцией и называется известковой водой. Оксиды очень активных металлов (металлы главной подгруппы I группы и металлы главной подгруппы II группы ПСХЭ Д.И. Менделеева) при взаимодействии с водой образуют щелочи.

Историческое название металлов главной подгруппы I группы — щелочные, металлов главной подгруппы II группы — щелочно-земельные, так как их оксиды в старину назывались землями.

Таким образом, оксиды очень активных металлов взаимодействуют с водой, образуя щелочи.

— Взаимодействуют ли с водой оксиды неметаллов?

(Учитель демонстрирует эксперимент.)

Опыт 2

В колбу наливаем воду и добавляем метиловый оранжевый индикатор.

— Что наблюдаем? (*Вода имеет нейтральную среду: метиловый оранжевый индикатор цвет не изменил.*)

В ложечке для сжигания веществ поджигаем в пламени спиртовки серу.

— Что наблюдаем? (*Сера на воздухе горит медленно, пламя голубого цвета. Образуется оксид серы (IV), газ в виде белого дыма.*)

Составим уравнение реакции: $S + O_2 = SO_2 \uparrow$.

В колбу с водой внесем ложечку с горячей серой, наполним колбу оксидом серы (IV), вынем ложечку с горячей серой и остановим ее горение. Колбу закроем пробкой и слегка встряхнем.

— Что наблюдаем? (*Оксид серы в колбе исчезает, а метиловый оранжевый индикатор приобретает розовый цвет — это признак химической реакции.*)

— В какой среде метиловый оранжевый приобретает розовый цвет? (*В кислотной.*)

При взаимодействии оксида серы (IV) с водой образовалась кислота. Составим уравнение реакции:

$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$, это реакция соединения. Образовалась сернистая кислота.

— Все ли оксиды неметаллов образуют с водой кислоты?

Единственный оксид неметалла, который не взаимодействует с водой, — это оксид кремния (кремнезем, речной песок): $SiO_2 + H_2O \neq$.

Таким образом, и оксиды активных металлов, и оксиды неметаллов (кроме оксида кремния) взаимодействуют с водой, образуя **гидроксиды — основания и кислородсодержащие кислоты**.

— Характерна ли для воды реакция замещения?

(Учитель демонстрирует эксперимент.)

Опыт 3

В эксикатор, стоящий на предметном столике, нальем воду и добавим фенолфталеин. Заметьте, что фенолфталеин в нейтральной воде не изменяет цвет.

Аккуратно на предметном стекле отрезаем кусочек натрия (предварительно очищенный от вазелинового масла фильтровальной бумагой).

(Учащиеся убеждаются в том, что натрий очень мягкий металл и легко режется ножом.)

Натрий аккуратно помещаем в эксикатор с водой.

– Что наблюдаем? (*Наблюдаем очень бурную реакцию. Кусочек натрия плавляется, «бегает» по поверхности воды, так как выделяющийся газ подталкивает его, и не тонет, так как легче воды. Фенолфталеин приобретает малиновый цвет – образуется щелочная среда.*)

Составим уравнение реакции:

$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{NaOH}$, это реакция замещения.

При обычных условиях все щелочные и щелочно-земельные металлы взаимодействуют с водой с образованием щелочей и водорода.

– Вступает ли вода в реакции обмена?

(Учитель обращает внимание учащихся на таблицу растворимости кислот, оснований и солей в воде (см. форзац учебника).)

В некоторых клетках этой таблицы стоят прочерки, которые означают, что данное вещество водой разлагается, то есть *гидролизуется*.

Гидролиз – обменное взаимодействие веществ с водой, приводящее их к разложению.

Гидролиз бывает необратимый и обратимый (этот вопрос будет изучен в старших классах).

(Учитель проводит эксперимент.)

Опыт 4. Необратимый гидролиз

В пробирку помещаем кусочек карбида кальция и аккуратно приливаем воду.

– Что наблюдаем? (*Идет очень бурная реакция, выделяется газ.*)

Составим уравнение реакции:

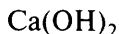
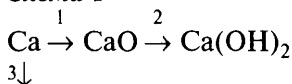
$\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_2\uparrow + \text{Ca(OH)}_2$.

Реакция гидролиза характерна и для органических веществ.

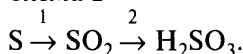
Основа жизнедеятельности живых организмов – это гидролиз органических веществ: жиров, белков, углеводов.

Таким образом, вода – химически активное вещество. Она имеет много химических свойств.

Составим следующие схемы превращений и на основании изученных свойств воды решим уравнения, составляющие их.

Схема 1

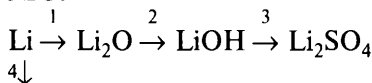
1. $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$, реакция соединения.
2. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$, реакция соединения.
3. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$, реакция замещения.

Схема 2

1. $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$, реакция соединения.
2. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$, реакция соединения.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задание № 3 из учебника (с. 173).)

№ 3.

1. $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$, реакция соединения.
2. $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$, реакция соединения.
3. $2\text{LiOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Li}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, реакция обмена.
4. $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$, реакция замещения.

V. Подведение итогов урока

1. Для воды характерны все типы химических реакций.
2. Электролиз, фотолиз, фотосинтез, гидролиз — реакции с участием воды.
3. Гидроксидами называют кислородсодержащие кислоты и основания.

Домашнее задание

1. § 33.
2. Повторить § 25—32.
3. Выполнить на отдельных листах домашнюю самостоятельную работу (см. КИМы, самостоятельная 20, с. 73).
4. (Следующий урок (47) обобщающий по теме «Изменения, происходящие с веществами». Учитель может провести его в традиционной или игровой форме, для второго варианта следует заранее разделить учащихся на команды (три команды по пять учеников), жюри (три ученика) и болельщиков (по три ученика для каждой команды). Каждой команде дается домашнее задание.)

Задания для первой команды

- 1) Сделать сообщение на тему «М.В. Ломоносов – великий русский ученый».
- 2) Подготовиться к выполнению эксперимента № 4 (с. 249).

Задания для второй команды

- 1) Сделать сообщение на тему «А.Л. Лавуазье – выдающийся французский химик».
- 2) Ответить на вопросы № 2, 3 (с. 251).

Задание для третьей команды

- 1) Сделать сообщение на тему «Р. Бойль – английский физик и химик».
- 2) Подготовиться к выполнению эксперимента № 4 (с. 247).

В а р и а н т у р о к а 4 6*. В о д а – с а м а я у д и в и т е л ь н а я н а с в е т е ж и д к о с т ь

Цели: сформировать представления о физических и химических свойствах воды, роли воды в природе и жизни человека, умения сравнивать и анализировать физические и химические явления, происходящие с веществом, переносить приобретенные знания из одной области науки в другую с целью обобщения и сопоставления фактов; развить потребность в системном подходе к изучению воды; воспитать бережное отношение к окружающей нас природе, особенно к воде и ее охране.

Основные понятия: диполь воды, гидрофильные и гидрофобные вещества, анализ, синтез.

Оборудование: пробирки, ложечка для сжигания веществ, химическая посуда, предметный столик; вода, оксид кальция, карбид кальция, сера, натрий, индикатор универсальный, фенолфталеин, метиловый оранжевый; пьеса П.И. Чайковского «Подснежник» из цикла «Времена года»; выставка научно-познавательной литературы по теме, тематические газеты, план-конспект урока; кодоскоп и кодотранспаранты; справочная литература.

Оформление кабинета: плакаты с высказываниями: «Воде была дана волшебная сила стать соком жизни на Земле» (Леонардо да Винчи), «Вода – самый важный минерал на Земле, без которого нет жизни» (А.Е. Ферсман), «Вода! У тебя нет ни вкуса, ни цвета, ни запаха, тобою наслаждаются, не ведая, что ты такое! Нельзя сказать, что ты необходима для жизни: ты есть сама

* Интегрированное занятие, в котором принимают участие учителя химии, физики и биологии.

жизнь» (А. де Сент-Экзюпери); репродукции пейзажей русских художников.

Ход урока

I. Организационный момент

(На протяжении всего урока работает кодоскоп с кодотранспарантами. Для объяснения физических свойств воды, особенно ее аномалии — расширения при замерзании, следует заранее заморозить воду в бутылке.

Для большей наглядности и убедительности некоторые эксперименты учителю желательно проводить, используя кодоскоп.

С целью развития познавательного интереса к изучаемому вопросу можно заранее подготовить сообщения о роли воды в живом организме, природе, промышленности и сельском хозяйстве, об охране воды и ее проблемах.

В течение урока учащиеся записывают в план-конспект, который выдаются каждому ученику, сведения по узловым вопросам изучаемой темы.)

План-конспект

I. Состав и строение молекулы воды

Синтез —

Анализ —

II. Физические свойства воды

1. Агрегатное состояние —

Гидрофильные вещества —

Гидрофобные вещества —

2. Изменение объема и плотности воды при замерзании —

Температура замерзания воды —

Температура кипения воды —

Удельная теплоемкость воды —

Удельная теплота плавления воды —

Удельная теплота парообразования воды —

Скорость звука в воде —

III. Химические свойства воды

1. Реакции разложения:

Разложение воды —

Фотолиз —

Фотосинтез —

2. Реакции соединения:

а) Взаимодействие воды с оксидами металлов —

б) Взаимодействие воды с оксидами неметаллов —

Гидроксиды —

3. Реакции замещения:

Взаимодействие воды с активными металлами –

Щелочные металлы –

Щелочно-земельные металлы –

4. Реакции обмена:

Гидролиз –

IV. Охрана воды

Выводы и обобщения по узловым вопросам темы.

II. Изучение нового материала**План**

1. Нахождение воды в живом организме, природе. Роль воды в живом организме, природе, промышленности и сельском хозяйстве.

2. Состав и строение молекулы воды (*учитель химии*).

3. Физические свойства воды (*учителя физики и биологии*).

4. Химические свойства воды (*учитель химии*):

а) реакции разложения;

б) реакции соединения;

в) реакции замещения;

г) реакции обмена.

5. Охрана воды (*учителя химии и биологии*).

(Урок начинается с показа слайдов с пейзажами. Звучит пьеса «Подснежник» из цикла П.И. Чайковского «Времена года». Под музыку один из учеников читает стихотворение А.А. Фета.)

В кружево будто одеты
Деревья, кусты, провода.
И кажется сказкою это,
А, в сущности, только вода.

Безбрежная ширь океана
И тихая заводь пруда,
Струя водопада и брызги фонтана,
А все это – только вода.

Высокие гребни вздымая,
Бушует морская вода
И топит, как будто играя,
Большие морские суда.

(Учащиеся делают сообщения на темы «Нахождение воды в живом организме, природе», «Роль воды в живом организме, жизни человека, природе, промышленности и сельском хозяйстве». Демонстрируются кодотранспаранты.)

Кодотранспарант 1

Если представить, что диаметр Земли 10 м, то:

- воды Мирового океана составят 225 л;
- полярные льды — 5 л;
- пресные воды — 0,5 л;
- подземные воды — 1 стакан;
- население всей Земли разместится на площади, равной диаметру 1 копейки.

Учитель биологии. Живой организм на 60–70% состоит из воды.

Кодотранспарант 2

Органы и ткани человека состоят из воды:

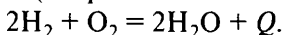
- сердце, почки, легкие на 80%;
- кости — на 30%;
- зубная эмаль — на 0,3%;
- слюна, поджелудочная железа, мозг — на 95%;
- кровь — на 83%.

(Учитель биологии читает стихотворение П. Дудника.)

Говорят,
что на восемьдесят процентов
Из воды состоит человек.
Из воды — добавлю —
Дождей, что его напоили.
Из воды — добавлю —
Из древней воды родников,
Из которых его деды
И прадеды пили...

Учитель химии. Каков состав молекулы воды?

В 1785 г. французский ученый А. Лавуазье изучил состав воды, осуществил ее анализ (от греч. *анализис* — разложение) и синтезировал (от греч. *синтезис* — соединение) ее из водорода и кислорода.



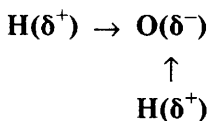
Какой вид химической связи в молекуле воды? Какое строение она имеет? В молекуле воды полярная ковалентная связь.

Кодотранспарант 3

Электронная формула молекулы воды:



Структурная формула молекулы воды:



Учитель химии. Кислород электроотрицательнее водорода, общие электронные пары смещены в сторону атома кислорода. Общие связи в пространстве находятся под углом $104,5^\circ$. Молекула воды в пространстве имеет плоскую угловую форму. В ней возникают два полюса. Часто изображают молекулу воды в виде эллипса, с полюсами $+$ и $-$, называют ее *диполь воды*. Природа не случайно «согнула» молекулу воды, что в дальнейшем сыграло важную роль в развитии планеты Земля и жизни на ней.

Кодотранспарант 4

H_2O – химическая формула молекулы воды.

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.

Агрегатное состояние: жидкость при обычных условиях, при измененных условиях – газ, твердое вещество. Не имеет запаха. Бесцветное вещество. Хороший растворитель.

Учитель биологии. В природе существуют вещества, молекулы которых состоят из двух частей – неполярной и полярной. «Отношения» полярных и неполярных групп с молекулой воды складываются по-разному, что обусловлено ее строением. Молекулы воды вступают во взаимодействие с полярными группами молекул веществ – это гидрофильные вещества (от греч. *гидро* – вода, *филио* – любить), «любящие воду». С неполярными молекулами или неполярными группами молекулы воды контактируют неохотно – такие вещества гидрофобны (от греч. *гидро* – вода, *фобос* – страх). Многие обитатели водоемов приспособлены к использованию гидрофильности и гидрофобности. К примеру, утка остается сухой, сколько бы она ни ныряла за кормом, – перья ее смазаны гидрофобным жиром. А водомерки «обуты» в гидрофобные «башмачки».

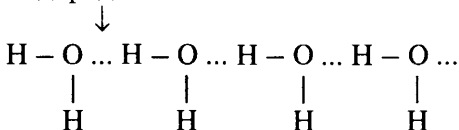
Учитель химии. А как продвигается вода с растворенными гидрофильными веществами по капиллярам? Вода – это диполь. Своими полярными полюсами она притягивается к полярным молекулам или к полярным – гидрофильным – группам веществ.

Учитель физики. Объясним некоторые физические свойства воды и их аномальность.

Вследствие полярности молекул воды между ними образуются водородные связи. Давайте посмотрим на кодотранспарант.

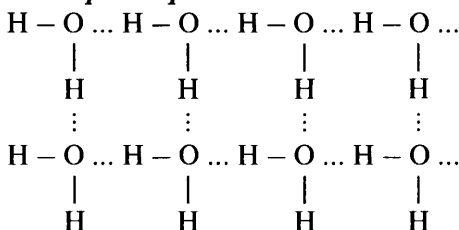
Кодотранспарант 5

Водородная связь



Учитель физики. При замерзании воды — образовании льда — каждый атом кислорода оказывается окруженным четырьмя атомами водорода.

Кодотранспарант 6. «Вода — лед»



Учитель физики. Структура льда неплотная, в ней имеются пустоты. Плотность льда $0,9188 \text{ г/см}^3$. Плотность воды 1 г/см^3 .

Температура замерзания воды 0°C . При замерзании воды между молекулами возникает химическая связь — водородная, при этом выделяется энергия. Не случайно все животные «отогреваются» на льду.

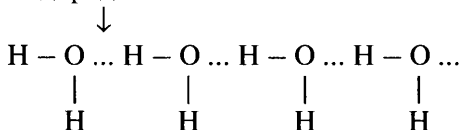
При плавлении льда молекулы воды соединяются в удвоенные, утроенные ассоциаты. Они заполняют пустоты, которые имелись в структуре льда. Поэтому плотность воды при температуре от 0 до 4°C увеличивается.

Вода свойственна скрытая теплота плавления. Чтобы расплавить 1 кг льда, необходимо 79 ккал (у стали и свинца теплота плавления в 15 раз ниже). Все это способствует насыщению земли талой водой весной и объясняет отсутствие паводков.

При дальнейшем повышении температуры идет увеличение расстояния между молекулами и ассоциатами — плотность воды уменьшается.

Кодотранспарант 7. «Вода — жидкость»

Водородная связь



Учитель физики. Плотность воды в жидком состоянии равна $1 (0,9999 \text{ г/см}^3)$.

Учитель биологии. При замерзании воды увеличивается ее объем.

(Учитель показывает опыт с замерзшей в бутылке водой — бутылка лопнула.)

Плотность льда меньше плотности воды.

– Какое это имеет значение для водоемов и жизни их обитателей?

(Беседа с учащимися.)

Водоемы не промерзают до дна. Температура подо льдом всегда постоянна: $+4^{\circ}\text{C}$. Лед остается на поверхности. Это оптимальные условия выживания животных и растений в зимнее время.

– Какое это имеет значение для клеток живых организмов в зимнее время? Почему вода не замерзает при низких температурах воздуха?

(Беседа с учащимися.)

В результате обменных процессов в клетках образуется органическое вещество глицерин, выступающее антифризом – веществом, снижающим температуру замерзания воды.

Учитель физики. В случае плотной упаковки молекул воды плотность ее была бы $1,84\text{ г/см}^3$. Если бы молекулы воды были не ассоциированы, то температура кипения воды составляла бы $63,5^{\circ}$. У воды огромная удельная теплоемкость и огромная теплота парообразования. Это имеет большое значение при регуляции климата.

При охлаждении 1 м^3 воды на 1°C выделяется тепло, которым можно нагреть на 3°C 1000 м^3 воды. В природе сглаживается резкость температурных переходов от зимы к лету и наоборот, что позволяет живым организмам постепенно приспосабливаться к новым сезонным условиям, ведь 80% массы клетки – это вода. При меньшей удельной теплоемкости воды температура тела человека от стакана горячего чая повысилась бы на $8\text{--}10^{\circ}\text{C}$. При нагревании воды идет разрушение водородных связей между ее молекулами. Для превращения воды в пар требуется еще больше энергии, происходит поглощение тепла из окружающей среды.

Учитель биологии. Благодаря испарению воды с поверхности организмов регулируется их температура, 1 г тела теряет 2430 Дж энергии. Если бы вода не испарялась, то за день работы тело человека нагрелось бы до 100°C .

Учитель физики. С изменением давления изменяется и вязкость воды. Ее течение (скорость) у дна намного выше, чем на поверхности.

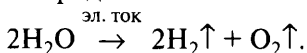
Учитель биологии. Это имеет огромное значение, особенно для придонных животных.

Учитель физики. В воде изменяется и скорость звука – до 1500 м/с , что обеспечивает быстроту общения водных обитателей: рыб, дельфинов и т. д.

Учитель химии. Какие типы химических реакций мы знаем? (*Реакции разложения, соединения, замещения и обмена.*)

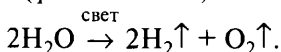
Повторим основные типы реакций на примере химических свойств воды.

При определенных условиях, а именно при действии постоянного электрического тока, вода может разлагаться на водород и кислород:

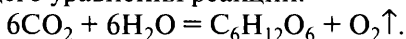


Реакции, протекающие под действием электрического тока, называют *электролизом*.

Учитель биологии. В природе на свету из воды и углекислого газа в листьях зеленых растений в присутствии хлорофилла происходит синтез органического вещества глюкозы и выделяется кислород (рис. 109, с. 169). Под действием света идет *фотоллиз воды* (*фотос* — свет, *лизос* — разложение):



Выделившийся водород участвует в биохимических процессах с углекислым газом, образуя органическое вещество — глюкозу. Фотоллиз воды и синтез органического вещества в совокупности называется *фотосинтезом*, и записать его можно в виде следующего уравнения реакции:



Таким образом, для воды характерна реакция разложения.

Учитель химии. Характерна ли для нее реакция соединения?

(Учитель химии проводит опыты 1–4 (см. первый вариант урока 46).)

(Учащиеся делают сообщения на темы «Круговорот воды в природе», «Мероприятия, связанные с очисткой воды и ее охраной».)

Кодотранспарант 8

- Один житель планеты расходует в год 300–400 м³ воды.
- На производство 1 т стали идет 120 м³ воды.
- На производство 1 т зерна — 1 тыс. м³ воды.
- На производство 1 т химического волокна — 2 тыс. м³ воды.
- К 2040 г. потребность в воде сравняется с ее наличием.

(Учителя обращают внимание учащихся на плакат с высказыванием А. де Сент-Экзюпери: «Вода! У тебя нет ни вкуса, ни цвета, ни запаха, тобою наслаждаются, не ведая, что ты такое! Нельзя сказать, что ты необходима для жизни: ты есть сама жизнь».)

III. Закрепление изученного материала

(Учителя проводят викторину.)

1. Вопросы

1. Почему перед заморозками рассаду поливают? (*При замерзании воды выделяется тепло.*)
2. Почему для предохранения овощей от замерзания в погреб помещают большой сосуд с водой? (*При замерзании воды выделяется тепло.*)
3. Почему в лиственных лесах прохладно даже в жару? (*При испарении воды поглощается тепло, воздух охлаждается.*)
4. Почему в резиновой одежде трудно переносить жару? (*Резиновая одежда не пропускает воду и воздух, клетки кожи «задыхаются».*)
5. Почему напиток долго остается прохладным при добавлении в него кусочков льда? (*Лед тает медленно, при его таянии поглощается тепло, напиток постоянно охлаждается.*)

2. Игра «Крестики-нолики»

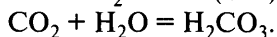
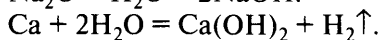
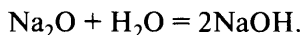
Определите ряд веществ, которые взаимодействуют с водой.

Составьте уравнения реакций.

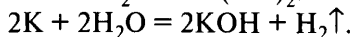
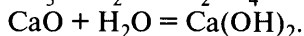
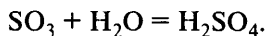
- | | | |
|-------------------------------|---------------------------|-------------------------|
| 1. а) Na_2O , | Ca , | CO_2 ; |
| б) SO_3 , | Al_2O_3 , | Cu ; |
| в) Au , | CaO , | K . |
| 2. а) SO_2 , | CuO , | Cu ; |
| б) Fe_3O_4 , | Ag , | Na_2O ; |
| в) SO_3 , | CaO , | K . |

Ответы

1 – а.

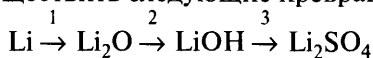


2 – в.



3. Задание

Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



4↓



Ответы

1. $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$, реакция соединения.
2. $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$, реакция соединения.
3. $2\text{LiOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Li}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, реакция обмена.
4. $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$, реакция замещения.

IV. Подведение итогов урока

1. Вода — самое распространенное вещество на Земле.
2. В молекуле воды полярная ковалентная связь.
3. Молекула воды в пространстве имеет плоскую угловую форму. Часто изображают молекулу воды в виде эллипса, с полюсами + и —, называют ее диполем воды.
4. Между молекулами воды возникает водородная связь, что обеспечивает ей аномальные физические свойства, играющие огромную роль в природе и жизни живых организмов.
5. Для воды характерны все типы химических реакций.
6. Электролиз, фотолиз, фотосинтез, гидролиз — реакции с участием воды.
7. Гидроксиды — кислородсодержащие продукты взаимодействия воды с оксидами металлов и оксидами неметаллов.
8. Вода — необходимое вещество в промышленности и сельском хозяйстве.
9. Необходимо бережно относиться к водным ресурсам планеты Земля.

Домашнее задание

(См. задания в первом варианте урока 46.)

Урок 47. Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Изменения, происходящие с веществами»

Цели: обобщить и систематизировать знания, умения и навыки по узловым вопросам темы «Изменения, происходящие с веществами»: химические реакции и их признаки; уравнения химических реакций разложения, соединения, замещения, обмена и условия протекания реакций обмена; обратимость, скорость реакции, выделение или поглощение энергии, применение катализатора; схемы превращений; расчетные задачи по химическим уравнениям.

Оборудование: карточки с заданиями и эталонами ответов, справочные таблицы, план характеристики химического уравнения и алгоритм решения расчетных задач по химическому уравнению на кодотранспарантах или в распечатанном виде.

Ход урока

I. Организационный момент

(Обобщающая самостоятельная предполагает групповую работу учеников, состоит она из двух частей. Для выполнения первой части ученики делятся на три варианта.

В ходе работы учащиеся обсуждают ответы на вопросы, работая с текстом учебника (в заданиях указаны параграфы), выполняют вместе с учителем практические задания и оформляют ответы. Так как работа выполняется в группах, возможна экономия времени на ответах.

Ученикам предоставляется возможность сверить свои решения с эталонами ответов, чтобы убедиться в правильности выполнения заданий.)

II. Работа по теме урока

Первая часть

В а р и а н т 1

1. Сравните физические и химические явления. В чем их взаимосвязь? (§ 25, 26.)
2. Используя конкретные примеры, расскажите о признаках и условиях протекания химических реакций. (§ 25, 26.)
3. Из предложенного списка — плавление алюминия, замерзание воды, появление зеленого налета на медной монете — выпишите:
 - а) физические явления;
 - б) химические явления.Дайте обоснованный ответ.
4. Дайте определения всех типов химических реакций. (§ 29–32.)
5. Составьте план характеристики химического уравнения.
6. Составьте уравнение химической реакции по схеме и дайте его характеристику: $A + CD = C + AD$.
7. Приведите схемы превращений. (§ 30.)
8. Каков алгоритм решения расчетных задач по химическому уравнению? (§ 28.)
9. Составьте уравнения реакций по схеме превращений: калий \rightarrow гидроксид калия \rightarrow хлорид калия.
10. Вычислите массу оксида меди (II), образовавшегося при окислении меди кислородом количеством вещества 0,25 моль.

В а р и а н т 2

1. Чем смеси отличаются от чистого вещества и химического соединения? (§ 23.)

2. Назовите способы разделения однородной и неоднородной смесей. (§ 25.)
3. Составьте схему разделения смеси древесных опилок, соли и железных опилок.
4. Дайте определения всех типов химических реакций. (§ 29–32.)
5. Составьте план характеристики химического уравнения.
6. Составьте уравнение химической реакции и дайте его характеристику: азотная кислота + гидроксид алюминия → нитрат алюминия + вода.
7. Назовите схемы превращений. (§ 30.)
8. Вспомните алгоритм решения расчетных задач по химическому уравнению. (§ 28.)
9. Составьте уравнения реакций по схемам превращений: сера → оксид серы (IV) → сернистая кислота.
10. Вычислите массу образовавшегося оксида фосфора (V) при окислении 6,2 г фосфора.

В а р и а н т 3

1. Дайте определение реакций экзо- и эндотермических, обратимых и необратимых, каталитических и некаталитических. (§ 26, 29–30.)
2. Расскажите о скорости химической реакции. (§ 29–30.)
3. Дайте определения всех типов химических реакций. (§ 29–32.)
4. Составьте план характеристики химического уравнения.
5. Составьте уравнение химической реакции и дайте его характеристику: гидроксид свинца (II) → оксид свинца (II) + вода.
6. Вспомните схемы превращений. (§ 30.)
7. Приведите алгоритм решения расчетных задач по химическому уравнению. (§ 28.)
8. Составьте уравнения реакций по схемам превращений: барий → оксид бария → хлорид бария.
9. Вычислите массу оксида меди (II), образовавшегося при окислении меди количеством вещества 0,25 моль.

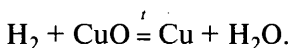
Эталоны ответов для самопроверки (к практическим заданиям)

В а р и а н т 1

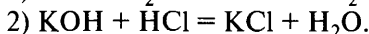
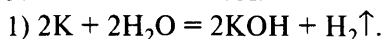
3. а) Физические явления: плавление алюминия — изменение агрегатного состояния вещества и формы тела; замерзание воды — изменение агрегатного состояния вещества.

б) Химическое явление: появление зеленого налета на медной монете — изменение цвета.

6. $A + CD = C + AD$ — схема реакции замещения.



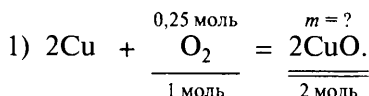
Исходные продукты реакции: H_2 — водород, простое вещество, 1 моль; CuO — оксид меди (II), сложное вещество, 1 моль. Конечные продукты реакции: Cu — медь, простое вещество, 1 моль; H_2O — вода, сложное вещество, 1 моль. Реакция замещения. Необратимая, эндотермическая, некаталитическая.



10. Дано: $\nu(\text{O}_2) = 0,25$ моль.

Найти: $m(\text{CuO}) = ?$

Решение



$$2) \frac{0,25}{1} = \frac{\nu(\text{CuO})}{2}; \nu(\text{CuO}) = 0,5 \text{ моль}.$$

$$3) M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{CuO}) = \nu(\text{CuO}) \cdot M(\text{CuO}) = 0,5 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 40 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{CuO}) = 40 \text{ г}.$

В а р и а н т 2

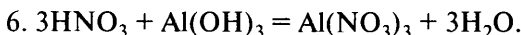
3. Смесь древесных опилок, соли и железной стружки — неоднородная смесь.

Железо намагничивается. Магнитом удаляем железо из смеси.

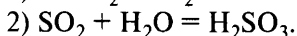
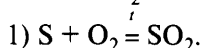
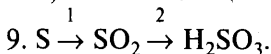
Древесные опилки и соль — неоднородная смесь. Добавляем в эту смесь воду. Соль растворяется в воде, древесные опилки всплывают на поверхность воды.

Фильтруем эту неоднородную смесь. На фильтре остаются древесные опилки. Фильтрат — однородная смесь, раствор соли.

Выпариваем фильтрат — разделяем однородную смесь.



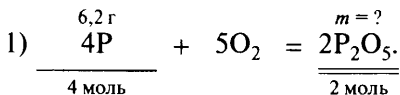
Исходные продукты реакции: HNO_3 — азотная кислота, сложное вещество, 3 моль; $\text{Al}(\text{OH})_3$ — гидроксид алюминия, сложное вещество, 1 моль. Конечные продукты реакции: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ — нитрат алюминия, сложное вещество, 1 моль; H_2O — вода, сложное вещество, 3 моль. Реакция обмена, необратимая, некаталитическая.



10. Дано: $m(\text{P}) = 6,2 \text{ г}$.

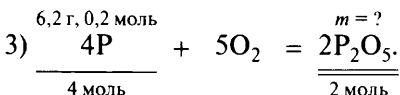
Найти: $m(\text{P}_2\text{O}_5) = ?$

Решение



2) $M(\text{P}) = 31 \text{ г/моль}$.

$$\nu(\text{P}) = \frac{m(\text{P})}{M(\text{P})} = \frac{6,2 \text{ г}}{31 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$



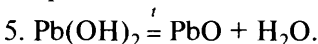
$$\frac{0,2}{4} = \frac{\nu(\text{P}_2\text{O}_5)}{2}; \nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,1 \text{ моль}.$$

4) $M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}$.

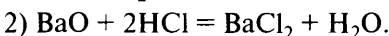
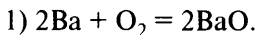
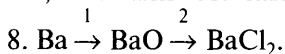
$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = \nu(\text{P}_2\text{O}_5) \cdot M(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,1 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 14,2 \text{ г}.$$

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

В а р и а н т 3



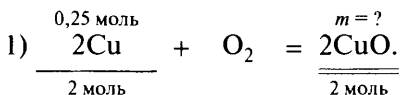
Исходный продукт реакции: $\text{Pb}(\text{OH})_2$ — гидроксид свинца (II), сложное вещество, 1 моль. Конечные продукты реакции: PbO — оксид свинца (II), сложное вещество, 1 моль; H_2O — вода, сложное вещество, 1 моль. Реакция разложения, необратимая, эндотермическая, некаталитическая.



9. Дано: $\nu(\text{Cu}) = 0,25 \text{ моль}$.

Найти: $m(\text{CuO}) = ?$

Решение.



$$2) \frac{0,25}{2} = \frac{\nu(\text{CuO})}{2}; \nu(\text{CuO}) = 0,25 \text{ моль}.$$

3) $M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}$.

$$m(\text{CuO}) = \nu(\text{CuO}) \cdot M(\text{CuO}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 20 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{CuO}) = 20 \text{ г}$.

Вторая часть

1. Из предложенного списка — горение бензина, позеленение медной проволоки, засахаривание варенья, образование тумана — выпишите:

а) физические явления;

б) химические явления.

Дайте обоснованный ответ.

2. Даны смеси:

а) сахара и железной стружки;

б) речного песка и соли.

Составьте план разделения данных смесей.

3. Составьте уравнения химических реакций и дайте их характеристику:

а) оксид железа (III) + марганец → железо + оксид марганца (II);

б) оксид фосфора (V) + оксид натрия → фосфат натрия.

4. К предложенным схемам подберите примеры уравнений реакций, подтверждающих химические свойства воды:

а) $A + B = AB$;

б) $AB + CD = AD + CB$.

5. Составьте уравнения реакций по схемам превращений:

а) фосфор → оксид фосфора (V) → фосфорная кислота;

б) магний → оксид магния → нитрат магния.

6. Решите расчетные задачи:

а) вычислите объем водорода (н. у.), выделившегося при взаимодействии натрия с 5,4 г воды;

б) вычислите массу соли, полученной при взаимодействии серной кислоты с 2,8 г гидроксида калия.

Ответы

1. а) Физические явления: засахаривание варенья — изменение агрегатного состояния вещества; образование тумана — изменение агрегатного состояния вещества.

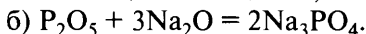
б) Химические явления: горение бензина — выделение теплоты и света; позеленение медной проволоки — изменение цвета.

2. а) Сахар и железная стружка — неоднородная смесь. Железо намагничивается. Магнитом отделяем железо от сахара.

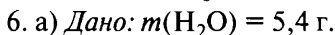
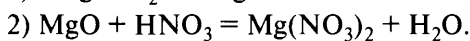
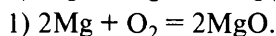
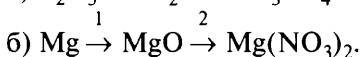
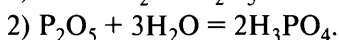
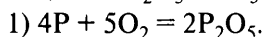
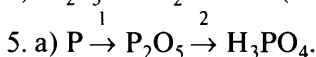
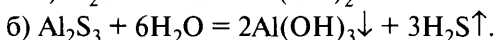
б) Речной песок и соль — неоднородная смесь. Соль растворима в воде. К смеси добавляем воду и получаем вновь неоднородную смесь. Фильтруем полученную неоднородную смесь и отделяем речной песок. Получаем однородную смесь, которую выпариваем. Получаем чистую соль.

3. а) $Fe_2O_3 + 3Mn \xrightarrow{\quad} 2Fe + 3MnO$.

Исходные продукты реакции: Fe_2O_3 — оксид железа (III), сложное вещество, 1 моль; Mn — марганец, простое вещество, 3 моль. Конечные продукты реакции: Fe — железо, простое вещество, 2 моль; MnO — оксид марганца (II), сложное вещество, 3 моль. Реакция замещения, необратимая, эндотермическая.

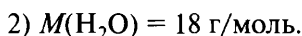
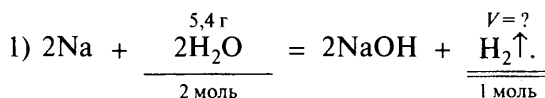


Исходные продукты реакции: P_2O_5 — оксид фосфора (V), сложное вещество, 1 моль; Na_2O — оксид натрия, сложное вещество, 3 моль. Конечный продукт реакции: Na_3PO_4 — фосфат натрия, сложное вещество, 2 моль. Реакция соединения, необратимая, экзотермическая.

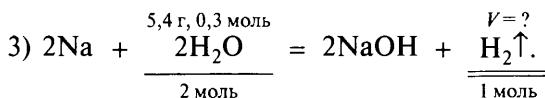


Найти: $V(\text{H}_2) = ?$

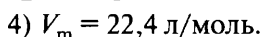
Решение



$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{5,4 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$



$$\frac{0,3}{2} = \frac{\nu(\text{H}_2)}{1}; \nu(\text{H}_2) = 0,15 \text{ моль.}$$

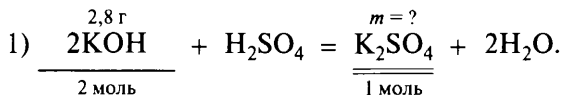


$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_{\text{м}} = 0,15 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 3,36 \text{ л.}$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 3,36 \text{ л.}$

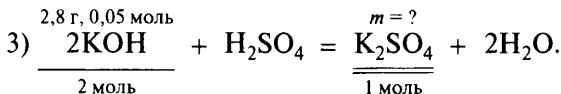


Найти: $m(\text{соли}) = ?$

Решение

$$2) \quad M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}.$$

$$v(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{2,8 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}.$$



$$\frac{0,05}{2} = \frac{v(\text{K}_2\text{SO}_4)}{1}; \quad v(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,025 \text{ моль}.$$

$$4) \quad M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = v(\text{K}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,025 \text{ моль} \cdot 174 \text{ г/моль} = 4,35 \text{ г}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 4,35 \text{ г}.$$

III. Подведение итогов урока

(Учитель выставляет учащимся оценки за работу на уроке.)

Домашнее задание

1. Подготовиться к контрольной работе (§ 25–33). Повторить типы химических реакций; план характеристики химической реакции: обратимость, экзо- и эндотермическая, наличие катализатора; алгоритмы решения задач по уравнениям реакций.
2. Выполнить следующие задания (примерные задания контрольной работы).
 - 1) Составьте уравнение реакции по схеме, укажите тип реакции и ее признак:
 - а) серная кислота + алюминий → сульфат алюминия + водород;
 - б) цинк + нитрат серебра → ? + ?;
 - в) гидроксид натрия + фосфорная кислота → ?;
 - г) оксид натрия + азотная кислота → ? + ?;
 - д) ? + оксид бария → фосфат бария.
 - 2) Составьте уравнения реакций по схемам превращений:
 - а) кальций (магний) → оксид кальция (оксид магния) → → гидроксид кальция (гидроксид магния) → хлорид кальция (нитрат магния);
 - б) фосфор → оксид фосфора (V) → фосфорная кислота → → фосфат калия.

3) Какие реакции называются реакциями замещения (обмена, соединения, разложения)? Сравните их с реакциями соединения, разложения и обмена.

4) Вычислите объем водорода, который образуется при взаимодействии 130 г цинка с соляной кислотой. Вычислите массу соляной кислоты, вступившей в реакцию.

5) Придумайте и решите задачу, в условии которой дана масса раствора с определенной массовой долей растворенного вещества и требуется найти массу одного из образовавшихся веществ и объем другого вещества. При составлении условия задачи воспользуйтесь схемой уравнения реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

В а р и а н т у р о к а 47. Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Изменения, происходящие с веществами»

Цели: обобщить и систематизировать знания, умения по узловым вопросам темы «Изменения, происходящие с веществами»: химические реакции и их признаки; уравнения химических реакций разложения, соединения, замещения, обмена и условия протекания реакций обмена; обратимость, скорость реакции, выделение или поглощение энергии, применение катализатора; схемы превращений; расчетные задачи по химическим уравнениям.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, справочные таблицы, кодотранспаранты с высказываниями М.В. Ломоносова и А.С. Пушкина и заданиями для команд, кроссворды-шифры в распечатанном виде; пробирки, спиртовка, лабораторный штатив с кольцом и лапкой, асбестовая сетка, лабораторные весы с разновесами, химические стаканы объемом 1000 мл; вода, индикаторы, поваренная соль, гидроксид натрия, соляная кислота, сульфат меди (II), две одинаковые свечи, спички, карбид кальция, оксид кальция, кальций, растворы кислот и щелочей, растворы вытяжки цветков или ягод.

Ход урока

I. Организационный момент

(Урок проводится в игровой форме, для этого необходимо разделить учащихся на команды (три команды по пять учеников),

жюри (три ученика) и болельщиков (по три ученика для каждой команды).

Учащихся необходимо ознакомить с системой выставления баллов:

- 1 балл — правильный ответ, правильное выполнение задания.
- 0,5 балла — дополнение болельщиков.
- 1 балл — нарушение дисциплины, штрафной балл.
- + 1 балл — поощрительный.)

II. Работа в игровой форме по теме урока (КВН)

Этап 1. Разминка

(Быстрый выбор ответа на поставленный вопрос. Правильные ответы выделены курсивом. Пока команды выполняют задания, проводится разминка для болельщиков: учитель предлагает им дать определения реакций соединения, разложения, замещения и обмена.)

1. Какое из явлений относится к химическим?
 - а) испарение воды;
 - б) *горение дров*;
 - в) перегонка нефти;
 - г) плавление олова.
2. Что характерно для экзотермических реакций?
 - а) поглощение тепла;
 - б) отсутствие теплового эффекта;
 - в) *выделение тепла*;
 - г) таких реакций не существует.
3. Как называется реакция, в результате которой из одного сложного вещества образуется несколько новых?
 - а) соединения;
 - б) замещения;
 - в) обмена;
 - г) *разложения*.
4. Какое из явлений относится к физическим?
 - а) разложение воды;
 - б) скисание молока;
 - в) *перегонка нефти*;
 - г) ржавление железа.
5. Что характерно для эндотермических реакций?
 - а) *поглощение тепла*;
 - б) отсутствие теплового эффекта;
 - в) выделение тепла;
 - г) таких реакций не существует.
6. Как называется реакция, в результате которой из двух сложных веществ образуются два новых?
 - а) соединения;
 - б) замещения;
 - в) *обмена*;
 - г) разложения.
7. Установите соответствие между типом химической реакции и ее схемой. В уравнениях подберите коэффициенты.

Тип химической реакции	Схема реакции
А. Реакция разложения	1. $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{MgO}$
Б. Реакция обмена	2. $\text{CuO} + \text{Al} \rightarrow \text{Cu} + \text{Al}_2\text{O}_3$
В. Реакция замещения	3. $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
Г. Реакция соединения	4. $\text{ZnO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$
	5. $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
	6. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + \text{NaCl}$

Ответ

А – 1: $\text{MgCO}_3 = \text{CO}_2\uparrow + \text{MgO}$.

Б – 5: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, 6: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$.

В – 2: $3\text{CuO} + 2\text{Al} = 3\text{Cu} + \text{Al}_2\text{O}_3$, 4: $\text{ZnO} + \text{H}_2 = \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$.

Г – 3: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$.

8. Соотнесите левую и правую части уравнения. Укажите тип реакции.

Левая часть уравнения реакции	Правая часть уравнения реакции
А. $\text{Cu}(\text{OH})_2 =$	1. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
Б. $\text{CuO} + 2\text{HCl} =$	2. CuC
В. $\text{CuO} + \text{H}_2 =$	3. $\text{CuCl} + \text{H}_2\text{O}$
Г. $\text{Cu} + \text{S} =$	4. CuS
	5. $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	6. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
	7. $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

Ответ

А – 6. Реакция разложения.

Б – 5. Реакция обмена.

В – 1. Реакция замещения.

Г – 4. Реакция соединения.

Этап 2. Правила ТБ и ОТ

Выполните эксперимент. Соблюдая правила ТБ и ОТ, нагрейте воду в пробирке, закрепленной в лабораторном штативе.

(Участвуют по одному ученику от каждой команды. Остальные члены команд разгадывают шифр – ответом станет правило ТБ.)

Х	И	Р	Е	А	К	П	Р	О	Б	О	У	С
И	М	Е	И	И	Т	Я	З	Ь	А	В	К	В
Ч	Е	С	К	В	Ы	Н	Е	Л	Т	Ь	Н	А

Ответ: химические реактивы нельзя пробовать на вкус.

(Болезельщики также работают с шифром.)

П	У	С	Н	Р	Е	В	А	Е
Р	К	Р	А	Г	Д	И	Ж	М
О	Б	И	Д	Ю	К	О	Й	О
А	Ж	Р	Е	Ь	Т	С	Р	О
Т	И	Е	М	В	С	Т	О	Н
Ь	Т	С	А	В	О	Т	Т	У
О	Е	Р	Р	И	Я	И	О	О
Т	В	Й	Е	Щ	Б	Е	С	Т

Ответ: пробирку с нагреваемой жидкостью держать отверстием в сторону от себя и от товарищей.

(Жюри подводит итоги первого и второго этапов игры (учитывается работа команд и болельщиков).)

Этап 3. Характеристика химического уравнения

Задание 1

Верна ли характеристика уравнения химической реакции?

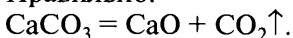


Исходный продукт реакции: CaCO_3 – карбид кальция, сложное вещество, 2 моль. Конечные продукты реакции: CaO – оксид кальция, сложное вещество, 2 моль; CO_2 – оксид углерода (IV), сложное вещество, 2 моль.

Реакция необратимая, некаталитическая, экзотермическая, разложения.

Ответ

Правильно:

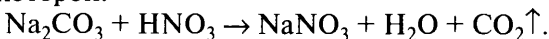


Исходный продукт реакции: CaCO_3 – карбонат кальция, сложное вещество, 1 моль. Конечные продукты реакции: CaO – оксид кальция, сложное вещество, 1 моль; CO_2 – оксид углерода (IV), сложное вещество, 1 моль.

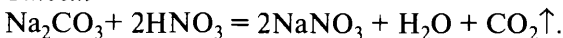
Реакция необратимая при обычных условиях, некаталитическая, эндотермическая, так как это реакция разложения.

Задание 2

Определите сумму коэффициентов в уравнении реакции, схема которой:



Ответ



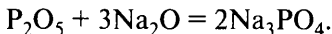
(Следующее задание выполняют болельщики команд.)

Задание 3

Запишите химическими формулами уравнение реакции: оксид фосфора (V) взаимодействует с оксидом натрия, и образуется

фосфат натрия. Подберите коэффициенты. Определите сумму коэффициентов в левой части уравнения химической реакции и тип реакции.

Ответ



Сумма коэффициентов в левой части уравнения химической реакции равна 4 (1 + 3). Реакция соединения.

(Жюри подводит итоги третьего этапа игры (учитывается работа команд и болельщиков).)

Этап 4. Схемы превращений

Задание 1

Определите вещество X. Составьте уравнения реакций по схеме превращений, назовите типы реакций. Дайте названия всем соединениям:



Ответ



1. $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 \uparrow$, реакция соединения.

угле- кисло- оксид
род род углеро-
да (IV)

2. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$, реакция соединения.

оксид вода угольная
углеро- кислота
да (IV)

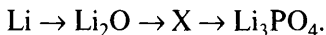
3. $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, реакция обмена.

угольная гидроксид карбонат вода
кислота калия калия

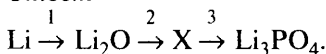
Вещество X – CO_2 , оксид углерода (IV), углекислый газ.

Задание 2

Определите вещество X. Составьте уравнения реакций по схеме превращений, назовите типы реакций. Дайте названия всем соединениям:



Ответ



1. $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$, реакция соединения.

ли- кисло- оксид
тий род лития

2. $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$, реакция соединения.

оксид вода гидроксид
лития лития



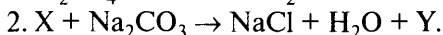
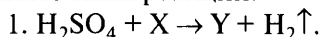
гидроксил
лития
фосфорная
кислота
фосфат
лития
вода

Вещество X – LiOH, гидроксид лития.

(Следующее задание выполняют болельщики команд.)

Задание 3

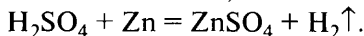
Определите вещества X и Y. Составьте уравнения реакций, укажите типы реакций.



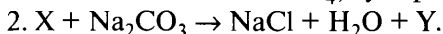
Ответ

1. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{X} \rightarrow \text{Y} + \text{H}_2\uparrow$. При взаимодействии серной кислоты с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов до водорода, выделяется водород и образуется соль.

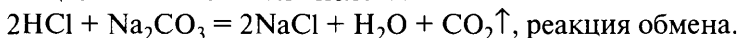
Вещество X – Zn, цинк.



Вещество Y – соль ZnSO_4 , сульфат цинка.



Вещество X – соляная кислота.



Вещество Y – CO_2 , оксид углерода (IV), углекислый газ.

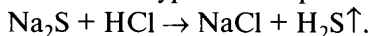
(Жюри подводит итоги четвертого этапа игры (учитывается работа команд и болельщиков).)

Этап 5. Формулы для решения расчетных задач

Задание 1

(Задания выполняют по два ученика от команды.)

Придумайте и решите задачу, в условии которой дана масса раствора с определенной массовой долей растворенного вещества и требуется найти массу одного из образовавшихся веществ и объем другого вещества. При составлении условия задачи воспользуйтесь схемой уравнения реакции:

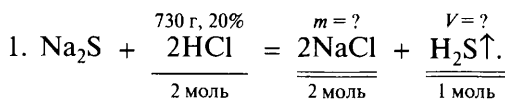


Ответ

Условие задачи

К 730 г 20%-го раствора соляной кислоты прилили сульфид натрия. Вычислите массу образовавшейся соли и объем выделившегося газа (н. у.).

Решение

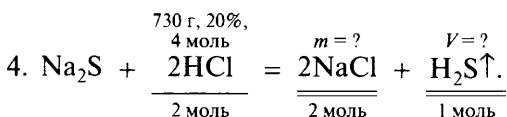


$$2. m(\text{p. в.}) = \frac{W(\text{p. в.}) \cdot m(\text{p-ра})}{100\%}.$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{20\% \cdot 730 \text{ г}}{100\%} = 146 \text{ г}.$$

$$3. M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}.$$

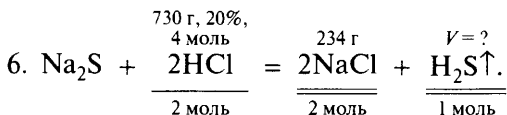
$$\nu(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{146 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}.$$



$$\frac{4}{2} = \frac{\nu(\text{NaCl})}{2}; \nu(\text{NaCl}) = 4 \text{ моль}.$$

$$5. M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{NaCl}) = \nu(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 4 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 234 \text{ г}.$$



$$\frac{4}{2} = \frac{\nu(\text{H}_2\text{S})}{1}; \nu(\text{H}_2\text{S}) = 2 \text{ моль}.$$

$$7. V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = \nu(\text{H}_2\text{S}) \cdot V_m = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \text{ л}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{NaCl}) = 234 \text{ г}, V(\text{H}_2\text{S}) = 44,8 \text{ л}.$$

(Следующее задание выполняют остальные члены команд и болельщики.)

Задание 2

(На кодотранспаранте записаны формулы:

$$1. N = \nu \cdot N_A.$$

$$2. \nu = m/M.$$

$$3. V = \nu \cdot V_m.$$

$$4. W(\text{p. в.}) = m(\text{p. в.}) / m(\text{p-ра}).$$

$$5. m = \nu \cdot M.$$

$$6. \nu = V/V_m.$$

$$7. \phi = V(\text{газа}) / V(\text{смеси газов}).$$

$$8. m(\text{чистого в-ва}) = m(\text{смеси}) \cdot W(\text{чистого в-ва}).$$

$$9. \nu = N/N_A.)$$

— Выберите:

1. Формулы для вычисления количества вещества. (2, 6, 9.)

2. Формулу для вычисления массы вещества. (5.)

3. Формулу для вычисления числа структурных частиц. (1.)

4. Формулу для вычисления объема газа при н. у. (3.)
 5. Формулу для вычисления массовой доли растворенного вещества. (4.)
 6. Формулу для вычисления объемной доли газа. (7.)
 7. Формулу для вычисления массы чистого вещества в смеси. (8.)
- (Жюри подводит итоги пятого этапа игры (учитывается работа команд и болельщиков).)

Этап 6. Домашнее задание

Задания для первой команды

1. Сделайте сообщение на тему «М.В. Ломоносов – великий русский ученый».
2. Выполните эксперимент № 4 (с. 249) и ответьте на вопросы.

Задания для второй команды

1. Сделайте сообщение на тему «А.Л. Лавуазье – выдающийся французский химик».
2. Ответьте на вопросы № 2, 3 (с. 251).

Задание для третьей команды

1. Сделайте сообщение на тему «Р. Бойль – английский физик и химик».
2. Выполните эксперимент № 4 (с. 247) и ответьте на вопросы.

(При подведении итогов выполнения домашнего задания следует учитывать следующее: интересную подачу излагаемого материала, доступность восприятия, четкие действия учащихся в момент проведения экспериментов с соблюдением правил ТБ и ОТ, правильное обоснование теории всех экспериментов.

Далее учитель может зачитать некоторые высказывания, записанные на кодотранспарантах.)

1. В земное недро ты, Химия,
Проникни взора остротой,
И что содержит в нем Россия,
Драги сокровища открой...

М.В. Ломоносов

2. Закон сохранения массы веществ, сформулированный М.В. Ломоносовым

«Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому (...)».

3. Высказывание А.С. Пушкина о М.В. Ломоносове

«Историк, ритор, механик, химик, минералог, художник и стихотворец, он все испытал и все проник...»

4. Обращение М.В. Ломоносова к молодежи

О вы, которых ожидает
Отечество от недр своих

И видеть таковых желает,
Каких зовет от стран чужих,
О, ваши дни благословенны!
Дерзайте ныне ободренны
Раченьем вашим показать,
Что может собственных Платонов
И быстрых разумом Невтонов
Российская земля рождать!

(Если на уроке останется время, учитель может загадать учащимся загадки.)

1. Название какого химического элемента совпадает с названием соснового леса? (*Бор.*)
2. В названии каких животных отражены названия химических элементов? (*Золотая рыбка, серебристый карп, рыбки-серебрянки, золотистый пингвин, золотистый дельфин, ящерица-медянка, змея-медянка, серебристый кролик.*)

(Жюри подводит итоги всей игры в целом (учитывается работа команд и болельщиков), определяет команду-победительницу, отмечает самых активных членов команд и болельщиков.)

III. Подведение итогов урока

(Учитель подводит итоги урока, благодарит учащихся за работу, выставляет оценки.)

Домашнее задание

(См. задания в первом варианте урока 47.)

Урок 48. Контрольная работа № 3. Изменения, происходящие с веществами

Цели: проверить знания, умения учащихся, степень усвоения ими материала по теме «Изменения, происходящие с веществами».

Оборудование: карточки с заданиями, справочные таблицы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Контрольная работа

(См. КИМы, контрольная работа 4 (усложненный уровень), с. 91–92.)

Ответы

Усложненный уровень

Вариант 1

1. а) $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{BaCl}_2 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{HCl}$, реакция обмена.

б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, реакция обмена.

в) $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$, реакция замещения.

2. 1) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$, реакция замещения.

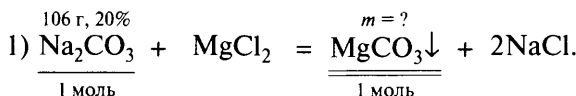
2) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, реакция обмена.

3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$, реакция обмена.

3. Дано: $m(\text{р-ра Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г}$, $W(\text{р. в. Na}_2\text{CO}_3) = 20\%$.

Найти: $m(\text{осадка}) = ?$

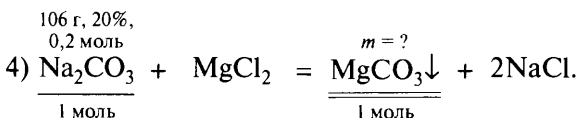
Решение



$$\begin{aligned} 2) m(\text{р. в. Na}_2\text{CO}_3) &= \frac{W(\text{р. в. Na}_2\text{CO}_3) \cdot m(\text{раствора Na}_2\text{CO}_3)}{100\%} = \\ &= \frac{20\% \cdot 106 \text{ г}}{100\%} = 21,2 \text{ г}. \end{aligned}$$

3) $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$.

$$v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \frac{21,2 \text{ г}}{106 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$



$$\frac{0,2}{1} = \frac{v(\text{MgCO}_3)}{1}; v(\text{MgCO}_3) = 0,2 \text{ моль}.$$

5) $M(\text{MgCO}_3) = 84 \text{ г/моль}$.

$$m(\text{MgCO}_3) = v(\text{MgCO}_3) \cdot M(\text{MgCO}_3) = 0,2 \text{ моль} \cdot 84 \text{ г/моль} = 16,8 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{MgCO}_3) = 16,8 \text{ г}$.

В а р и а н т 2

1. а) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$, реакция обмена.

б) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$, реакция замещения.

в) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, реакция обмена.

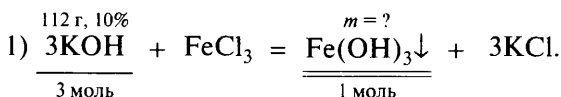
2. 1) $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$, реакция соединения.

2) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$, реакция соединения.

3) $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaCl}_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{HCl}$, реакция обмена.

3. Дано: $m(\text{р-ра KOH}) = 112 \text{ г}$, $W(\text{р. в. KOH}) = 10\%$.

Найти: $m(\text{осадка}) = ?$

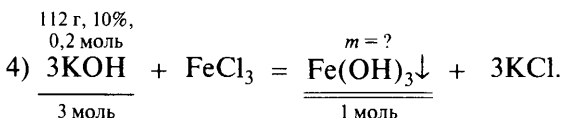
Решение

$$2) m(\text{р. в. KOH}) = \frac{W(\text{р. в. KOH}) \cdot m(\text{р-ра KOH})}{100\%} = \frac{10\% \cdot 112 \text{ г}}{100\%} =$$

= 11,2 г.

$$3) M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{11,2 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$



$$\frac{0,2}{3} = \frac{\nu(\text{Fe(OH)}_3)}{1}; \nu(\text{Fe(OH)}_3) = 0,067 \text{ моль}.$$

$$5) M(\text{Fe(OH)}_3) = 107 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{Fe(OH)}_3) = \nu(\text{Fe(OH)}_3) \cdot M(\text{Fe(OH)}_3) = 0,067 \text{ моль} \times 107 \text{ г/моль} = 7,17 \text{ г}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{Fe(OH)}_3) = 7,17 \text{ г}.$$

Тема V. РАСТВОРЕНИЕ. РАСТВОРЫ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА И ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Урок 49. Растворение. Растворимость веществ в воде

Цели: сформировать знания о роли растворов в природе и жизни человека, о растворах на основе физико-химической теории, о тепловых явлениях при растворении и образовании гидратов, кристаллогидратов, о растворимости веществ в воде при определенной температуре и образовании ненасыщенных, насыщенных и пересыщенных растворов, о растворимости кислот, оснований и солей в воде при температуре 20 °С; научить работать с таблицей растворимости, решать простейшие задачи на растворимость.

Основные понятия: растворы, гидраты, кристаллогидраты, растворимость, ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы.

Оборудование: таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде; горячая вода, химические стаканы, колбы, предметное стекло, микроскоп, стеклянная палочка, спиртовка; медный купорос, глауберова соль, сода, серная кислота концентрированная, сульфат меди (II) безводный, пересыщенный раствор сульфата натрия, оксид меди (II); инструкция по ТБ и ОТ.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Учитель анализирует результаты выполненной учениками контрольной работы № 3, акцентирует внимание на ошибках, допущенных в ней, и объясняет решение некоторых заданий. Предлагает учащимся сделать работу над ошибками.)

Тест

(См. КИМы, тест 12 (задания А1–А6, В1 и С1 из каждого варианта), с. 38–41.)

III. Изучение нового материала

План

1. Роль растворов в природе и жизни человека.
2. Физико-химическая теория растворов.
3. Тепловые явления при растворении и образовании гидратов, кристаллогидратов.
4. Растворимость веществ в воде при определенной температуре и образование ненасыщенных, насыщенных и пересыщенных растворов.
5. Растворимость кислот, оснований и солей в воде при температуре 20 °С.
6. Решение расчетных задач на растворимость.

(Изучение нового материала начинается с чтения текста на с. 186–187.)

В природе встречается как пресная вода рек, озер, родников, представляющая собой растворы солей в небольшой концентрации, так и морская вода – раствор солей с концентрацией 3,5%. Жизнь на Земле зародилась в растворе с массовой долей солей около 1%. Волшебный раствор, содержащийся в живом организме и составляющий основу крови, имеет массовую долю соли 0,9%. Все сложные обменные процессы на клеточном уровне протекают в растворах.

В почвообразовании и развитии растений важную роль играют водные растворы. Во многих технологических процессах на производствах всех отраслей промышленности необходимы растворы. Изучение растворов занимает важное место в химии.

- Что же такое раствор? (*Раствор — это смесь.*)
- Как эта смесь классифицируется? (*Это однородная смесь. Частицы, образующие однородную смесь, равномерно распределены в объеме смеси и не видны невооруженным глазом.*)

(Учитель демонстрирует растворы солей: хлорида натрия, сульфата меди (II), сульфата натрия; раствор серной кислоты.)

- Как выглядят эти растворы? (*Раствор соли сульфата меди (II) голубого цвета, остальные бесцветные. Все растворы прозрачные. Это однородные смеси.*)

Сторонники физической теории растворов, которую развивали Вант-Гофф, Аррениус и Оствальд, считали, что процесс растворения — это результат диффузии, то есть проникновения частиц растворенного вещества в промежутки между частицами растворителя.

Д.И. Менделеев считал, что растворение — это процесс не только физический, но и химический. При растворении веществ в одних случаях наблюдается выделение теплоты, а в других — ее поглощение, все это признаки химических реакций.

(Учитель демонстрирует опыты.)

Опыт 1

В химический стакан нальем дистиллированную воду и измерим термометром ее температуру.

К воде, налитой в химический стакан, аккуратно по стеклянной палочке приливаем концентрированную серную кислоту. Измерим температуру полученного раствора.

- Что наблюдаем? (*Растворение серной кислоты в воде и повышение температуры раствора — это признаки химической реакции.*)

Опыт 2

Растворим в дистиллированной воде безводный сульфат меди (II), измерим температуру воды и полученного раствора.

- Что наблюдаем? (*Раствор становится прозрачным, голубого цвета. При растворении соли в воде температура раствора повышается.*)

Опыт 3

Растворим нитрат аммония в дистиллированной воде. Измерим температуру раствора соли.

- Что наблюдаем? (*Раствор становится прозрачным, температура раствора понижается.*)

Опыт 4

На смоченную водой деревянную дощечку поставим стакан с дистиллированной водой и растворим в ней нитрат аммония.

- Что наблюдаем через некоторое время? (*Нитрат аммония растворяется в воде, стакан с раствором соли примерзает к деревянной дощечке.*)

При растворении нитрата аммония в воде происходит поглощение теплоты, сильное охлаждение раствора и воды на деревянной дощечке, что приводит к примерзанию стакана к дощечке.

Итак, мы наблюдали изменение цвета раствора, выделение и поглощение теплоты, на основании этого мы можем сделать вывод, что растворение – это химическое взаимодействие частиц растворенного вещества с молекулами воды.

Таким образом, *раствор* – это однородная система, состоящая из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.

При взаимодействии частиц растворенного вещества с молекулами воды образуются *гидраты*, а также химические связи, в результате чего теплота может выделиться или поглотиться. *Гидраты* – это непрочные соединения веществ с водой, существующие в растворе. Твердые соли, кристаллы, в состав которых входит вода, – это *кристаллогидраты*.

(Учитель демонстрирует ученикам кристаллогидраты медного купороса, глауберовой соли.

Учащиеся сравнивают внешний вид безводного сульфата меди (II) CuSO_4 – кристаллы серо-белого цвета и кристаллогидрата медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – кристаллы голубого цвета.)

При растворении безводного сульфата меди (II) в воде образуются гидраты и кристаллогидраты голубого цвета – это является прямым доказательством гидратной теории Д.И. Менделеева.

В данный момент принята объединенная, физико-химическая теория растворов, о которой Д.И. Менделеев писал в своем учебнике «Основы химии».

(Учащиеся читают текст на с. 188.)

Рассмотрим факторы, влияющие на растворимость веществ.

Ф а к т о р 1. Природа растворителя и растворяемого вещества. В полярном растворителе хорошо растворяются соединения с полярными связями – соли, кислоты, щелочи.

Опыт 5

Сравним растворимость сульфата натрия в воде и растворимость в воде бензина.

- Что наблюдаем? (*Сульфат натрия хорошо растворим в воде: соединение с ионной связью хорошо растворяется в полярном растворителе – воде.*)

Ф а к т о р 2. Органические вещества с гидрофильными частицами: сахароза, глюкоза, глицерин, уксусная кислота, лимонная кислота – хорошо растворяются в воде.

Опыт 6

Растворим в воде глицерин.

- Что наблюдаем? (*Глицерин хорошо растворяется в воде.*)

Ф а к т о р 3. Температурный фактор оказывает влияние на растворимость веществ.

Опыт 7

Сравним растворение сахара в воде без нагревания и при нагревании.

- Что наблюдаем? (*При нагревании растворимость сахара увеличивается.*)

Ф а к т о р 4. Давление влияет на растворимость газов.

При повышении давления растворимость газов увеличивается.

Пример: получение напитков – растворение углекислого газа при высоком давлении.

Следует знать! Понятия *растворимость* и *массовая доля растворенного вещества* обозначают не одно и то же. Растворимость показывает массу вещества, способного раствориться в 100 г воды при определенной температуре.

(Ученики изучают рис. 123 (с. 189).)

- Сравните растворимость нитрата бария при 60 и 100 °С. (*Растворимость нитрата бария при 60 °С равна 16 г на 100 г воды, а при 100 °С – 59 г на 100 г воды.*)

- Как изменяется растворимость хлорида натрия (поваренной соли)? (*При нагревании до 10 °С растворимость хлорида натрия возрастает, а затем практически не изменяется.*)

Чтобы вычислить массовую долю растворенного вещества, необходимо для начала найти массу раствора: 100 г + $m(\text{р. в.})$, а за-

тем воспользоваться формулой: $W(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{m(\text{раствора})}$.

$$W(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) \text{ при } 60^\circ\text{C} = \frac{16 \text{ г} \cdot 100\%}{100 + 16} = 13,79\%.$$

$$W(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) \text{ при } 100^\circ\text{C} = \frac{59 \text{ г} \cdot 100\%}{100 + 59} = 37,1\%.$$

(Учитель обращает внимание учащихся на таблицу растворимости некоторых солей в воде при 20 °С (табл. 9, с. 191).)

Хорошо растворимые соли в воде — растворимость соли больше 1 г на 100 г воды.

Малорастворимые соли в воде — растворимость соли меньше 1 г соли на 100 г воды.

Нерастворимые соли в воде — растворимость соли меньше 0,01 г соли на 100 г воды.

Следует помнить, что в природе практически не существует нерастворимых веществ. Металл серебро растворяется в воде незначительно, атомы серебра обеззараживают воду. В воде, налитой в серебряную посуду, нет микробов.

По массе растворенного вещества раствор бывает:

- насыщенный — это раствор, в котором при данной температуре вещество больше не растворяется;
- ненасыщенный — это раствор, в котором при данной температуре находится меньше растворяемого вещества, чем в его насыщенном растворе;
- пересыщенный — это раствор, в котором при данной температуре находится в растворенном состоянии больше вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях.

Опыт 8

(До начала урока учитель получает пересыщенный раствор глауберовой соли. Как приготовить такой раствор, учащиеся узнают из текста на с. 190.)

В пересыщенный раствор глауберовой соли аккуратно вводим стеклянную палочку с кристалликами этой соли.

— Что наблюдаем? (*Происходит кристаллизация соли из раствора.*)

Такое же явление — кристаллизацию — мы можем наблюдать и в природе: на предметах, помещенных в воду Мертвого моря, нарастают кристаллы различных форм.

(Ученики вместе с учителем выполняют лабораторный опыт.)

Лабораторный опыт. Получение насыщенного раствора сульфата меди (II) и кристаллов медного купороса

Для получения насыщенного раствора сульфата меди (II) к оксиду меди добавим несколько капель серной кислоты и слегка нагреем до легкого кипения.

Охладим полученный раствор в штативе для пробирок.

Стеклянной палочкой нанесем каплю полученного раствора на предметное стекло.

— Рассмотрите образовавшиеся кристаллы медного купороса и зарисуйте их.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики под руководством учителя выполняют задания № 2, 4, 7 из учебника (с. 192).)

Ответы

№ 2. Хорошо растворимые вещества: HNO_3 — азотная кислота, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — гидроксид бария, CaCl_2 — хлорид кальция, H_2SO_4 — серная кислота, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат меди (II).

Малорастворимые вещества: CaSO_3 — сульфит кальция, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ — гидроксид стронция, CaSO_4 — сульфат кальция.

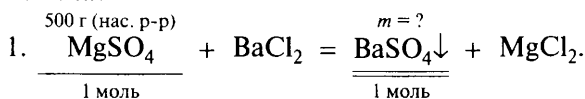
Нерастворимые вещества: BaSO_4 — сульфат бария, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа (III), CaCO_3 — карбонат кальция, AgCl — хлорид серебра.

№ 4. Серебро является металлом, однако оно незначительно растворяется в воде. Атомы серебра способны уничтожать микробы. При помещении серебряных изделий в воду та обеззараживается. Атомы серебра убивают микробы и в ранке, смоченной водой, в которой подержали серебряные изделия. Ранка быстро заживает.

№ 7. Дано: $m(\text{насыщенного раствора } \text{MgSO}_4) = 500 \text{ г}$.

Найти: $m(\text{осадка}) = ?$

Решение



2. Вычисляем массу MgSO_4 в 500 г насыщенного раствора MgSO_4 .

Растворимость MgSO_4 при 20°C составляет 38 г на 100 г воды (рис. 123, с. 189). Масса насыщенного раствора, соответственно, равна 138 г (100 г + 38 г).

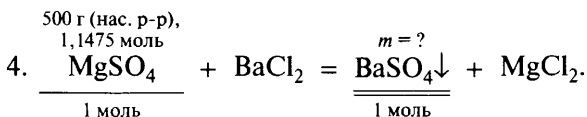
В 138 г насыщенного раствора сульфата магния растворено 38 г сульфата магния.

В 500 г насыщенного раствора сульфата магния растворено x г сульфата магния.

$$x = \frac{500 \text{ г} \cdot 38 \text{ г}}{138 \text{ г}} = 137,7 \text{ г}.$$

$$3. \quad M(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г/моль}.$$

$$v(\text{MgSO}_4) = \frac{m(\text{MgSO}_4)}{M(\text{MgSO}_4)} = \frac{137,7 \text{ г}}{120 \text{ г/моль}} = 1,1475 \text{ моль}.$$



$$\frac{1,1475}{1} = \frac{v(\text{BaSO}_4)}{1}; v(\text{BaSO}_4) = 1,1475 \text{ моль.}$$

$$5. M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ г/моль.}$$

$$m(\text{BaSO}_4) = v(\text{BaSO}_4) \cdot M(\text{BaSO}_4) = 1,1475 \text{ моль} \cdot 233 \text{ г/моль} = 267,4 \text{ г.}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{BaSO}_4) = 267,4 \text{ г.}$$

V. Подведение итогов урока

1. Растворение — это физико-химический процесс.
2. Растворы — это однородная система, состоящая из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.
3. Гидраты — результат взаимодействия растворенного вещества с водой.
4. Растворимость и массовая доля растворенного вещества — это разные понятия.
5. Факторы, влияющие на растворимость вещества: температура, природа растворимого вещества и растворителя, давление (для газов).
6. Растворы по массе растворенного вещества при определенной температуре в определенной массе растворителя делятся на ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные.
7. По количеству растворенного вещества в 100 г воды при 20 °С вещества делятся на хорошо растворимые, малорастворимые и нерастворимые.

Домашнее задание

§ 34, устно выполнить задания № 1, 3, 5, 6 (с. 192).

Урок 50. Электролитическая диссоциация

Цели: актуализировать знания о видах химической связи; сформировать представление о механизме электролитической диссоциации веществ с различными видами химической связи, степени электролитической диссоциации, сильных и слабых электролитов; научить составлять уравнения диссоциации электролитов.

Основные понятия: электролиты, неэлектролиты, электролитическая диссоциация, ассоциация, гидратированные ионы, степень электролитической диссоциации, сильные и слабые электролиты.

Оборудование: прибор для работы с электрическим током; раствор поваренной соли, твердая поваренная соль, твердый гидроксид натрия.

сид натрия, вода, раствор щелочи, концентрированная уксусная и концентрированная серная кислоты; справочные таблицы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Изучение нового материала

План

1. Виды химической связи.
 2. Вещества — электролиты и неэлектролиты.
 3. Электролитическая диссоциация и ассоциация.
 4. Механизм электролитической диссоциации веществ с различными видами химической связи.
 5. Степень электролитической диссоциации, сильные и слабые электролиты.
- Какие виды химической связи мы изучили? (*Ковалентную, ионную и металлическую.*)
 - Как возникает ковалентная связь? Какой она бывает? (*Ответ. Ковалентная связь образуется посредством общих электронных пар между атомами неметаллов. Если она образуется между атомами элементов с одинаковой ЭО, то это ковалентная неполярная связь (H_2 , O_2 , Cl_2), если между атомами элементов с разной ЭО — это ковалентная полярная связь (H_2O , OF_2 , HCl , это бинарные соединения).*)
 - Как возникает ионная связь? (*Ионная связь характерна для соединений металлов с неметаллами, так как они резко отличаются по ЭО (CaF_2 , $NaCl$, Mg_3N_2 , это бинарные соединения).*)
 - Какой вид химической связи в соединениях, молекулы которых состоят из трех или более атомов? (*Ответ. Соли, кислоты и основания — это более сложные соединения. У солей кислородсодержащих кислот в кислотных остатках ковалентная полярная связь, а между кислотным остатком и металлом возникает ионная. В узлах кристаллической решетки солей находятся ионы металла и ионы кислотного остатка. У оснований в гидроксогруппе ковалентная полярная связь, а между металлом и гидроксогруппой — ионная. В узлах кристаллической решетки оснований находятся ионы металла и ионы гидроксогруппы. Если в состав соединения входят только атомы углерода, кислорода и водорода, то все связи между атомами ковалентные. Молекулы таких соединений нейтральны, в их структуре нет ионов (бензин, глюкоза, ацетон, эфир, спирт).*)

Различия в характере химической связи сказываются на поведении веществ при растворении их в воде.

Химические эксперименты. Электропроводность твердых солей, оснований и концентрированных кислот. Электропроводность растворов солей, кислот и щелочей

Опыт 1

Соберем прибор для определения электропроводности, как указано на рис. 126 (с. 193).

Опустим электроды в стакан с дистиллированной водой.

— Что наблюдаем? (*Лампочка не загорается.*)

Опустим электроды последовательно в стаканы с твердой поваренной солью, твердым гидроксидом натрия, концентрированной серной кислотой.

— Что наблюдаем? (*Лампочка не загорается во всех случаях.*)

Опыт 2

Приготовим растворы поваренной соли, гидроксида натрия, серной кислоты. Опустим электроды последовательно в стаканы с этими растворами.

— Что наблюдаем? (*Лампочка загорается во всех случаях. Растворы соли, щелочи и кислоты электропроводны.*)

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, — это **электролиты**.

Опыт 3

Приготовим раствор сахара в дистиллированной воде. Опустим электроды в стакан с этим раствором.

— Что наблюдаем? (*Лампочка не загорается. Раствор сахара неэлектропроводен.*)

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, — это **неэлектролиты**.

Таким образом, электропроводность веществ в водном растворе зависит прежде всего от вида химической связи в соединениях. Растворы хлорида натрия, гидроксида натрия, серной кислоты электропроводны, так как в этих соединениях ионная и ковалентная полярная связи. В водных растворах электролитов присутствуют заряженные частицы — ионы. Процесс распада электролита на ионы называется **электролитической диссоциацией**.

В 1903 г. шведскому ученому Сванте Аррениусу, автору теории электролитической диссоциации (ТЭД), была присуждена Нобелевская премия как факт признания особого значения ТЭД для развития химии.

В 1883–1884 гг. Аррениус начал исследования, впоследствии приведшие его к созданию ТЭД. Он изучал электропроводность сильно разбавленных растворов электролитов, задавая себе вопросы: что происходит с молекулой электролита в растворе? Что представляет собой проводящая часть молекул соли? Эти вопросы волновали многих ученых XIX в. В растворе может происходить самопроизвольная, то есть без воздействия тока, диссоциация электролита на *активные молекулы*.

Свои наблюдения С. Аррениус изложил в докторской диссертации в 43 тезисах, которую представил в Упсальский университет в 1884 г. на соискание степени доктора. При защите он получил низкую степень, которая не давала возможности преподавать. В течение двух лет его работа была почти неизвестна. В декабре 1887 г. в I томе «Журнала физической химии» была опубликована позже ставшая классической статья С. Аррениуса «О диссоциации растворенных в воде веществ». В ней автор уже совершенно открыто высказал свои взгляды, подробно изложил теорию диссоциации молекул электролита в водном растворе на электрически заряженные частицы и вместо не совсем ясного термина *активные частицы* употребил термины *ионы, диссоциация, степень диссоциации*.

Русские ученые И.А. Каблуков и В.А. Кистяковский, применяя химическую теорию растворов Д.И. Менделеева, доказали, что при растворении электролита идет химическое взаимодействие вещества с водой, происходят образование гидратов и их диссоциация (распад) на ионы. В растворе находятся ионы, окруженные молекулами воды, — это гидратированные ионы.

Каков же механизм электролитической диссоциации?

(При рассмотрении механизма электролитической диссоциации учитель обращает внимание учащихся на текст на с. 194–196 и рис. 127 и 128 (с. 195–196).)

Растворитель — вода. В молекуле воды полярная ковалентная связь, молекула имеет угловую форму, угол связи составляет $104,5^\circ$. Молекула воды имеет два полюса, то есть это полярная молекула, *диполь*.

Легче всего в воде диссоциируют вещества с ионной связью, с ионной кристаллической решеткой, так как в ее узлах присутствуют заряженные частицы — ионы. При попадании кристалла поваренной соли в воду происходит следующее (рис. 127, с. 195):

- 1) диполи воды своими противоположно заряженными полюсами ориентируются около ионов кристалла электролита, положительно и отрицательно заряженных;

- 2) возникшие силы взаимопритяжения ослабляют связь между ионами в кристалле электролита;
- 3) происходит диссоциация кристалла вещества: ионы, окруженные диполями воды, переходят из кристалла в раствор, образуются гидратированные ионы.

Диссоциацию поваренной соли представим в виде следующего уравнения: $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$.

Соединения с полярной ковалентной связью диссоциируют аналогично. Следует только помнить, что под воздействием диполей воды полярная ковалентная связь превращается в ионную (рис. 128, с. 196). При этом происходят следующие процессы:

- 1) ориентация диполей воды вокруг полюсов молекулы электролита;
- 2) гидратация (взаимодействие) диполей воды с молекулами электролита;
- 3) ионизация молекул электролита (превращение ковалентной полярной связи в ионную);
- 4) диссоциация электролита на гидратированные ионы.

Диссоциацию соляной кислоты представим в виде следующего уравнения: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

В растворах ионы хаотически передвигаются, они могут столкнуться и вновь объединиться. Этот обратный процесс называется *ассоциацией*.

Таким образом, диссоциация – процесс обратимый:



Гидратированные ионы, в отличие от негидратированных, могут иметь цвет.

Голубой цвет раствору соли меди (II) придают его гидратированные ионы $\text{Cu}^{2+} \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Желтый цвет раствору соли железа (III) придают его гидратированные ионы $\text{Fe}^{3+} \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Однако большинство гидратированных ионов в растворе бесцветные.

(Для выяснения силы электролита учитель проводит химический эксперимент.)

Опыт 4

Соберем прибор для определения электропроводности растворов веществ.

В химические стаканы аккуратно наливаем концентрированные уксусную и серную кислоты. В стаканы последовательно помещаем электроды.

– Что наблюдаем? (*Лампочка не загорается.*)

Опыт 5

Аккуратно добавим в стаканы с кислотами дистиллированную воду одинакового объема. В стаканы с разбавленными кислотами последовательно опустим электроды.

- Что наблюдаем? (*При помещении электродов в стакан с разбавленной серной кислотой лампочка загорается, при помещении электродов в стакан с разбавленной уксусной кислотой не загорается.*)

Опыт 6

Вновь аккуратно добавим в стаканы с кислотами дистиллированную воду одинакового объема. В стаканы с разбавленными кислотами последовательно опустим электроды.

- Что наблюдаем? (*При помещении электродов в стакан с разбавленной серной кислотой лампочка горит еще ярче. В случае с разбавленной уксусной кислотой лампочка горит очень слабо.*)

Таким образом, *электролиты* делятся на *сильные* и *слабые*.

Сильные электролиты практически полностью диссоциируют на ионы при растворении в воде. К ним относятся все растворимые соли; серная, азотная и соляная кислоты; щелочи – гидроксиды щелочных металлов, гидроксид бария.

Слабые электролиты при растворении в воде диссоциируют незначительно. К ним относятся слабые кислоты: угольная, сернистая, сероводородная, азотистая, кремниевая; слабые основания – водный раствор аммиака; вода (очень слабый электролит).

Уравнение диссоциации воды: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Является ли вода кислотой? Да, при диссоциации воды образуются катионы водорода. Вода – это кислота.

Является ли вода основанием? Да, при диссоциации воды образуются гидроксид-ионы. Вода – это основание.

Вода – нейтральный раствор, так как количество молей катионов водорода и гидроксид-ионов одинаково.

Для определения силы электролита вычисляют *степень электролитической диссоциации*.

Степень диссоциации, α (альфа), показывает отношение числа частиц, распавшихся на ионы, N_d , к общему числу растворенных частиц, N_p):

$$\alpha = \frac{N_d \cdot 100\%}{N_p}.$$

Если $\alpha = 1$, или 100%, то электролит сильный.

Если $\alpha < 0,3$, или $< 30\%$, то электролит средней силы.

Если α стремится к нулю, то электролит очень слабый.

Степень диссоциации всегда увеличивается с уменьшением концентрации электролита, так как в этом случае ионы более удалены друг от друга и вероятность объединения их в молекулы мала.

III. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задание № 1 из учебника (с. 198).)

Ответ

№ 1. Гидроксид калия — это электролит, соединение с ионной и ковалентной полярной связями. Ионная связь возникает между ионом калия и гидроксид-ионом. В водном растворе гидроксида калия в результате его диссоциации ($\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$) образуются заряженные частицы — ионы. Они обеспечивают электропроводность раствора гидроксида калия.

Глюкоза образована атомами углерода, водорода и кислорода. В соединении полярные ковалентные связи выражены слабо. В растворе воды глюкоза не диссоциирует, она является неэлектролитом.

№ 2.

(Задание дает учитель.)

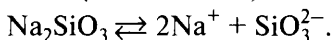
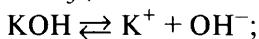
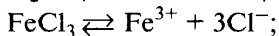
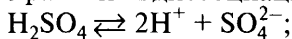
Являются ли электролитами серная кислота, эфир, хлорид железа (III), оксид меди (II), гидроксид калия, гидроксид железа (II), силикат натрия, сульфат бария? Для электролитов составьте уравнения диссоциации.

(Учащиеся работают с таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде и выясняют растворимость предложенных соединений.)

Ответ

Растворимыми соединениями являются серная кислота, хлорид железа (III), гидроксид калия, силикат натрия. В водном растворе они диссоциируют.

Уравнения диссоциации электролитов:



IV. Подведение итогов урока

1. По электропроводности растворов вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.
2. Диссоциация — процесс распада электролита в водном растворе на ионы.
3. Молекула воды является диполем, то есть она полярна.

4. Соединения с ионной и ковалентной полярной связями диссоциируют при растворении в воде на гидратированные ионы по определенной схеме.
5. Электролиты бывают сильные и слабые.
6. Сила электролита характеризуется его степенью диссоциации.

Домашнее задание

1. § 35, выполнить задания № 2–5 (устно) (с. 198).
2. Из предложенных веществ выбрать электролиты и неэлектролиты: углекислый газ, нитрат кальция, бензин, сульфат алюминия, гидроксид бария, азотная кислота, гидроксид меди (II). Составить уравнения диссоциации электролитов.

Урок 51. Основные положения теории электролитической диссоциации

Цели: сформировать знание основных положений ТЭД, определений понятий *кислота*, *основание*, *соль* в свете ТЭД; научить составлять уравнения диссоциации кислот, оснований, солей, сильных и слабых электролитов.

Оборудование: прибор для работы с электрическим током, пробирки; справочные таблицы, кодотранспаранты; раствор поваренной соли, твердая поваренная соль, вода, растворы уксусной и соляной кислот, раствор щелочи — гидроксида натрия, индикаторы: метиловый оранжевый, синий лакмус, фенолфталеин, универсальный.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 2 (с. 198).

Степень диссоциации всегда увеличивается при разбавлении раствора электролита, так как в этом случае ионы более удалены друг от друга и вероятность объединения их в молекулы мала.

№ 3 (с. 198).

Диссоциации подвергаются электролиты не только с ионной, но и с ковалентной полярной связью. Под влиянием диполей воды происходит ионизация молекулы электролита — ковалентная полярная связь превращается в ионную.

№ 4 (с. 198).

Электрический ток — это направленное движение заряженных частиц. Кристалл металла характеризуется наличием свободных электронов, раствор электролита — наличием в растворе противоположно заряженных частиц — ионов.

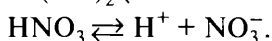
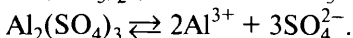
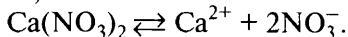
№ 5 (с. 198).

Электропроводность растворов электролитов обусловлена наличием в растворе противоположно заряженных ионов.

Задание 2

Неэлектролиты: углекислый газ, бензин, гидроксид меди (II).

Электролиты: нитрат кальция, сульфат алюминия, гидроксид бария, азотная кислота.

**2. Письменный опрос**

(Индивидуальные задания.)

Задание 1

Из предложенных веществ выберите электролиты и составьте уравнения их диссоциации: гидроксид натрия, карбонат бария, хлорид хрома (III), азотная кислота, оксид углерода (IV), кремниевая кислота, сахараза.

Задание 2

Из предложенных веществ выберите электролиты и составьте уравнения их диссоциации: гидроксид цинка, сульфат бария, хлорид кальция, соляная кислота, оксид кальция, гидроксид меди (II), глюкоза.

III. Изучение нового материала**План**

1. Основные положения теории электролитической диссоциации.
2. Катионы и анионы.
3. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации.

(В ходе обобщения сведений о ТЭД и формулирования ее основных положений учащиеся работают с текстом на с. 198–200.)

Основные положения ТЭД

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительно и отрицательно заряженные ионы.

Ионы — это одна из форм существования химического элемента.

Ион в переводе с греческого означает «странствующий». Напри-

мер, пищевой продукт хлорид натрия, поваренная соль, диссоциирует согласно уравнению: $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$.

Для живого организма ионы натрия и хлора совершенно безвредны, так как свойства ионов совершенно непохожи на свойства атомов, их образовавших.

(Учащиеся работают с кодотранспарантом.)

Сравним атом натрия $_{+11}\text{Na}^0$ и ион натрия $_{+11}\text{Na}^+$.

Атом натрия – нейтральная частица, неустойчивая. Натрий – очень активный металл, вытесняет из воды водород с образованием щелочи NaOH .

Ион натрия – положительно заряженная частица, устойчивая. Ион натрия образовался в результате отдачи одного электрона с внешнего энергетического уровня атома натрия: $_{+11}\text{Na}^0 - \bar{e} \rightarrow _{+11}\text{Na}^+$.

Сравним атом хлора $_{+17}\text{Cl}^0$ и ион хлора $_{+17}\text{Cl}^-$.

Атом хлора – нейтральная частица, неустойчивая. Два атома хлора образуют молекулу хлора, простое, очень активное газообразное вещество желто-зеленого цвета. Взаимодействует с водой при обычных условиях: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$; $2\text{HClO} = 2\text{HCl} + \text{O}_2 \uparrow$. Попадание хлора в атмосферу, в живой организм очень опасно.

Ион хлора – отрицательно заряженная частица, устойчивая. Ион хлора образовался в результате принятия одного электрона на внешний энергетический уровень атома хлора: $_{+17}\text{Cl}^0 + \bar{e} \rightarrow _{+17}\text{Cl}^-$.

Ионы могут быть образованы атомом одного химического элемента – это *простые ионы*.

(Учитель обращает внимание учащихся на таблицу растворимости кислот, оснований и солей в воде и предлагает им выписать некоторые простые ионы. Например: Al^{3+} , Mg^{2+} , F^- , Cl^- , S^{2-} .)

Ионы, образованные несколькими атомами химических элементов, называются *сложными*.

(Из таблицы растворимости учащиеся выписывают сложные ионы. Например: SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} .)

2. Причиной диссоциации электролита в водном растворе является его гидратация, то есть взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи.

При гидратации ионов энергия выделяется, а на разрушение кристаллической решетки и переход гидратированных ионов в раствор – затрачивается. Для растворения 1 моль хлорида натрия необходимо затратить 774 кДж теплоты, тогда температура раствора должна снизиться с 20 до 0 °С. Однако этого не происходит. Почему?

Это связано с тем, что теплота, расходуемая на разрушение кристаллической решетки, в данном случае полностью компенсируется теплотой, выделяющейся при гидратации 1 моль ионов натрия и ионов хлора. При растворении в воде твердого вещества теплота выделяется, если сумма энергии гидратации всех ионов, находящихся в кристалле, больше энергии, необходимой для разрыва связей между ионами в кристалле. В противном случае теплота поглощается. С. Аррениус не мог объяснить энергетику диссоциации. Его теория была в дальнейшем дополнена и развита русскими учеными Д.И. Менделеевым и И.А. Каблуковым.

Гидратированные ионы существуют в растворах и кристаллогидратах, например в медном купоросе $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, его кристаллы голубого цвета, который придают им гидратированные ионы меди.

Негидратированные ионы существуют в безводных солях, например в безводном сульфате меди (II) CuSO_4 , его кристаллы белого цвета, так как в них нет гидратированных ионов меди.

3. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение. Положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, поэтому их называют катионами (например, катион натрия Na^+ с зарядом 1+, катион железа Fe^{3+} с зарядом 3+).

Отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду, поэтому их называют *анионами* (например, анион-нитрат NO_3^- с зарядом 1, анион-сульфат SO_4^{2-} с зарядом 2—).

Таким образом, ионы делятся по составу на простые и сложные ионы и по заряду на катионы и анионы.

4. Все растворы электролитов электронейтральны.

Например, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$. Сумма зарядов катионов: $2 \cdot (+3) = +6$, сумма зарядов анионов: $3 \cdot (-2) = -6$ ($+6 + (-6) = 0$).

5. Диссоциация — процесс обратимый.

Наряду с процессом распада электролита на ионы идет процесс соединения ионов в молекулы электролита — ассоциация. В уравнениях диссоциации ставится знак обратимости, особенно это касается слабых электролитов. Они диссоциируют ступенчато.

К примеру, уравнение диссоциации сильного электролита серной кислоты можно записать следующим образом:

$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, или $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, или $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Для слабого электролита, например фосфорной кислоты, уравнение диссоциации записывают «ступенчато» со знаком обратимости.

I ступень диссоциации: $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$.

II ступень диссоциации: $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$.

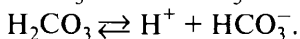
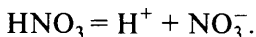
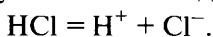
III ступень диссоциации: $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$.

Диссоциация на второй ступени происходит слабее, чем на первой, а на третьей проходит очень слабо.

6. Все свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

Дадим определение кислот в свете ТЭД.

7. Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка:



(Учитель проводит опыты.)

Опыт 1

Наливаем раствор соляной кислоты в четыре пробирки. Добавляем в каждую пробирку разные индикаторы: метиловый оранжевый, синий лакмус, фенолфталеин и универсальный.

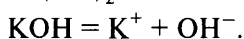
— Что наблюдаем? (*Изменение цвета метилового оранжевого индикатора на розовый, синего лакмуса — на красный, фенолфталеин не изменяет цвет, универсальный индикатор становится красным.*)

— Почему это происходит? (*В кислотах кислотная реакция среды.*)

— Как вы думаете, каким ионом она создается? (*Катионом водорода.*)

Наличие катиона водорода в растворах кислот обуславливает их кислотные свойства. Под действием катиона водорода индикаторы изменяют свой цвет. Все кислоты кислые на вкус.

8. Основания — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и гидроксид-анионы OH^- :



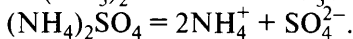
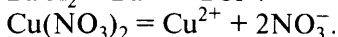
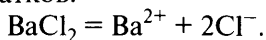
Опыт 2

Нальем раствор гидроксида натрия в четыре пробирки. Добавим в каждую пробирку разные индикаторы: метиловый оранжевый, синий лакмус, фенолфталеин и универсальный.

- Что наблюдаем? (*Изменение цвета метилового оранжевого на желтый, синий лакмус цвет не изменил, фенолфталеин становится малиновым, универсальный индикатор – синим.*)
- Почему это происходит? (*В растворах щелочей щелочная реакция среды.*)
- Как вы думаете, каким ионом она создается? (*Гидроксид-анионом.*)

Наличие гидроксид-аниона в растворах щелочей обуславливает их щелочные свойства. Под действием гидроксид-анионов индикаторы изменяют свой цвет. Все растворы щелочей мыльные на ощупь.

9. Соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (или аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков:



Свойства солей обусловлены как катионами металла (катионом аммония), так и анионами кислотного остатка.

К примеру, свойства всех солей азотной кислоты обусловлены нитрат-анионами, свойства солей серной кислоты – сульфат-анионами, свойства солей соляной кислоты – хлорид-анионами. Следует помнить, что все растворимые соли – сильные электролиты и диссоциируют сразу полностью, в отличие от слабых электролитов, которые диссоциируют ступенчато. Например: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания № 1 (а), 2 (2 вещества), 4 (первые 2 вещества) из учебника (с. 202–203).)

Ответы

№ 1а. Сравним атом кальция ${}_{20}\text{Ca}^0$ и ион кальция ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$.

Атом кальция – нейтральная частица, неустойчивая. Кальций – очень активный металл, вытесняет из воды водород с образованием щелочи $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Ион кальция – положительно заряженная частица, устойчивая. Ион кальция образовался в результате отдачи двух электронов с внешнего энергетического уровня атома кальция: ${}_{20}\text{Ca}^0 - 2\bar{e} \rightarrow {}_{20}\text{Ca}^{2+}$.

№ 2. MgSO_4 – сульфат магния; $\text{MgSO}_4 = \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$.

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – сульфат аммония; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

№ 4. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$, катион железа Fe^{3+} с зарядом 3+, сульфат-анион SO_4^{2-} с зарядом 2–.

$K_2CO_3 = 2K^+ + CO_3^{2-}$, катион калия K^+ с зарядом 1+, карбонат-анион CO_3^{2-} с зарядом 2—.

V. Подведение итогов урока

1. Ионы делятся по составу на простые и сложные, по заряду на катионы и анионы.
2. Диссоциация — процесс обратимый.
3. Слабые электролиты диссоциируют ступенчато.
4. Свойства растворов кислот в свете ТЭД обусловлены катионами водорода.
5. Свойства растворов оснований в свете ТЭД обусловлены гидроксид-анионами.
6. Свойства растворов солей в свете ТЭД обусловлены катионами металлов и анионами кислотных остатков.
7. Все растворимые соли — сильные электролиты и диссоциируют полностью.

Домашнее задание

§ 36, выполнить задания № 1 (б, в), 3, 4 (остальные вещества), 5 (с. 202–203).

Урок 52. Ионные уравнения

Цели: сформировать представление о реакциях ионного обмена между растворами электролитов, знания о протекании реакций ионного обмена до конца; научить составлять уравнения реакций ионного обмена в молекулярном, общем ионном и сокращенном ионном виде.

Основные понятия: реакции ионного обмена, реакции нейтрализации.

Оборудование: карточки с заданиями; растворы щелочей, гидроксид меди (II), растворы соляной, серной и азотной кислот, растворы сульфата меди (II), хлорида железа (III), хлорида бария и карбоната натрия, универсальный индикатор; инструкции по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Тест

(См. КИМы, тест 13, с. 42–45.)

III. Изучение нового материала

План

1. Реакции ионного обмена между растворами электролитов.
2. Условия протекания реакций ионного обмена до конца.
3. Уравнения реакций ионного обмена в молекулярном виде, общем ионном виде и сокращенном ионном виде.

Многие химические реакции протекают в растворах. Растворы всех электролитов содержат ионы, поэтому реакции в растворах электролитов сводятся к реакциям между ионами.

Реакции между ионами называются *ионными реакциями*, а уравнения таких реакций — *ионными уравнениями*.

Реакции ионного обмена протекают до конца, если в результате реакции выпадает осадок, выделяется газ, образуется вода (очень слабый электролит).

При выпадении осадка рядом с формулой вещества следует ставить стрелку, направленную вниз (\downarrow), при выделении газа — стрелку, направленную вверх (\uparrow).

Рассмотрим признак реакции ионного обмена — выделение воды.

(Учитель проводит опыт, учащиеся одновременно с ним осуществляют лабораторную работу (рис. 130, с. 205). Для наглядности учитель предлагает ученикам воспользоваться растворами разных кислот и щелочей.)

Опыт 1. Взаимодействие растворов кислот с растворами щелочей

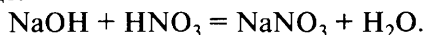
В пробирку аккуратно нальем щелочь и добавим несколько капель фенолфталеина.

- Что наблюдаем? (*Фенолфталеин изменил цвет на малиновый. В растворе щелочи присутствуют гидроксид-ионы. $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$.*)

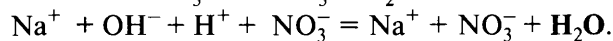
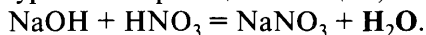
В пробирку с раствором щелочи прильем раствор кислоты.

- Что наблюдаем? (*При добавлении раствора кислоты к раствору щелочи фенолфталеин постепенно восстановил свой цвет.*)
- Этот эффект наблюдается и в опыте с растворами других кислот и щелочей. О чем это говорит? (*Изменение цвета — это признак химической реакции.*)

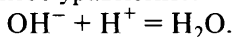
Составим уравнение химической реакции в молекулярном виде:



Так как в растворах электролитов присутствуют ионы, составим уравнение реакции в общем, полном ионном виде:



Одинаковые ионы, которые остаются в растворе в неизменном виде, можно в дальнейшем не писать, составляя сокращенное ионное уравнение:



Данное уравнение показывает, что реакция ионного обмена между растворами щелочи и кислоты идет до конца, так как наблюдается связывание гидроксид-ионов с катионами водорода с образованием слабого электролита — воды.

Так как вода — нейтральный раствор, реакцию взаимодействия сильной кислоты со щелочью называют *реакцией нейтрализации*.

(Учитель проводит опыт, учащиеся одновременно с ним осуществляют лабораторную работу (рис. 132, с. 207). Для наглядности учитель предлагает ученикам воспользоваться растворами разных кислот.)

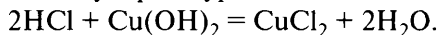
Опыт 2. Взаимодействие растворов кислот с нерастворимыми основаниями, которые не являются электролитами

К нерастворимому основанию гидроксиду меди (II) аккуратно приливаем раствор сильной кислоты.

— Что наблюдаем? (*Происходит химическая реакция, признак — исчезновение осадка.*)

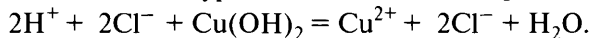
Составим уравнение химической реакции в молекулярном, общем ионном и сокращенном ионном виде.

Молекулярное уравнение химической реакции:

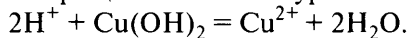


При составлении общего ионного уравнения реакции следует помнить, что формулы неэлектролитов не дают ионов. Формулы неэлектролитов записываются в молекулярном виде.

Общее ионное уравнение химической реакции:



Сокращенное ионное уравнение химической реакции:



Вывод: реакция ионного обмена между раствором соляной кислоты и нерастворимым гидроксидом меди (II) идет до конца, так как наблюдается образование соли и слабого электролита — воды.

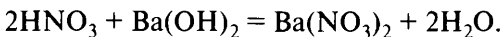
IV. Закрепление изученного материала

(Ученики самостоятельно выполняют задание.)

Задание

Составьте уравнение реакции нейтрализации — взаимодействия азотной кислоты с гидроксидом бария — в молекулярном, общем ионном и сокращенном ионном виде.

Ответ



Окончательное сокращенное ионное уравнение реакции:



Вывод: реакция ионного обмена между растворами азотной кислоты и гидроксида бария идет до конца, так как наблюдается связывание гидроксид-ионов с катионами водорода с образованием слабого электролита — воды.

Домашнее задание

§ 37, выполнить задания № 2 (гидроксид меди (II) и азотная кислота), 5 (а) (с. 209). (Задания ученики выполняют на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)

Урок 53. Ионные уравнения (продолжение)

Цели: сформировать представление о реакциях ионного обмена между растворами электролитов, знания о протекании реакций ионного обмена до конца; научить составлять уравнения реакций ионного обмена в молекулярном, общем ионном и сокращенном ионном виде.

Основные понятия: реакции ионного обмена, реакции нейтрализации.

Оборудование: карточки с заданиями; растворы щелочей, гидроксид меди (II), растворы соляной, серной и азотной кислот, растворы сульфата меди (II), хлорида железа (III), хлорида бария и карбоната натрия, универсальный индикатор; инструкции по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

(Урок начинается с повторения узловых вопросов предыдущего занятия. Учащиеся дают определение ионных уравнений реакций и реакций нейтрализации, отмечают признак протекания реакции нейтрализации — образование воды (очень слабого электролита).)

Затем один из учеников под руководством учителя осуществляет опыт с растворами серной кислоты и гидроксида калия.)

Опыт 1

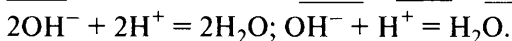
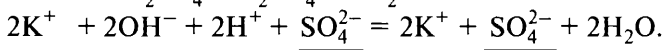
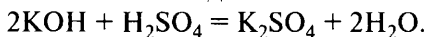
К раствору гидроксида калия добавляем 1–2 капли фенолфталеина, а затем аккуратно приливаем раствор серной кислоты.

(Ученик объясняет все наблюдаемые явления и составляет уравнения реакций в молекулярном, общем ионном и сокращенном ионном виде.)

При добавлении фенолфталеина к раствору щелочи наблюдается изменение его цвета на малиновый, что обусловлено наличием гидроксид-анионов в растворе щелочи.

При добавлении к раствору щелочи раствора серной кислоты наблюдается восстановление цвета фенолфталеина, это признак химической реакции.

Уравнения реакций в молекулярном, общем ионном и сокращенном ионном виде:



Вывод: реакция ионного обмена между растворами щелочи и кислоты идет до конца, так как наблюдается связывание гидроксид-ионов с катионами водорода с образованием слабого электролита — воды.

III. Работа по теме урока

— Какие еще есть признаки протекания реакций обмена до конца? (*Выпадение осадка и выделение газа.*)

1. Признак реакции ионного обмена — выпадение осадка

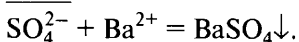
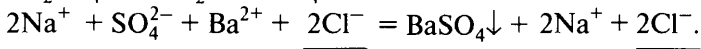
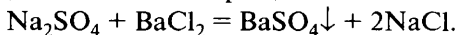
(Учитель демонстрирует эксперимент, учащиеся одновременно с ним выполняют лабораторную работу (рис. 129, с. 204).)

Опыт 2. Взаимодействие сульфата натрия и хлорида бария

К раствору сульфата натрия приливаем раствор хлорида бария.

— Что наблюдаем? (*Выпадение однородного белого осадка.*)

Составим уравнения химической реакции в молекулярном, общем ионном и сокращенном ионном виде:



Вывод: реакция ионного обмена между растворами сульфата натрия и хлорида бария идет до конца, так как наблюдается связывание сульфат-анионов с катионами бария с образованием осадка — сульфата бария.

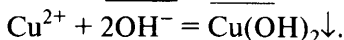
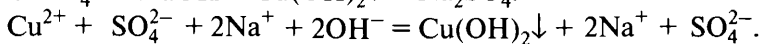
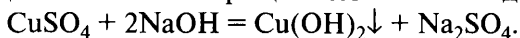
(Следующий опыт учащиеся выполняют самостоятельно (рис. 131, с. 206).)

Опыт 3. Взаимодействие сульфата меди (II) с гидроксидом натрия

К раствору сульфата меди (II) приливаем раствор гидроксида натрия.

– Что наблюдаем? (*Выпадение голубого осадка.*)

Составим уравнения химической реакции в молекулярном, общем ионном и сокращенном ионном виде:



Вывод: реакция ионного обмена между растворами сульфата меди (II) и гидроксида натрия идет до конца, так как наблюдается связывание гидроксид-анионов с катионами меди с образованием осадка – гидроксида меди (II).

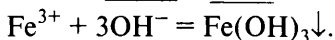
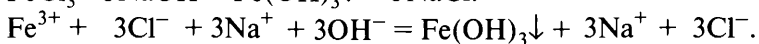
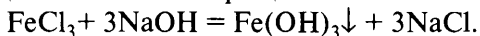
(Следующий опыт учащиеся выполняют самостоятельно.)

Опыт 4. Взаимодействие хлорида железа (III) с гидроксидом натрия

К раствору хлорида железа (III) приливаем раствор гидроксида натрия.

– Что наблюдаем? (*Выпадение бурого осадка.*)

Составим уравнения химической реакции в молекулярном, общем ионном и сокращенном ионном виде:



Вывод: реакция ионного обмена между растворами хлорида железа (III) и гидроксида натрия идет до конца, так как наблюдается связывание гидроксид-анионов с катионами железа с образованием осадка – гидроксида железа (III).

2. Признак реакции ионного обмена – выделение газа

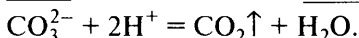
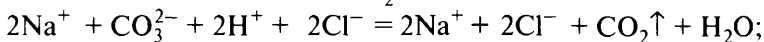
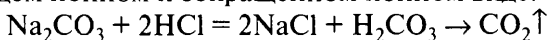
(Учитель демонстрирует эксперимент, учащиеся одновременно с ним осуществляют лабораторную работу (рис. 133, с. 208). Для наглядности учитель предлагает ученикам воспользоваться растворами разных кислот.)

Опыт 5

В пробирку наливаем раствор карбоната натрия и аккуратно добавляем раствор кислоты.

– Что наблюдаем? (*Происходит химическая реакция, признак – бурное выделение газа.*)

Составим уравнения химической реакции в молекулярном, общем ионном и сокращенном ионном виде:

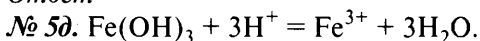


Вывод: реакция ионного обмена между растворами карбоната натрия и соляной кислоты идет до конца, так как наблюдается связывание карбонат-анионов с катионами водорода с образованием газа — оксида углерода (IV), и воды — слабого электролита.

IV. Закрепление изученного материала

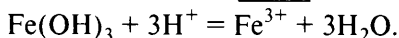
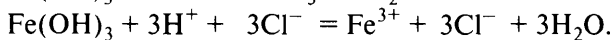
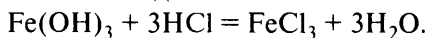
(Задание № 5 (д) (с. 209) учащиеся выполняют экспериментально.)

Ответ



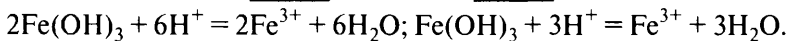
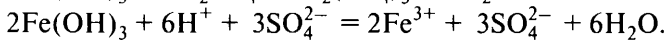
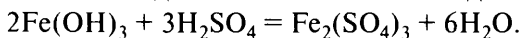
Опыт 6

При приливании к гидроксиду железа (III) раствора соляной кислоты наблюдается исчезновение осадка.



Опыт 7

При приливании к гидроксиду железа (III) раствора серной кислоты наблюдается исчезновение осадка.



V. Подведение итогов урока

(Обобщения и выводы по узловым вопросам темы «Ионные уравнения».)

1. Ионные реакции — реакции между ионами в растворах электролитов.
2. Ионные реакции записываются с помощью ионных уравнений в общем ионном и сокращенном ионном виде.
3. Ионные реакции протекают до конца в случае выпадения осадка, образования воды, выделения газа. При отсутствии этих признаков реакция не имеет смысла.

Домашнее задание

1. § 37, выполнить задания № 1, 3, 5 (в) (с. 209).
2. Выполнить дополнительное задание: будет ли изменяться свечение лампочки в растворе хлорида натрия, если к нему по каплям прибавлять раствор нитрата серебра? Можно ли добиться прекращения свечения лампочки при сливании названных растворов? Дайте обоснованный ответ.
(Задания ученики выполняют на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)
3. Прочитать в учебнике практические работы № 6, 7 (с. 237–240).

Урок 54. Практическая работа № 6. Ионные реакции. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца

Цели: усовершенствовать практические умения и навыки проведения химического эксперимента с соблюдением правил ТБ и ОТ; научить описывать наблюдения и делать соответствующие выводы.

Оборудование: наборы с раздаточными материалами согласно заданиям практической работы № 7 (с. 240): гидроксидом натрия, азотной и серной кислотами, сульфатом меди (II), сульфатом натрия, сульфатом алюминия, фосфатом натрия, хлоридом бария, индикатором фенолфталеином; инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

(Учитель инструктирует учащихся по проведению работы. Ученики заполняют тетради «Инструктаж по ТБ и ОТ». Исследовательскую работу учащиеся осуществляют в парах.)

II. Работа по теме урока

(Ученики без помощи учителя выполняют практическую работу и оформляют ее в виде таблицы (см. с. 298–299).)

Выводы: учащиеся приобрели умения и навыки проведения химического эксперимента между растворами электролитов, научились наблюдать признаки протекания реакций ионного обмена до конца, осуществляя химический эксперимент с соблюдением правила ТБ и ОТ, а также описывать наблюдаемые явления и делать соответствующие выводы.)

Опыт	Что делал	Что наблюдал	Выводы
1. Выпадение осадка (см. в учебнике опыт 1 на с. 240)	В три пробирки налил по 2–3 мл растворов электролитов. Пробирка № 1 – сульфат меди (II). Пробирка № 2 – хлорид калия. Пробирка № 3 – сульфат алюминия. Затем добавил в пробирку № 1 – гидроксид натрия; в пробирку № 2 – фосфат натрия; в пробирку № 3 – хлорид бария	Выпадение любого осадка в пробирке № 1. Выпадение белого осадка в пробирке № 3. В пробирке № 2 не наблюдаются признаки реакции ионного обмена	<p>В пробирке № 1 $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$</p> <p>Вывод: реакция ионного обмена между растворами сульфата меди (II) и гидроксида натрия идет до конца, так как наблюдается связывание гидроксид-анионов с катионами меди с образованием осадка – гидроксида меди (II).</p> <p>В пробирке № 3 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{AlCl}_3$ $2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$</p> <p>Вывод: реакция ионного обмена между растворами сульфата алюминия и хлорида бария идет до конца, так как наблюдается связывание сульфат-анионов с катионами бария с образованием осадка – сульфата бария</p>
2. Выделение газа (см. опыт 2 на с. 240)	В две пробирки налил по 2–3 мл растворов электролитов. Пробирка № 1 – сульфит натрия. Пробирка № 2 – карбонат натрия. Затем добавил в каждую из них раствор азотной кислоты	Бурное выделение газа с резким удушливым запахом в пробирке № 1. Бурное выделение газа без запаха в пробирке № 2	<p>В пробирке № 1 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow$ \downarrow H_2O $2\text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>Вывод: реакция ионного обмена между растворами сульфита натрия и азотной кислоты идет до конца, так как наблюдается связывание сульфит-анионов с катионами водорода с образованием газа – оксида серы (IV) и воды – слабого электролита.</p> <p>В пробирке № 2 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow$ \downarrow H_2O $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$</p>

Опыт	Что делаем	Что наблюдаем	Выводы
3. Образование воды (см. опыт 3 на с. 240)	В пробирку № 1 налил раствор гидроксида натрия и добавил 2–3 капли фенолфталеина	Изменение цвета фенолфталеина на малиновый	Вывод: реакция ионного обмена между растворами карбоната натрия и азотной кислоты идет до конца, так как наблюдается связывание карбонат-анионов с катионами водорода с образованием газа — оксида углерода (IV) и воды — слабого электролита В пробирке № 1 $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$
	К раствору гидроксида натрия прилил раствор серной кислоты	Изменение цвета фенолфталеина на малиновый	Вывод: реакция ионного обмена между растворами гидроксида натрия (щелочью) и серной кислоты идет до конца, так как наблюдается связывание гидроксид-ионов с катионами водорода с образованием слабого электролита — воды. Произошла реакция нейтрализации с образованием растворимой соли и воды
	В пробирку № 2 налил раствор сульфата меди (II) и добавил раствор гидроксида натрия	Выпадение осадка голубого цвета	В пробирке № 2 $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ Вывод: реакция ионного обмена между растворами сульфата меди (II) и гидроксида натрия идет до конца, так как наблюдается связывание гидроксид-анионов с катионами меди с образованием осадка — гидроксида меди (II)
	В пробирку с осадком прилил серную кислоту	Осадок исчезает	Гидроксид меди (II) взаимодействует с серной кислотой. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ Вывод: наблюдается взаимодействие нерастворимого основания с раствором кислоты с образованием растворимой соли и воды. Общее свойство всех кислот — взаимодействие с растворимыми и нерастворимыми основаниями с образованием соли и воды

Домашнее задание

1. Оформить практическую работу.
2. Привести по одному примеру реакций ионного обмена, протекающих с образованием воды, газа и осадка.
3. Повторить § 20 (кислоты).

Урок 55. Кислоты, их классификация и свойства

Цели: актуализировать знания о кислотах (состав, номенклатура, классификация, диссоциация); научить объяснять свойства кислот в свете ТЭД и составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Оборудование: карточки с заданиями; пробирки, спиртовка; соляная, серная, азотная кислоты, индикаторы (метилоранжевый, синий лакмус, фенолфталеин, универсальный), медь, цинк, карбонат натрия, хлорид бария, оксид кальция, гидроксид железа (III); справочные таблицы, инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

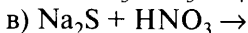
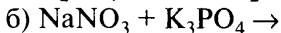
I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Самостоятельная работа

В а р и а н т 1

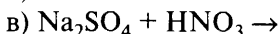
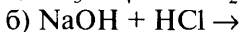
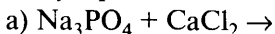
Составьте уравнения практически осуществимых реакций в молекулярном и ионном виде:



Имеется ли среди предложенных реакция нейтрализации? Дайте обоснованный ответ.

В а р и а н т 2

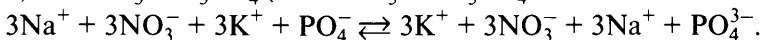
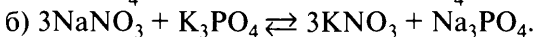
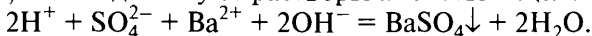
Составьте уравнения практически осуществимых реакций в молекулярном и ионном виде:



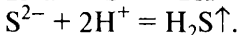
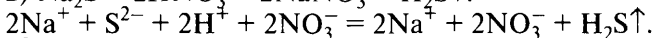
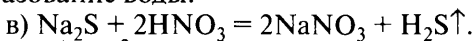
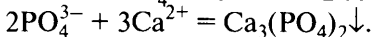
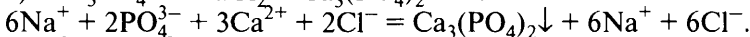
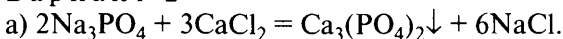
Имеется ли среди предложенных реакция нейтрализации? Дайте обоснованный ответ.

Ответы**В а р и а н т 1**

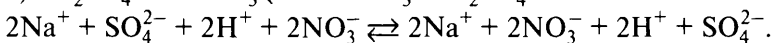
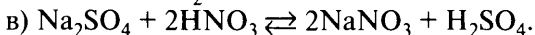
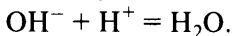
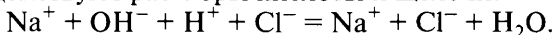
а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ — реакция нейтрализации, взаимодействуют растворы кислоты и щелочи.



Реакция ионного обмена не имеет смысла, так как не наблюдаются признаки реакции — выпадение осадка, выделение газа, образование воды.

**В а р и а н т 2**

б) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ — реакция нейтрализации, взаимодействуют растворы кислоты и щелочи.



Реакция ионного обмена не имеет смысла, так как не наблюдаются признаки реакции — выпадение осадка, выделение газа, образование воды.

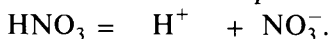
III. Работа по теме урока**План**

1. Состав, номенклатура, классификация, диссоциация кислот.
2. Химические свойства кислот в свете теории электролитической диссоциации.

(Учитель предлагает учащимся выполнить задание.)

— Из предложенного списка: HNO_3 , BaCl_2 , HBr , CuO , NaOH , H_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_3PO_4 — выберите формулы кислот. (HNO_3 , HBr , H_2SO_4 , H_3PO_4 , так как они состоят из атомов водорода и кислотного остатка.)

— Что представляют собой кислоты с точки зрения ТЭД? (Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка.)



катион нитрат-
водорода анион

Катион водорода обуславливает общие свойства всех кислот: растворы кислот кислые на вкус. Индикаторы в растворах кислот изменяют свой цвет.

(Учитель демонстрирует эксперимент.)

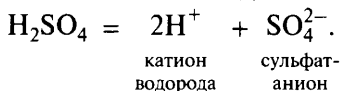
Опыт 1. Действие растворов кислот на индикаторы

При проведении опыта воспользуемся индикаторами: метиловым оранжевым, синим лакмусом и универсальным. В четыре пробирки наливаем раствор серной кислоты и последовательно добавляем в каждую индикаторы.

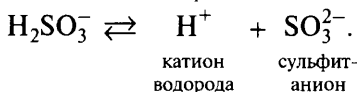
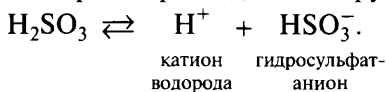
– Что наблюдаем? (*Метиловый оранжевый приобретает розовый цвет, синий лакмус – красный, универсальный индикатор становится красным (в слабых растворах цвет может быть от желтого до розового), фенолфталеин цвет не меняет.*)

Кислоты бывают сильные и слабые.

Сильные кислоты диссоциируют полностью. Например:



Слабые кислоты – сернистая, угольная – существуют только в водных растворах и диссоциируют ступенчато. Например:



Это нестабильные кислоты, они легко разлагаются при обычных условиях на оксиды серы (IV) SO_2 и углерода (IV) CO_2 и воду.

Кислоты классифицируются по определенным признакам.

(Учитель обращает внимание учащихся на табл. 10 «Классификация кислот» (с. 210).)

Кислоты классифицируются по следующим признакам:

1. Наличие кислорода в кислотном остатке – кислородсодержащие и бескислородные кислоты.
2. Основность (количество атомов водорода в молекуле кислоты) – одноосновные, двухосновные, трехосновные.
3. Растворимость в воде – растворимые и нерастворимые.

Водные растворы большинства кислот не имеют окраски, однако растворы некоторых кислот окрашенные (например, раствор хромовой кислоты H_2CrO_4 имеет желтую окраску, которую обуславливает хромат-анион CrO_4^{2-} ;

раствор марганцевой кислоты HMnO_4 имеет малиновую окраску, которую обуславливает перманганат-ион MnO_4^-).

4. Летучесть (легко испаряются, легко переходят в газообразное состояние) — летучие и нелетучие кислоты.
5. Степень электролитической диссоциации — сильные и слабые (как электролит).
6. Стабильность — стабильные и нестабильные.

(Учащиеся вместе с учителем на основе классификации дают характеристику следующих кислот.)

Серная кислота

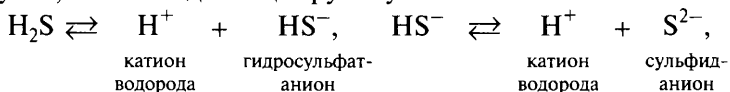
H_2SO_4 — кислородсодержащая, двухосновная, растворимая в воде, нелетучая, сильная — диссоциирует полностью: $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, стабильная.

Соляная кислота

HCl — бескислородная, одноосновная, растворимая в воде, летучая, сильная — диссоциирует полностью: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, стабильная.

Сероводородная кислота

H_2S — бескислородная, двухосновная, слабо растворима в воде, летучая, слабая — диссоциирует ступенчато:



стабильная.

В свете ТЭД катионы водорода обуславливают общие химические свойства всех кислот.

(Учащиеся работают с текстом на с. 211 и вместе с учителем выполняют лабораторную работу.)

Опыт 2

А. Взаимодействие кислот с растворимыми основаниями (реакция обмена)

(Рис. 134, а, с. 211.)

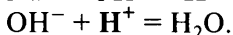
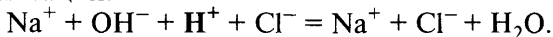
В пробирку наливаем гидроксид натрия, добавляем индикатор фенолфталеин.

— Что наблюдаем? (*Фенолфталеин приобретает малиновый цвет.*)

К щелочи аккуратно добавляем соляную кислоту.

— Что наблюдаем? (*Индикатор свой цвет восстановил — произошла химическая реакция.*)

$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ — реакция обмена, реакция нейтрализации.



Б. Взаимодействие кислот с нерастворимыми основаниями (реакция обмена)

(Учащиеся самостоятельно проводят опыт взаимодействия нерастворимого гидроксида железа (III) с серной кислотой.)

Опыт 3. Взаимодействие кислот с оксидами металлов (реакция обмена)

(Рис. 135, с. 212.)

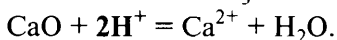
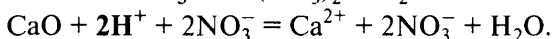
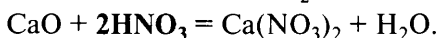
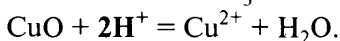
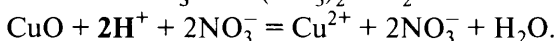
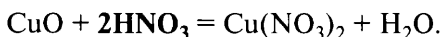
В пробирку наливаем раствор азотной кислоты и добавляем метиловый оранжевый.

– Что наблюдаем? (*Индикатор изменил цвет на розовый.*)

(Далее учитель в пробирку с кислотой добавляет оксид меди (II) и слегка нагревает ее, а учащиеся добавляют в свои пробирки оксид кальция.)

– Что наблюдаем? (*Индикатор изменил цвет на оранжевый.*)

(Учащиеся это наблюдают в эксперименте. У учителя раствор приобретает зеленоватый цвет – смесь голубого цвета соли меди и оранжевого цвета индикатора.)

**Опыт 4. Взаимодействие металлов с растворами кислот (реакция замещения)**

(Рис. 136, с. 212.)

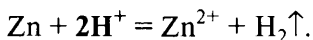
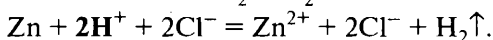
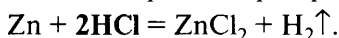
(Учитель обращает внимание учащихся на ряд напряжений металлов (форзац учебника).) Все металлы, расположенные в ряду напряжений левее водорода, вытесняют его из растворов кислот.

В две пробирки нальем соляную кислоту и добавим синий лакмус.

– Что наблюдаем? (*Индикатор изменил цвет на красный.*)

В одну из пробирок помещаем гранулу цинка, а в другую – кусочек меди.

– Что наблюдаем? (*В пробирке с цинком наблюдается выделение газа водорода. В пробирке с медью газ не выделяется.*)



Следует запомнить! Большинство тяжелых металлов практически не взаимодействуют с растворами серной, фосфорной, угольной и сероводородной кислот, так как образовавшаяся соль вызывает пассивацию металла.

Концентрированные серная и азотная кислоты, а также разбавленная азотная кислота взаимодействуют с металлами иначе: водород не выделяется. Схемы таких реакций мы рассмотрим в дальнейшем.

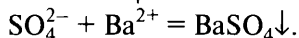
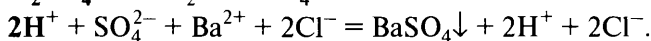
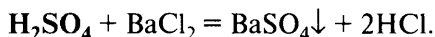
Опыт 5. Взаимодействие кислот с солями (реакции обмена)

А. С выпадением осадка

(Рис. 137, а, с. 213.)

К раствору хлорида бария приливаем серную кислоту.

— Что наблюдаем? (*Выпадение белого однородного осадка.*)

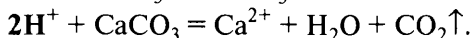
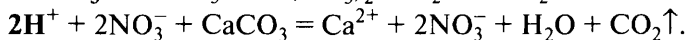
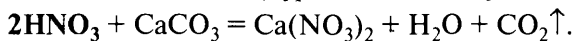


Б. С выделением газа

(Рис. 137, б, с. 213.)

В пробирку поместим кусочек мрамора (мела) и нальем раствор азотной кислоты.

— Что наблюдаем? (*Бурное выделение углекислого газа.*)



Следует помнить! Сильная кислота всегда вытесняет слабую не только из раствора ее соли, но и из нерастворимой соли.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания № 1, 3 (для хлорной и хромовой), 4 (а, в) из учебника (с. 214).)

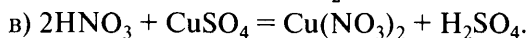
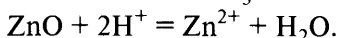
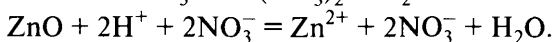
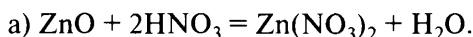
Ответы

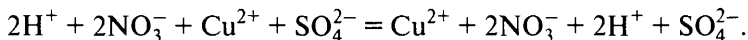
№ 1. Азотная кислота HNO_3 ; $\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$.

№ 3. Хлорная кислота $\text{H}^+\text{Cl}^{+x}\text{O}_4^{-2}$; $(+1) + x + (-2 \cdot 4) = 0$; $x = +7$. С. о. хлора +7, водорода +1, кислорода -2.

Хромовая кислота $\text{H}_2^+\text{Cr}^{+x}\text{O}_4^{-2}$; $(+1 \cdot 2) + x + (-2 \cdot 4) = 0$; $x = +6$. С. о. хрома +6, водорода +1, кислорода -2.

№ 4





Реакция ионного обмена не имеет смысла, так как не наблюдается образования воды, выпадения осадка или выделения газа.

V. Подведение итогов урока

1. Кислоты классифицируются по определенным признакам.
2. Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка.
3. В свете ТЭД катионы водорода обуславливают общие химические свойства кислот.
4. Для кислот характерны все типы химических реакций.
5. Для составления уравнений реакций взаимодействия кислот с металлами необходимо воспользоваться рядом напряжений металлов.

Домашнее задание

1. § 38, выполнить задания № 2, 3 (для остальных кислот), 4 (б, г, д), 5 (с. 214).
2. Повторить § 19 (основания).

Урок 56. Основания, их классификация и свойства

Цели: актуализировать знания об основаниях (состав, номенклатура, классификация, диссоциация); научить объяснять свойства оснований в свете ТЭД и составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Оборудование: карточки с заданиями; пробирки, спиртовка, прибор для получения газа; соляная, серная и азотная кислоты, индикаторы (метиловый оранжевый, синий лакмус, фенолфталеин, универсальный), карбонат кальция, известковая вода, сульфат меди (II), сульфат железа (II), хлорид аммония, гидроксид железа (III); справочные таблицы, инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 2 (с. 214).

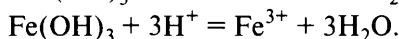
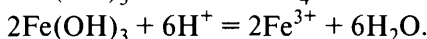
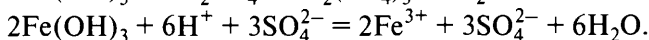
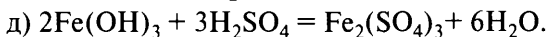
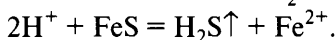
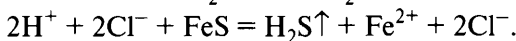
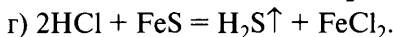
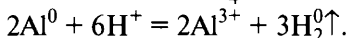
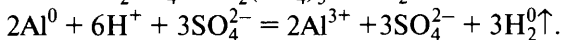
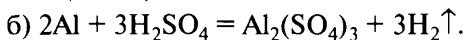
HNO_2 — азотистая кислота: кислородсодержащая, одноосновная, растворимая в воде, летучая, слабая, нестабильная.

№ 3 (с. 214).

Двуххромовая кислота $\text{H}_2\text{Cr}_2^+\text{O}_7^{-2}$; $(+1 \cdot 2) + (+x \cdot 2) + (-2 \cdot 7) = 0$; $x = +6$. С. о. хрома +6, водорода +1, кислорода -2.

Азотистая кислота $\text{H}^+\text{N}^{+x}\text{O}_2^{-2}$; $(+1) + (+x) + (-2 \cdot 2) = 0$; $x = +3$. С. о. водорода +1, азота +3, кислорода -2.

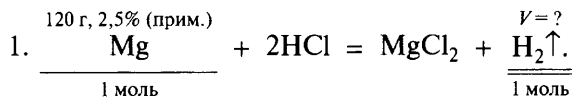
Пирофосфорная кислота $\text{H}_4\text{P}_2^+\text{O}_7^{-2}$; $(+1 \cdot 4) + (+x \cdot 2) + (-2 \cdot 7) = 0$; $x = +5$. С. о. водорода +1, фосфора +5, кислорода -2.

№ 4 (с. 214).**№ 5 (с. 214).**

Дано: $m(\text{Mg}) = 120 \text{ г}$, $W(\text{прим.}) = 2,5\%$.

Найти: $V(\text{H}_2) = ?$

Решение



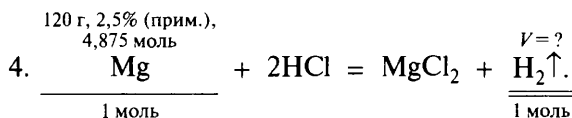
$$2. \quad m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$W(\text{чистого в-ва}) = 100\% - W(\text{прим.}) = 100\% - 2,5\% = 97,5\%.$$

$$m(\text{чистого Mg}) = \frac{97,5\% \cdot 120 \text{ г}}{100\%} = 117 \text{ г}.$$

$$3. \quad M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль}.$$

$$v(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{117 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 4,875 \text{ моль}.$$



$$\frac{4,875}{1} = \frac{v(\text{H}_2)}{1}; v(\text{H}_2) = 4,875 \text{ моль}.$$

$$5. V(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) \cdot V_m = 4,875 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 109,2 \text{ л.}$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 109,2 \text{ л.}$

2. Письменный опрос

Задание 1

1. Дайте характеристику фосфорной кислоты по всем признакам классификации.
2. Составьте уравнения возможных химических реакций взаимодействия азотной кислоты с веществами: оксидом углерода (IV), оксидом алюминия, гидроксидом бария — в молекулярном и ионном виде.

Задание 2

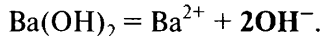
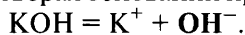
1. Дайте характеристику кремниевой кислоты по всем признакам классификации.
2. Составьте уравнения возможных химических реакций взаимодействия соляной кислоты с веществами: магнием, оксидом серы (VI), карбонатом бария — в молекулярном и ионном виде.

III. Изучение нового материала

План

1. Состав, номенклатура, классификация, диссоциация оснований.
2. Химические свойства оснований в свете теории электролитической диссоциации.
 - Почему соединения $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$ являются основаниями? (Эти соединения состоят из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп.)

В состав оснований входят группы OH^- . Хорошо растворимые основания в воде — это щелочи, сильные электролиты. В водных растворах оснований присутствуют гидроксид-анионы. Например:



Индикаторы в растворах щелочей изменяют свой цвет.

(Учитель проводит эксперимент.)

Опыт 1. Действие растворов щелочей на индикаторы

(Необходимо воспользоваться индикаторами: метиловым оранжевым, синим лакмусом, универсальным.)

В четыре пробирки наливаем раствор гидроксида натрия и последовательно добавляем в каждую пробирку индикаторы.

- Что наблюдаем? (Метиловый оранжевый индикатор меняет цвет на желтый, цвет синего лакмуса не изменяется, универсальный индикатор приобретает синий цвет, фенолфталеин — малиновый.)

(Учащиеся изучают табл. 11 «Классификация оснований» на с. 215.)

Основания классифицируются по следующим признакам:

1. Растворимость в воде — растворимые (щелочи) и нерастворимые основания.
2. Степень электролитической диссоциации — сильные и слабые основания.
3. Кислотность (число гидроксогрупп) — однокислотные, двухкислотные, трехкислотные.

(Учащиеся вместе с учителем на основе классификации дают характеристику следующих оснований.)

КОН — гидроксид калия: растворимое (щелочь), сильное, однокислотное основание.

Fe(OH)₃ — гидроксид железа (III): нерастворимое, слабое, трехкислотное основание.

Следует помнить! Водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (известен под названием «нашатырный спирт») — очень слабое основание. При обычных условиях легко разлагается на аммиак и воду: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$. В отличие от других оснований водный раствор аммиака содержит не катионы металла, а сложный однозарядный катион аммония NH_4^+ .

Некоторые нерастворимые основания имеют определенный цвет: гидроксид меди (II) Cu(OH)_2 — голубой, гидроксид железа (III) Fe(OH)_3 — бурый, гидроксид никеля (II) Ni(OH)_2 — зеленый.

В свете ТЭД гидроксид-анионы обуславливают общие химические свойства всех растворимых оснований.

(Учащиеся работают с текстом «Типичные реакции оснований» (с. 215–217) и под руководством учителя выполняют лабораторную работу.)

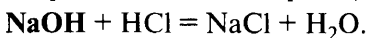
Опыт 2. Взаимодействие растворимых и нерастворимых оснований с кислотами

А. К раствору гидроксида натрия добавим 1–2 капли фенолфталеина.

— Что наблюдаем? (*Индикатор приобретает малиновый цвет.*)

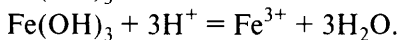
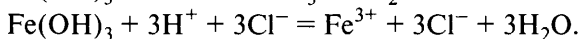
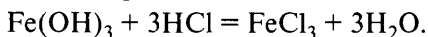
Аккуратно к раствору щелочи приливаем соляную кислоту.

— Что наблюдаем? (*Индикатор свой цвет восстановил — это признак химической реакции.*)



Б. К раствору гидроксида железа (III) приливаем соляную кислоту.

– Что наблюдаем? (*Исчезновение осадка – это признак химической реакции.*)



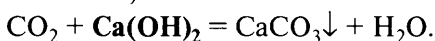
Опыт 3. Взаимодействие щелочей с оксидами неметаллов

(Рис. 138, с. 216.)

Следует помнить! Всем оксидам неметаллов соответствуют кислоты: $\text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$, $\text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$, $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$, $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3$, $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{HNO}_2$. Продуктами взаимодействия оксида неметалла с раствором щелочи являются соль соответствующей кислоты и вода.

Через раствор известковой воды $\text{Ca}(\text{OH})_2$ пропустим углекислый газ (полученный взаимодействием карбоната кальция с раствором соляной кислоты).

– Что наблюдаем? (*Помутнение раствора и выпадение белого осадка.*)



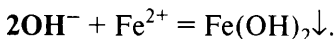
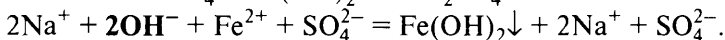
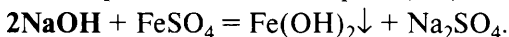
Опыт 4. Взаимодействие щелочей с солями

(Рис. 139, с. 216.)

А. С образованием осадка

В пробирку наливаем гидроксид натрия и добавляем раствор сульфата железа (II).

– Что наблюдаем? (*Выпадение осадка темно-зеленого цвета – это признак химической реакции.*)

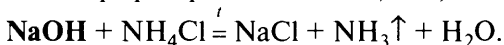


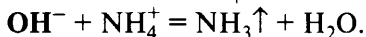
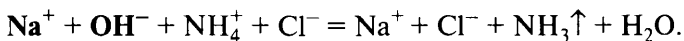
Б. С образованием газа

(Рис. 140, с. 217.)

В пробирку наливаем раствор гидроксида натрия, приливаем хлорид аммония и аккуратно нагреваем. Подержим универсальный индикатор у отверстия пробирки.

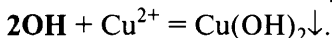
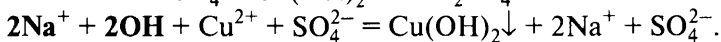
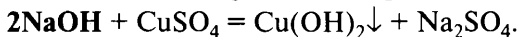
– Что наблюдаем? (*Ощущается запах аммиака, выделяется газ – это признак химической реакции. Универсальный индикатор приобретает синий цвет.*)





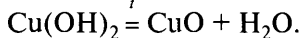
Опыт 5. Разложение нерастворимых оснований при нагревании
(Рис. 140, с. 217.)

(Эксперимент учащиеся осуществляют самостоятельно: необходимо получить гидроксид меди (II), нерастворимое основание, взаимодействием гидроксида натрия с сульфатом меди (II).)



(Затем ученики аккуратно нагревают гидроксид меди (II).)

– Что наблюдаем? (*Появление осадка черного цвета. Гидроксид меди (II) разлагается.*)



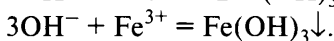
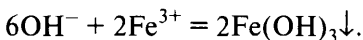
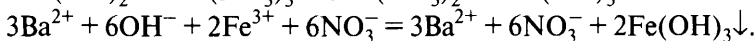
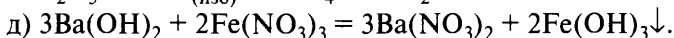
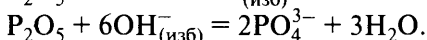
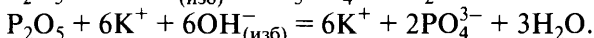
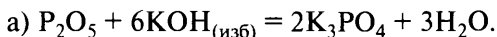
IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания № 1, 3 (а, д, ж, з) из учебника (с. 217).)

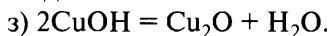
Ответы

№ 1. KOH – сильное основание.

№ 3.



ж) $\text{Mg(OH)}_2 + \text{FeO} \neq$, основания не взаимодействуют с оксидами металлов.



V. Подведение итогов урока

1. Основания классифицируются по определенным признакам.
2. Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и гидроксид-анионы.
3. В свете ТЭД гидроксид-анионы обуславливают общие химические свойства растворимых оснований.
4. Для оснований характерны реакции обмена и разложения.
5. При составлении уравнений реакций взаимодействия щелочей с оксидами неметаллов следует помнить, какой кислоте соответствует данный оксид.

Домашнее задание

- § 39, выполнить задания № 2, 3 (б, в, г), 4 (с. 217–218).
- Повторить § 18 (оксиды).

Урок 57. Оксиды, их классификация и свойства

Цели: актуализировать знания об оксидах (состав, номенклатура, классификация, диссоциация); научить объяснять свойства солеобразующих оксидов в свете ТЭД и составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Основные понятия: несолеобразующие и солеобразующие оксиды, основные и кислотные оксиды.

Оборудование: карточки с заданиями; пробирки, спиртовка, прибор для получения газа; соляная, серная и азотная кислоты, индикаторы, карбонат кальция, известковая вода, сульфат меди (II), оксид меди (II), оксид железа (III), оксид фосфора (V); справочные таблицы, инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

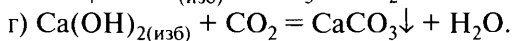
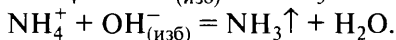
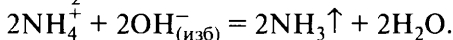
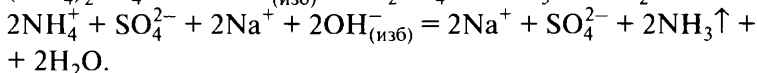
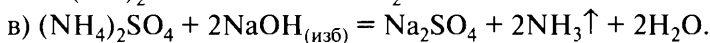
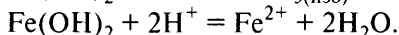
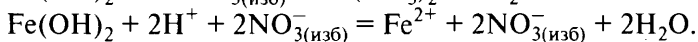
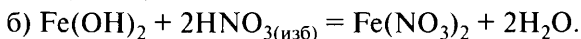
II. Актуализация знаний

1. Проверка домашнего задания

Ответы

№ 2 (с. 217). Ba(OH)₂ – гидроксид бария: растворимое основание (щелочь), сильное, двухкислотное.

№ 3 (с. 217).



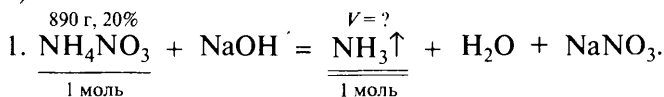
№ 4 (с. 218).

Дано: $m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 890 \text{ г}$, $W(\text{прим. } \text{NH}_4\text{NO}_3) = 20\%$;
 $W(\text{р. в. NaOH}) = 20\%$.

Найти: а) $V(\text{NH}_3)$ (н. у.) = ?; б) $m(\text{NaOH})$ = ?

Решение

а)



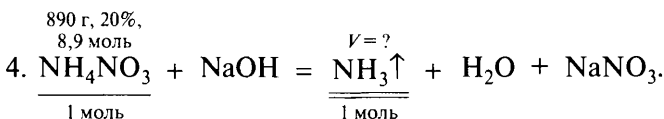
$$2. m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$W(\text{чистого в-ва}) = 100\% - W(\text{прим.}) = 100\% - 20\% = 80\%.$$

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{80\% \cdot 890 \text{ г}}{100\%} = 712 \text{ г}.$$

$$3. M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ г/моль}.$$

$$v(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{m(\text{NH}_4\text{NO}_3)}{M(\text{NH}_4\text{NO}_3)} = \frac{712 \text{ г}}{80 \text{ г/моль}} = 8,9 \text{ моль}.$$

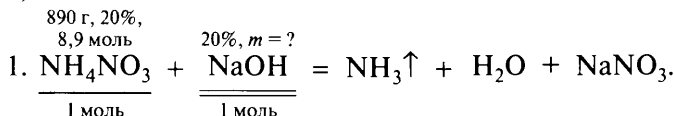


$$\frac{8,9}{1} = \frac{v(\text{NH}_3)}{1}; v(\text{NH}_3) = 8,9 \text{ моль}.$$

$$5. V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$V(\text{NH}_3) = v(\text{NH}_3) \cdot V_m = 8,9 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 199,36 \text{ л}.$$

б)



$$\frac{8,9}{1} = \frac{v(\text{NaOH})}{1}; v(\text{NaOH}) = 8,9 \text{ моль}.$$

$$2. M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{NaOH}) = v(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 8,9 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 356 \text{ г}.$$

$$3. m(\text{раствора}) = \frac{m(\text{р. в.}) \cdot 100\%}{W(\text{р. в.})}.$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{356 \text{ г} \cdot 100\%}{20\%} = 1780 \text{ г}.$$

Ответ: $V(\text{NH}_3) = 199,36 \text{ л}$; $m(\text{NaOH}) = 1780 \text{ г}$.

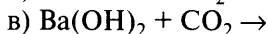
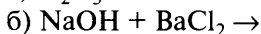
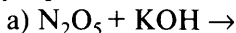
2. Самостоятельная работа

В а р и а н т 1

1. Дайте характеристику гидроксида кальция по всем признакам классификации.

2. Для оснований KOH, Pb(OH)₂ определите с. о. химических элементов.

3. Составьте уравнения возможных химических реакций в молекулярном и ионном виде:

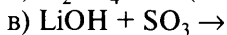
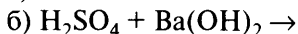
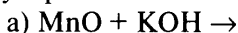


В а р и а н т 2

1. Дайте характеристику гидроксида железа (II) по всем признакам классификации.

2. Для оснований CuOH, Al(OH)₃ определите с. о. химических элементов.

3. Составьте уравнения возможных химических реакций в молекулярном и ионном виде:



О т в е т ы

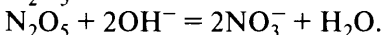
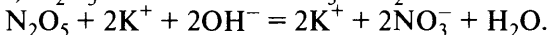
В а р и а н т 1

1. Ca(OH)₂ – гидроксид кальция: малорастворимое основание (раствор – известковая вода, щелочь), сильное, двухкислотное.

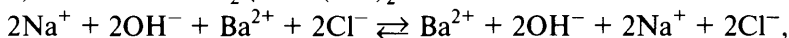
2. $\text{K}^+(\text{O}^{2-}\text{H}^+)^-$, с. о. калия +1, кислорода –2, водорода +1.

$\text{Pb}^{2+}(\text{O}^{2-}\text{H}^+)_2^-$, с. о. свинца +2, кислорода –2, водорода +1.

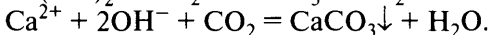
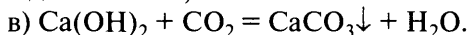
3. а) $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.



б) $2\text{NaOH} + \text{BaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ba(OH)}_2 + 2\text{NaCl}$.



реакция не имеет смысла (не выпадает осадок, не образуется вода, не выделяется газ).



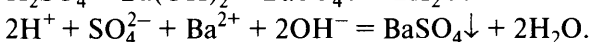
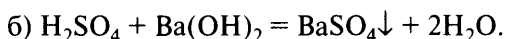
В а р и а н т 2

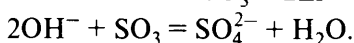
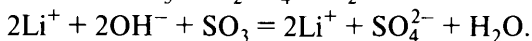
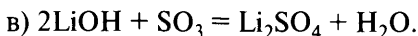
1. Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II): нерастворимое слабое двухкислотное основание.

2. $\text{Cu}^{+2}\text{O}^{2-}\text{H}^+$, с. о. меди +1, кислорода –2, водорода +1.

$\text{Al}^{+3}(\text{O}^{2-}\text{H}^+)_3^-$, с. о. алюминия +1, кислорода –2, водорода +1.

3. а) $\text{MnO} + \text{KOH} \neq$, основания не взаимодействуют с оксидами металлов.





III. Изучение нового материала

План

1. Состав и номенклатура оксидов.
2. Классификация оксидов.
3. Химические свойства оксидов в свете теории электролитической диссоциации.

(На кодотранспаранте или доске записаны следующие формулы: Cl_2O_7 , HMnO_4 , PbO , NH_3 , Fe_2O_3 , CuO , Ca(OH)_2 , CO_2 , SiO_2 , H_2O , SO_2 , CO , CaO , N_2O_3 .)

- Выпишите оксиды и дайте им названия. (Cl_2O_7 – оксид хлора (VII), PbO – оксид свинца (II), Fe_2O_3 – оксид железа (III), CuO – оксид меди (II), CO – оксид углерода (II), CO_2 – оксид углерода (IV), SiO_2 – оксид кремния (IV), H_2O – оксид водорода, вода, SO_2 – оксид серы (IV), CaO – оксид кальция, N_2O_3 – оксид азота (III).)
- К каким соединениям относятся оксиды? (Это бинарные соединения.)
- Что общего в составе молекул оксидов? (Оксиды – это соединения, образованные атомами двух химических элементов, один из которых кислород в с. о. –2.)
- Какими химическими элементами могут быть образованы оксиды? (Оксиды могут быть образованы металлическими и неметаллическими элементами.)
- Выпишите из списка ранее предложенных соединений оксиды металлов и оксиды неметаллов. (Оксиды металлов: PbO , Fe_2O_3 , CuO , CaO . Оксиды неметаллов: Cl_2O_7 , CO_2 , SiO_2 , H_2O , SO_2 , CO , N_2O_3 .)

Оксиды классифицируются по следующим признакам:

1. По агрегатному состоянию.

а) *Твердые оксиды.* Например, PbO – оксид свинца (II), Fe_2O_3 – оксид железа (III), CuO – оксид меди (II).

(Учитель демонстрирует учащимся:

- Оксиды металлов: Fe_2O_3 – оксид железа (III), CuO – оксид меди (II), CaO – оксид кальция.

Ученики описывают цвет предложенных оксидов: Fe_2O_3 – бурого цвета, CuO – черного, CaO – белого.

- Оксиды неметаллов: SiO_2 – оксид кремния (IV) (речной песок – желтый за счет примесей, кварц прозрачный).)

б) *Жидкие оксиды*. Например, H_2O — оксид водорода, вода (бесцветный), Cl_2O_7 — оксид хлора (VII) (бесцветный), N_2O_3 — оксид азота (III) (синий).

в) *Газообразные оксиды*. Например, CO_2 — оксид углерода (IV), SO_2 — оксид серы (IV), CO — оксид углерода (II).

2. По химическим свойствам.

а) *Несолеобразующие оксиды* — оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами, ни с водой.

Следует запомнить несолеобразующие оксиды! NO — оксид азота (II), N_2O — оксид азота (I), CO — оксид углерода (II).

б) *Солеобразующие оксиды* — оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или основаниями и образуют при этом соль и воду.

Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

- *Основные оксиды* — оксиды, которым соответствуют основания, это оксиды металлов в с. о. +1 и +2.

Например, Na_2O — оксид натрия, CuO — оксид меди (II), BaO — оксид бария.

Составим формулы оснований, которые соответствуют предложенным оксидам: Na_2O — NaOH , гидроксид натрия, CuO — Cu(OH)_2 , гидроксид меди (II), BaO — Ba(OH)_2 , гидроксид бария.

- *Кислотные оксиды* — оксиды, которым соответствуют кислоты, это оксиды неметаллов, а также металлов в максимальной с. о.

Например:

а) оксиды неметаллов: N_2O_5 — оксид азота (V), N_2O_3 — оксид азота (III), CO_2 — оксид углерода (IV), P_2O_5 — оксид фосфора (V), SO_2 — оксид серы (IV), SO_3 — оксид серы (VI), SiO_2 — оксид кремния (IV);

б) оксиды металлов: CrO_3 — оксид хрома (VI), Mn_2O_7 — оксид марганца (VII).

(Учащиеся, работая с текстом учебника на с. 220, составляют формулы кислот, которые соответствуют оксидам неметаллов.)

- *Амфотерные оксиды* образованы переходными металлами.

Например, ZnO — оксид цинка, Cr_2O_3 — оксид хрома (III), Al_2O_3 — оксид алюминия.

С амфотерными оксидами и их свойствами мы познакомимся в 9 классе.

Химические свойства основных оксидов

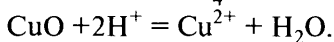
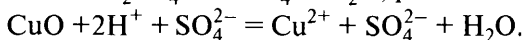
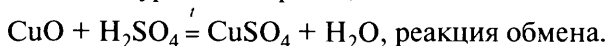
(Учащиеся работают с текстом на с. 219, изучают типичные реакции, характерные для основных оксидов, и применяют полученные знания на практике, выполняя лабораторную работу.)

Опыт 1. Взаимодействие основных оксидов с растворами кислот

К оксиду меди (II) приливаем раствор серной кислоты, слегка нагреваем пробирку с веществами.

– Что наблюдаем? (*Раствор приобретает голубой цвет – это признак химической реакции.*)

Составим уравнение реакции:

**Опыт 2. Взаимодействие основных оксидов с водой**

(Рис. 141, с. 220.)

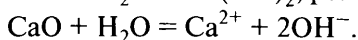
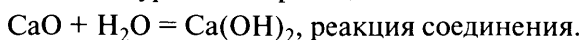
В пробирку наливаем воду и добавляем 1–2 капли фенолфталеина.

– Что наблюдаем? (*Фенолфталеин цвет не изменил – вода имеет нейтральную среду.*)

Поместим в пробирку с водой и индикатором оксид кальция.

– Что наблюдаем? (*Изменение цвета фенолфталеина на малиновый, что подтверждает образование щелочной среды раствора.*)

Составим уравнение реакции:

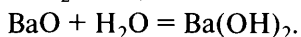


При длительном хранении оксида кальция (негашеной извести) в открытом сосуде на воздухе возможно его взаимодействие с водой, при этом образуется гидроксид кальция – гашеная известь.

Следует помнить! Реакции оксидов металлов с водой возможны в случае образования щелочи – растворимого основания.

– Возможны ли реакции оксида меди (II) и оксида бария с водой?

(*Ответ.* $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \neq$, реакция неосуществима, так как Cu(OH)_2 – нерастворимое основание.



$\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$, реакция осуществима, так как Ba(OH)_2 – растворимое основание.)

Химические свойства кислотных оксидов

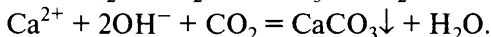
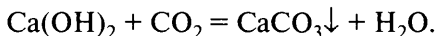
(Учащиеся работают с текстом на с. 220–221, изучают типичные реакции, характерные для кислотных оксидов, применяют полученные знания на практике, выполняя лабораторную работу.)

Опыт 3. Взаимодействие кислотных оксидов с растворимыми основаниями

Через раствор гидроксида кальция (известковую воду) пропускаем углекислый газ.

– Что наблюдаем? (*Выпадение белого осадка.*)

Составим уравнение реакции:



Опыт 4. Взаимодействие кислотных оксидов с водой

(Рис. 142, с. 220.)

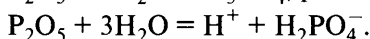
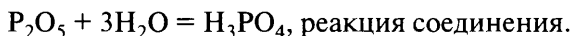
В пробирку наливаем воду и добавляем 1–2 капли метилового оранжевого.

– Что наблюдаем? (*Метилловый оранжевый цвет не изменил – вода имеет нейтральную среду.*)

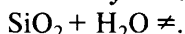
Поместим в пробирку с водой и индикатором оксид фосфора (V).

– Что наблюдаем? (*Изменение цвета метилового оранжевого на розовый, что подтверждает образование кислотной среды раствора.*)

Составим уравнение реакции:

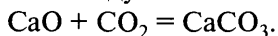


Следует помнить! Оксид кремния не взаимодействует с водой:



Кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами – оксидами активных металлов.

При длительном хранении оксида кальция в открытом сосуде возможно его взаимодействие с углекислым газом, входящим в состав воздуха:



IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания № 6 (с. 214), 5 (с. 218), 2 (с. 221), 3 (а, д, е) (с. 221).)

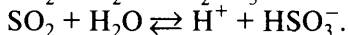
Ответы

№ 6. HNO_2 – N_2O_3 , оксид азота (III); HNO_3 – N_2O_5 , оксид азота (V); H_3PO_4 – P_2O_5 , оксид фосфора (V); H_2SO_3 – SO_2 , оксид серы (IV); H_2SO_4 – SO_3 , оксид серы (VI); H_2SiO_3 – SiO_2 , оксид кремния (IV).

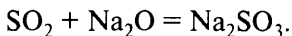
№ 5. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – CuO , оксид меди (II); CuOH – Cu_2O , оксид меди (I); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – Fe_2O_3 , оксид железа (III); $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – FeO , оксид железа (II); NaOH – Na_2O , оксид натрия.

№ 2. SO_2 – оксид серы (IV); солеобразующий кислотный оксид.

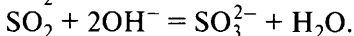
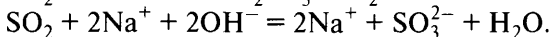
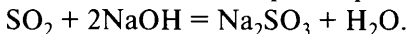
1. Взаимодействие с водой:



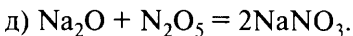
2. Взаимодействие с основным оксидом:



3. Взаимодействие с раствором щелочи:



№ 3. а) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \neq$, основания не взаимодействуют с оксидами малоактивных металлов.



е) $\text{N}_2\text{O} + \text{NaOH} \neq$, N_2O — несолеобразующий оксид, не взаимодействует с водой, щелочью, кислотой.

V. Подведение итогов урока

1. По агрегатному состоянию оксиды делятся на твердые, жидкие и газообразные.
2. По химическим свойствам оксиды подразделяются на несолеобразующие и солеобразующие.
3. Несолеобразующим оксидам не соответствует ни кислота, ни основание.
4. Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.
5. Основным оксидам соответствуют основания, они образованы металлическими элементами.
6. Кислотным оксидам соответствуют кислоты, они образованы неметаллическими элементами и металлическими элементами с максимальной с. о.
7. Для основных оксидов характерны реакции взаимодействия с водой, растворами кислот, кислотными оксидами.
8. Для кислотных оксидов характерны реакции взаимодействия с водой, растворами щелочей, основными оксидами.

Домашнее задание

1. § 40, выполнить задания № 1, 3 (б, в, г), 4 (с. 221). (Ученики выполняют задания на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)
2. Повторить § 21 (соли).

Урок 58. Соли, их классификация и свойства

Цели: обобщить знания о солях (состав и номенклатура); научиться объяснять свойства средних солей (взаимодействие с кислотами, щелочами, металлами и другими солями) в свете ТЭД и составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Оборудование: карточки с заданиями; пробирки, спиртовка, прибор для получения газа; соляная, серная и азотная кислоты, индикаторы, карбонат кальция, известковая вода, сульфат меди (II), оксид меди (II), оксид железа (III), карбонат натрия, нитрат серебра (I), соли соляной кислоты, цинк (гранула), железо (железная кнопка), медь (стружка или проволока); справочные таблицы, инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Самостоятельная работа

(См. КИМы, самостоятельная работа 26, с. 79–80.)

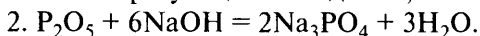
Ответы

В а р и а н т 1

1. Основные оксиды: CaO, оксид кальция – Ca(OH)₂, гидроксид кальция; FeO, оксид железа (II) – Fe(OH)₂, гидроксид железа (II).

Кислотные оксиды: P₂O₃ – оксид фосфора (III) – H₃PO₃, фосфористая кислота; N₂O₅, оксид азота (V) – HNO₃, азотная кислота.

Несолеобразующий оксид: NO, оксид азота (II).



P₂O₅ + SiO₂ ≠, кислотные оксиды не взаимодействуют между собой.

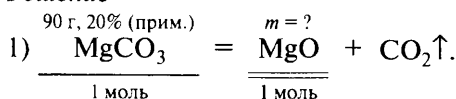


P₂O₅ + CO₂ ≠, кислотные оксиды не взаимодействуют между собой.

3. Дано: $m(\text{MgCO}_3) = 90 \text{ г}$, $W(\text{прим.}) = 20\%$.

Найти: $m(\text{MgO}) = ?$

Решение



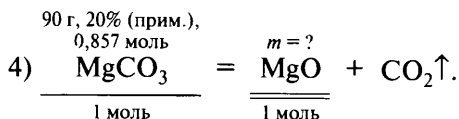
$$2) \quad m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$W(\text{чистого в-ва}) = 100\% - W(\text{прим.}) = 100\% - 20\% = 80\%.$$

$$m(\text{чистого MgCO}_3) = \frac{80\% \cdot 90 \text{ г}}{100\%} = 72 \text{ г}.$$

$$3) \quad M(\text{MgCO}_3) = 84 \text{ г/моль}.$$

$$v(\text{MgCO}_3) = \frac{m(\text{MgCO}_3)}{M(\text{MgCO}_3)} = \frac{72 \text{ г}}{84 \text{ г/моль}} = 0,857 \text{ моль}.$$



$$\frac{0,857}{1} = \frac{v(\text{MgO})}{1}; v(\text{MgO}) = 0,857 \text{ моль}.$$

$$5) M(\text{MgO}) = 40 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{MgO}) = v(\text{MgO}) \cdot M(\text{MgO}) = 0,857 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 34,28 \text{ г}.$$

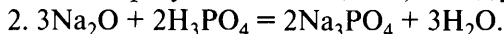
$$\text{Ответ: } m(\text{MgO}) = 34,28 \text{ г}.$$

В а р и а н т 2

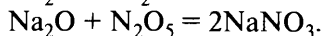
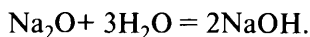
1. Основные оксиды: K_2O , оксид калия — KOH , гидроксид калия; MgO , оксид магния — Mg(OH)_2 , гидроксид магния.

Кислотные оксиды: SO_3 , оксид серы (VI) — H_2SO_4 , серная кислота; N_2O_3 , оксид азота (III) — HNO_2 , азотистая кислота.

Несолеобразующий оксид: CO , оксид углерода (II).



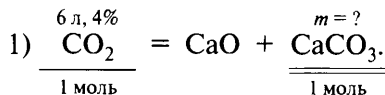
$\text{Na}_2\text{O} + \text{KOH} \neq$, основные оксиды не взаимодействуют со щелочами.



$$3. \text{Дано: } V(\text{CO}_2) = 6 \text{ л, } \varphi(\text{прим.}) = 4\%.$$

$$\text{Найти: } m(\text{CaCO}_3) = ?$$

Решение



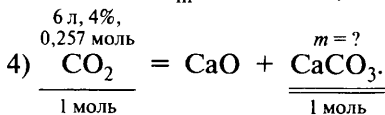
$$2) V(\text{компонента смеси}) = \frac{\varphi(\text{компонента смеси}) \cdot V(\text{смеси газов})}{100\%}.$$

$$\varphi(\text{чистого компонента смеси}) = 100\% - \varphi(\text{прим.}) = 100\% - 4\% = 96\%.$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{96\% \cdot 6 \text{ л}}{100\%} = 5,76 \text{ л}.$$

$$3) V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$v(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} = \frac{5,76 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,257 \text{ моль}.$$



$$\frac{0,257}{1} = \frac{v(\text{CaCO}_3)}{1}; v(\text{CaCO}_3) = 0,257 \text{ моль}.$$

5) $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$.

$m(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,257 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 25,7 \text{ г}$.

Ответ: $m(\text{CaCO}_3) = 25,7 \text{ г}$.

III. Изучение нового материала

План

1. Состав и номенклатура солей.
2. Классификация солей.
3. Химические свойства солей в свете теории электролитической диссоциации.

(На кодотранспаранте записаны формулы солей: NaCl , CuSO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, FeBr_3 .)

– Каков состав солей? (*Соли – это сложные вещества, молекулы которых состоят из ионов металла и кислотного остатка*.)

(Затем ученики вспоминают, как давать название соли.)

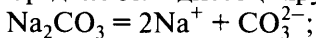
Шведский химик Й. Берцелиус сформулировал определение солей как продуктов взаимодействия кислот с основаниями.

В результате таких химических реакций возможно:

- полное замещение атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла (при избытке щелочи и недостатке кислоты).

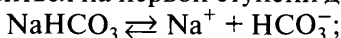
При этом образуются *средние соли*. Например, Na_2CO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Средние соли диссоциируют полностью, если они растворимые:



- неполное замещение атомов водорода в молекуле кислоты (при недостатке щелочи и избытке кислоты).

При этом образуются *кислые соли*. Например, NaHCO_3 , CaHPO_4 . Кислые соли диссоциируют ступенчато. Следует остановиться на первой ступени диссоциации:



- неполное замещение гидроксид-ионов в молекуле многокислотного основания (при избытке основания и недостатке кислоты).

При этом образуются *основные соли*. Например, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, AlOHCl_2 . Если основные соли растворимые, то они диссоциируют ступенчато. Следует остановиться на первой ступени:



$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – нерастворимая соль.

Название кислых солей складывается из названий кислотного остатка с приставкой *гидро-* или *дигидро-* в именительном падеже и катиона металла в родительном падеже с указанием переменной с. о. Например, NaHSO_4 – гидросульфат натрия.

Название основных солей складывается из названий кислотного остатка с приставкой группы ОН *гидроксо-* в именительном падеже и катиона металла в родительном падеже с указанием переменной с. о. Например, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат меди (II).

Приступая к изучению химических свойств солей, следует вспомнить химические свойства кислот и оснований.

Кислоты и основания взаимодействуют с солями.

При взаимодействии кислот с солями образуются новая соль и новая кислота.

При взаимодействии оснований с солями образуются новая соль и новое основание.

Таким образом, **для солей характерны следующие химические свойства:**

1. Взаимодействие с кислотами.
2. Взаимодействие с растворимыми основаниями.
(Учащиеся под контролем учителя проводят опыты.)

Опыт 1. Взаимодействие кислот с солями (реакции обмена)

А. С выпадением осадка

К раствору нитрата серебра (I) приливаем соляную кислоту.

— Что наблюдаем? (*Выпадение белого хлопьевидного осадка.*)

$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$, реакция обмена.

$\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow + \text{NO}_3^- + \text{H}^+$.

$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$.

Б. С выделением газа

В пробирку помещаем кусочек мрамора (мела) и наливаем раствор соляной кислоты.

— Что наблюдаем? (*Бурное выделение углекислого газа.*)

$2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.

$2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.

$2\text{H}^+ + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.

Опыт 2. Взаимодействие щелочей с растворами солей с образованием осадка

В пробирку наливаем гидроксид натрия и добавляем раствор хлорида меди (II).

— Что наблюдаем? (*Выпадение осадка темно-зеленого цвета — это признак химической реакции.*)

$2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$, реакция обмена.

$2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$.

$2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$.

— Возможно ли взаимодействие соли с другой солью? (*Да, при взаимодействии некоторых солей друг с другом образу-*

ются новые соли, одна или две соли могут быть нерастворимыми.)

(Ученики работают с таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде.)

– Выясните, возможна ли химическая реакция между растворами солей:

а) сульфата меди (II) и хлорида цинка;

б) карбоната натрия и хлорид кальция.

(*Ответ:* а) реакция обмена невозможна, так как образуются растворимые соли; б) реакция обмена возможна, так как образуется нерастворимая соль — карбонат кальция.)

Опыт 3. Взаимодействие солей друг с другом

К раствору карбоната натрия приливаем раствор хлорида кальция.

– Что наблюдаем? (*Выпадение белого осадка.*)

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$, реакция обмена.

$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$.

$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} = \text{CaCO}_3$.

Опыт 4. Взаимодействие металлов железа и цинка с растворами солей хлорида цинка и сульфата меди (II)

В две пробирки поместим металлы: железо (железную кнопку) и цинк. В пробирку с цинком приливаем раствор сульфата меди (II), в пробирку с железом — раствор хлорида цинка.

– Что наблюдаем? (*Ответ.* В пробирке с железом не происходит никаких изменений. В пробирке с цинком раствор постепенно становится бесцветным, на грануле цинка накапливается новое вещество.)

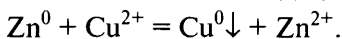
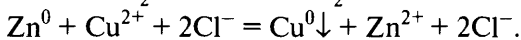
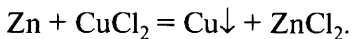
– Что могло образоваться в результате реакции с цинком?

Для ответа на этот вопрос обратимся к ряду активности металлов, который был составлен русским химиком Н.Н. Бекетовым в 1865 г. Расположение металлов в этом ряду зависит от их способности вытеснять металлы из растворов солей. Бекетов также заметил, что и водород под давлением может вытеснять ртуть и серебро из растворов их солей.

Правило работы с рядом напряжений металлов мы знаем, оно заключается в следующем: металл, стоящий в ряду активности левее, способен вытеснить тот металл, что стоит правее, из раствора его соли.

Так как цинк левее меди в ряду активности металлов, он вытесняет медь из раствора ее соли. В результате проведенного опыта в пробирке накапливается медь.

В растворе становится все меньше и меньше катионов меди, и он постепенно изменяет цвет.



$\text{Fe} + \text{ZnCl}_2 \neq$, железо в ряду активности металлов расположено правее цинка, а значит, не способно вытеснить цинк из раствора его соли.

Опыт 5. Взаимодействие железа с раствором сульфата меди (II)

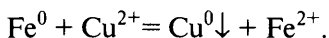
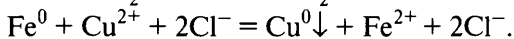
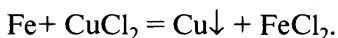
(Чтобы убедиться в правильности предыдущего вывода, учащиеся проводят этот опыт самостоятельно.)

В пробирку помещаем железо (кнопку), приливаем раствор сульфата меди (II).

– Что наблюдаем? (*Раствор постепенно становится бесцветным, на железной кнопке накапливается новое вещество.*)

– Что могло образоваться в результате реакции с железом? (*Так как железо стоит левее меди в ряду активности металлов, оно вытесняет медь из раствора ее соли. В результате проведенного опыта в пробирке накапливается медь.*)

В растворе становится все меньше и меньше катионов меди, и он постепенно изменяет цвет.



Н.Н. Бекетов упомянутый нами ряд назвал *вытеснительным рядом металлов*, поместив в него и водород. В 1892 г. химик В. Нернст экспериментально доказал, что ряд Н.Н. Бекетова практически совпадает с рядом, в котором все металлы и водород расположены слева направо в порядке уменьшения их восстановительной способности. Этот ряд называют *электрохимическим рядом напряжений металлов* (при изучении металлов мы ознакомились с правилами работы с ним).

Первое правило электрохимического ряда напряжений металлов

Металлы, расположенные левее водорода, способны вытеснить его из растворов кислот (при изучении химических свойств кислот мы выяснили, что это за кислоты).

Второе правило электрохимического ряда напряжений металлов

Металл, стоящий в ряду активности левее, способен вытеснить тот металл, что стоит правее, из раствора его соли.

Следует помнить! Обе соли (и реагирующая, и образующаяся) должны быть растворимыми в воде. Металлы не должны реагировать с водой.

IV. Закрепление изученного материала

(Ученики выполняют задания № 1, 2 (а, в), 4 (для сульфата цинка) из учебника (с. 225–226).)

Ответы

№ 1. Средние соли: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат кальция, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$; Na_3PO_4 – фосфат натрия, $\text{Na}_3\text{PO}_4 = 3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$.

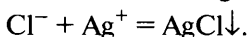
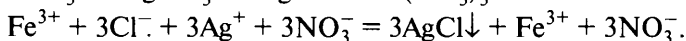
Кислые соли: $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ – гидросульфат кальция, $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{HSO}_4^-$; NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия, $\text{NaH}_2\text{PO}_4 = \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$.

Основные соли: $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$ – гидроксосульфат кальция, $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4 = 2\text{CaOH}^+ + \text{SO}_4^{2-}$; MgOHNO_3 – гидроксонитрат магния, $\text{MgOHNO}_3 = \text{MgOH}^+ + \text{NO}_3^-$.

№ 2.

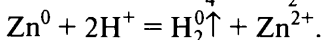
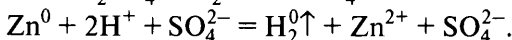
а) $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \neq$, между растворами соляной кислоты и сульфата натрия реакция обмена невозможна, так как и соляная, и серная кислоты – сильные электролиты.

в) $\text{FeCl}_3 + 3\text{AgNO}_3 = 3\text{AgCl}\downarrow + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

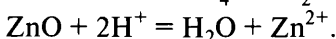
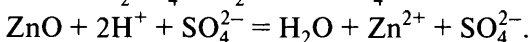


№ 4. Способы получения сульфата цинка:

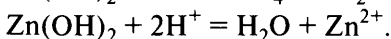
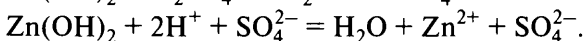
а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\uparrow + \text{ZnSO}_4$.



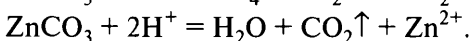
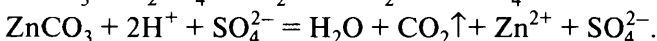
б) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{ZnSO}_4$.



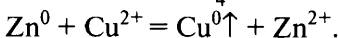
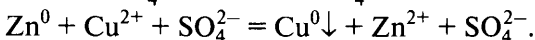
в) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{ZnSO}_4$.



г) $\text{ZnCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow + \text{ZnSO}_4$.



д) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}^0\downarrow + \text{ZnSO}_4$.



V. Подведение итогов урока

- Соли, как правило, являются продуктами взаимодействия кислоты и основания.
- Соли делятся на средние, кислые и основные.

3. Средние соли образуются при избытке щелочи и недостатке кислоты, кислые — при избытке кислоты и недостатке щелочи, основные — при избытке основания и недостатке кислоты.
4. Соли взаимодействуют с кислотами, растворимыми основаниями и металлами. Для солей характерны реакции обмена и замещения.
5. При составлении уравнений химических реакций взаимодействия металлов с растворами солей необходимо помнить правила работы с электрохимическим рядом напряжений металлов.

Домашнее задание

§ 41, выполнить задания № 2 (б, д, е), 3, 4, 5 (с. 225–226). (Ученики выполняют задания на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)

Урок 59. Генетическая связь между классами веществ

Цели: обобщить знания о классификации веществ, свойствах кислот, оснований, оксидов и солей в свете ТЭД; сформировать представление о генетических рядах металлов и неметаллов, генетической связи классов неорганических соединений; научить составлять схемы генетических рядов металлов и неметаллов, схемы генетической связи классов неорганических соединений и решать уравнения реакций, составляющих эти схемы.

Оборудование: карточки с заданиями; справочные таблицы; прибор для получения газов, спиртовка, пробирки, ложечка для сжигания веществ, кальций, вода, карбонат калия, сера, перманганат калия, известковая вода, растворы солей серной и соляной кислот.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Тест

(См. КИМы, тест 14, с. 46–49.)

III. Изучение нового материала

План

1. Классификация веществ. Понятие *генетическая связь*.

2. Генетические ряды металлов и неметаллов.
3. Генетическая связь классов неорганических соединений.

(Изучение нового материала начинается с вопроса о классификации веществ. Учащиеся работают со схемой 1 на с. 226.)

Рассмотрим понятие *генетическая связь*, которое произошло от слова *генезис*, что значит «единство происхождения».

Генетической называют связь между веществами разных классов, основанную на их взаимопревращениях.

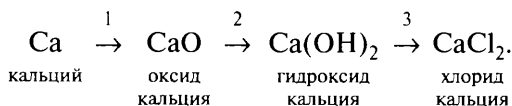
Классы простых веществ — это металлы и неметаллы, можно составить *генетический ряд металлов* и *генетический ряд неметаллов*.

Генетический ряд металлов отражает взаимосвязь веществ разных классов, образованных одним и тем же металлическим элементом.

(Учитель проводит опыт.)

Опыт 1. Экспериментальное составление генетического ряда металла кальция

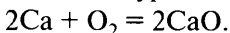
Металл → оксид металла (основный оксид) → основание (щелочь) → соль.



1. Осуществляем первое превращение: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO}$.

Аккуратно поджигаем стружку кальция, вносим ее в колбу и держим до прекращения горения.

Составим уравнение химической реакции:

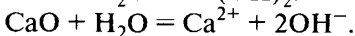
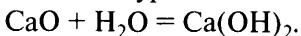


2. Осуществляем второе превращение: $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$.

В колбу, где сгорел кальций, аккуратно приливаем воду с фенолфталеином.

- Что наблюдаем? (*Фенолфталеин приобретает малиновый цвет — образуется щелочь.*)

Составим уравнение химической реакции:



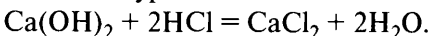
3. Осуществляем третье превращение: $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$.

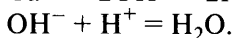
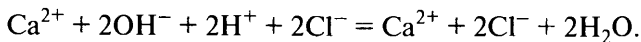
CaCl₂, хлорид кальция, — соль соляной кислоты.

К раствору гидроксида кальция приливаем соляную кислоту.

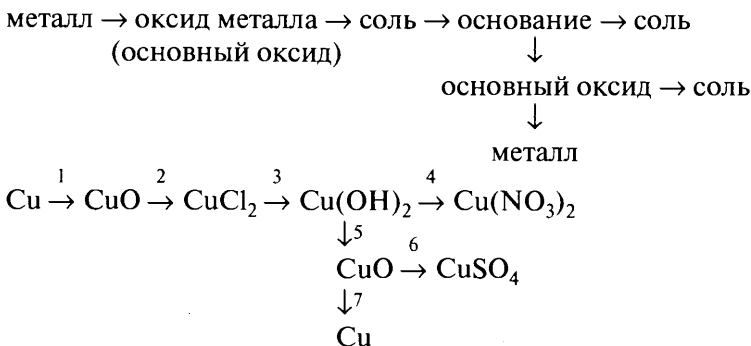
- Что наблюдаем? (*Фенолфталеин восстановил цвет — это признак химической реакции.*)

Составим уравнение химической реакции:





Следует помнить! Генетический ряд металлов, которым соответствует нерастворимое основание, можно составить иначе:



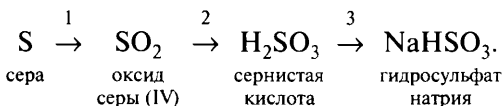
Генетический ряд неметаллов отражает взаимосвязь веществ разных классов, образованных одним и тем же неметаллическим элементом:

неметалл \rightarrow оксид неметалла (кислотный оксид) \rightarrow гидроксид — кислота \rightarrow соль.

(Учитель демонстрирует химический эксперимент.)

Опыт 2. Экспериментальное составление генетического ряда неметалла серы

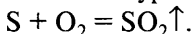
Неметалл \rightarrow оксид неметалла (кислотный оксид) \rightarrow гидроксид \rightarrow кислота \rightarrow соль.



1. Осуществляем первое превращение: $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$.

Аккуратно поджигаем серу в ложечке для сжигания веществ, вносим ее в колбу и держим до прекращения горения.

Составим уравнение химической реакции:

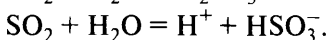
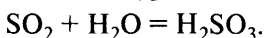


2. Осуществляем второе превращение: $\text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$.

В колбу, где сгорела сера, аккуратно приливаем воду с метиловым оранжевым.

— Что наблюдаем? (Индикатор приобретает розовый цвет — образуется кислота.)

Составим уравнение химической реакции:

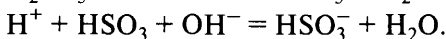
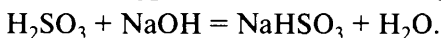


3. Осуществляем третье превращение: $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3$.

К раствору сернистой кислоты приливаем гидроксид натрия.

– Что наблюдаем? (*Метилловый оранжевый восстановил цвет – это признак химической реакции.*)

Составим уравнение химической реакции:



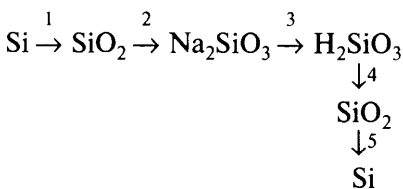
Следует помнить! Генетический ряд неметаллов, которым соответствует нерастворимая кислота, можно составить иначе:

неметалл \rightarrow оксид неметалла \rightarrow соль \rightarrow кислота

(кислотный оксид)

\downarrow
кислотный оксид

\downarrow
неметалл

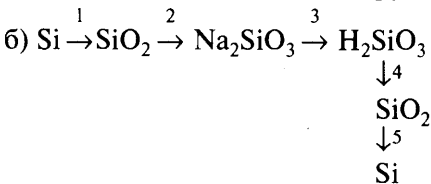
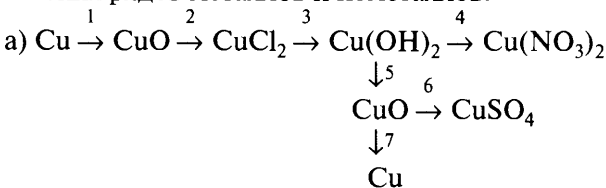


IV. Закрепление изученного материала

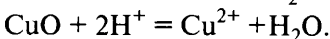
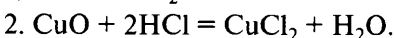
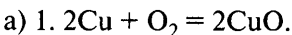
(Ученики самостоятельно выполняют следующее задание.)

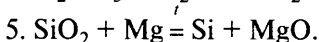
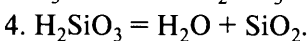
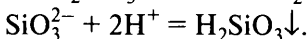
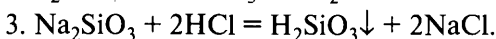
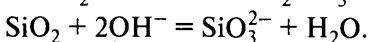
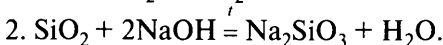
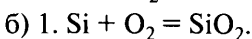
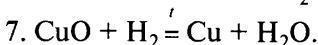
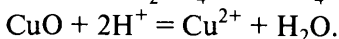
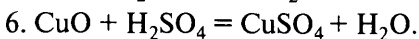
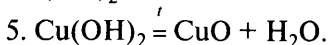
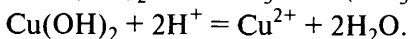
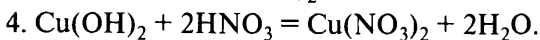
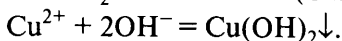
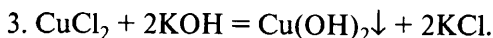
Задание

Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения, лежащие в основе приведенных генетических рядов металлов и неметаллов.



Ответы





V. Подведение итогов урока

1. Генетические ряды металлов и неметаллов отражают взаимосвязь веществ разных классов, в основу которых положен один и тот же химический элемент.
2. Генетический ряд очень активных металлов отличается от генетического ряда малоактивных металлов.
3. Генетический ряд неметаллов, которым соответствует растворимая кислота, отличается от генетического ряда неметаллов, которым соответствует нерастворимая кислота.
4. При составлении уравнений реакций по схемам превращений, схем генетической связи следует помнить химические свойства основных классов неорганических соединений: простых веществ — металлов и неметаллов; сложных веществ — кислот, оснований, оксидов и солей.

Домашнее задание

1. § 42.
2. Выполнить самостоятельную работу по вариантам (вариант 1 — № 2 (а), 3 (с. 228); вариант 2 — № 2 (б), 4 (с. 228)). (Ученики выполняют домашнее задание на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)
3. Прочитать в учебнике текст практической работы № 8 (с. 241).

Урок 60. Практическая работа № 7.

Свойства кислот, оснований, оксидов и солей

Цели: усовершенствовать практические умения и навыки проведения химического эксперимента с соблюдением правил ТБ и ОТ при работе со спиртовкой, нагревании веществ в открытом пламени; научить экспериментально осуществлять реакции, подтверждающие химические свойства кислот, оснований, оксидов и солей в свете ТЭД.

Оборудование: наборы с раздаточными материалами согласно заданиям практической работы № 8 (с. 241), в набор входят: соляная, серная и азотная кислоты, хлорид бария, хлорид меди (II), хлорид железа (II), хлорид железа (III), сульфат меди (II), карбонат натрия, гидроксид натрия, гидроксид кальция (известковая вода), индикаторы (синий лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый, универсальный), кусочки мрамора, цинк, оксид кальция, оксид меди (II), спиртовка, прибор для получения газа; инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

(Учитель инструктирует учащихся по проведению работы. Ученики заполняют тетради «Инструктаж по ТБ и ОТ».)

II. Работа по теме урока

(Учащиеся экспериментально осуществляют реакции ионного обмена между растворами электролитов. Ученикам предлагаются задания практической работы (см. таблицу) по вариантам. Они самостоятельно выполняют их и оформляют в виде таблицы (см. с. 333–339).

Выводы: учащиеся приобрели навыки осуществления химических экспериментов, подтверждающих свойства кислот, оснований, оксидов и солей, соблюдая правила ТБ и ОТ; научились наблюдать признаки протекания реакций ионного обмена до конца, описывать наблюдаемые явления и делать соответствующие выводы.)

Домашнее задание

1. Оформить практическую работу.
2. Повторить § 17 (степень окисления).

Вариант I

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
1. Экспериментально подтвердите химические свойства соляной кислоты, осуществляя:			
а) взаимодействие соляной кислоты с металлом	В пробирку налил раствор соляной кислоты и добавил метиловый оранжевый индикатор	Метиловый оранжевый индикатор изменил цвет на розовый	Соляная кислота – сильный электролит, в водном растворе диссоциирует: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Катионы водорода придают раствору кислоты кислотные свойства и вызывают изменение цвета индикатора.
	Поместил гранулу цинка в пробирку с соляной кислотой	Выделение газа	Выделяющийся газ – это водород. Цинк в электрохимическом ряду напряжений металлов расположен левее водорода, а значит, способен вытеснять его из растворов кислот. $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$
б) взаимодействие соляной кислоты с оксидом металла	В пробирку поместил оксид меди (II) и налил раствор соляной кислоты	Изменений не наблюдается	Оксид меди (II) – основной оксид. При обычных условиях химическая реакция визуально не наблюдается. Для увеличения скорости реакции необходимо повысить температуру – нагреть раствор.
	Нагрел раствор соляной кислоты с оксидом меди (II)	Постепенное изменение цвета с зеленого на голубой	Соляная кислота взаимодействует с оксидом меди (II). Изменение цвета – признак химической реакции. $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
	К раствору гидроксида натрия добавил индикатор фенолфталеин	Фенолфталеин изменил цвет на малиновый	Гидроксид натрия – сильный электролит, в водном растворе диссоциирует: $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$. Гидроксид-анионы придают раствору гидроксида натрия щелочные свойства и вызывают изменение цвета индикатора

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
	К раствору гидроксида натрия прилил раствор соляной кислоты	Индикатор цвет восстановил	Соляная кислота взаимодействует с гидроксидом натрия. Изменение цвета – признак химической реакции. $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$. $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$, образуется вода – слабый электролит
в) взаимодействие соляной кислоты с растворимым и нерастворимым основаниями	Получил гидроксид меди (II)	Гидроксид меди (II) – осадок голубого цвета	Получение гидроксида меди (II): $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$. $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
	Добавил к гидроксиду меди (II) раствор соляной кислоты	Исчезновение осадка	Гидроксид меди (II), нерастворимое основание, взаимодействует с соляной кислотой: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
	В две пробирки налил раствор соляной кислоты и добавил метиловый оранжевый индикатор	Метиловый оранжевый индикатор в обеих пробирках изменил цвет на розовый	Соляная кислота – сильный электролит, в водном растворе диссоциирует: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Катионы водорода придадут раствору кислоты кислотные свойства и вызывают изменение цвета индикатора
	Добавил в одну пробирку раствор карбоната натрия	Бурное выделение газа, индикатор стал оранжевым	Соляная кислота взаимодействует с карбонатом натрия – солью слабой угольной кислоты – и вытесняет ее. Признак химической реакции – выделение газа, образование воды, изменение цвета индикатора. $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$. $2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$. $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
г) взаимодействие соляной кислоты с солью	В другую пробирку добавил раствор нитрата серебра	Выпадение белого хлопьевидного осадка. Индикатор по-прежнему розового цвета (цвет не изменил)	Соляная кислота вступила в реакцию с нитратом серебра. Признак реакции – выпадение осадка. $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$ $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- = \text{AgCl} \downarrow + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl} \downarrow$ Цвет индикатора остался розовым, так как в растворе присутствуют катионы водорода H^+
2. Экспериментально подтвердите химические свойства гидроксида натрия, осуществляя:	К раствору гидроксида натрия добавил индикатор фенолфталеин	Фенолфталеин изменил цвет на малиновый	Гидроксид натрия – сильный электролит, в водном растворе диссоциирует: $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ Гидроксид-анионы придают раствору гидроксида натрия щелочные свойства и вызывают изменение цвета индикатора
а) взаимодействие гидроксида натрия с кислотой	К раствору гидроксида натрия прилил раствор азотной кислоты	Индикатор цвет восстановил	Гидроксид натрия взаимодействует с азотной кислотой. Изменение цвета – признак химической реакции. $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- = \text{Na}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$, образуется вода – слабый электролит
б) взаимодействие гидроксида натрия с оксидом неметалла	Через раствор гидроксида натрия с фенолфталеином пропустил углекислый газ	Изменение цвета индикатора	Гидроксид натрия взаимодействует с углекислым газом – кислотным оксидом: $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
в) взаимодействие гидроксида натрия с солью	К гидроксиду натрия прилил раствор сульфата меди (II)	Выпадение осадка голубого цвета	Гидроксид натрия взаимодействует с сульфатом меди (II): $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
3. Получите оксид углерода (IV), экспериментально подтвердите его химические свойства	Собрал прибор для получения газа. К кусочку мрамора, помещенного в прибор для получения газа, прилил соляную кислоту	Бурное выделение углекислого газа	Соляная кислота взаимодействует с карбонатом кальция – солью слабой угольной кислоты: $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{H}^+ + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
	Пропустил углекислый газ через раствор известковой воды	Помутнение раствора известковой воды, выпадение осадка	Углекислый газ, кислотный оксид, взаимодействует с гидроксидом кальция. Признак реакции – выпадение осадка. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ Это качественная реакция на углекислый газ
4. Экспериментально подтвердите химические свойства хлорида железа (II)	К раствору хлорида железа (II) прилил гидроксид натрия	Выпадение осадка темно-зеленого цвета	Хлорид железа (II) взаимодействует гидроксидом натрия. Признак реакции – выпадение осадка. Соли взаимодействуют с растворами щелочей. $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$

Вариант 2

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
1. Экспериментально подтвердите химические свойства серной кислоты, осуществляя:			
а) взаимодействие серной кислоты с металлом	В пробирку налил раствор серной кислоты и добавил метиловый оранжевый индикатор	Метиловый оранжевый индикатор изменил цвет на розовый	Серная кислота – сильный электролит, в водном растворе диссоциирует: $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. Катионы водорода придадут раствору кислоты кислотные свойства и вызывают изменение цвета индикатора

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
	Поместил гранулу цинка в пробирку с серной кислотой	Выделение газа	Выделяющийся газ – водород. Цинк в электрохимическом ряду напряжений металлов расположен левее водорода, а значит, способен вытеснять его из растворов кислот. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$
б) взаимодействие серной кислоты с оксидом металла	В пробирку поместил оксид меди (II) и налил раствор серной кислоты	Изменений не наблюдается	Оксид меди (II) – основной оксид. При обычных условиях химическая реакция визуально не наблюдается. Для увеличения скорости реакции необходимо повысить температуру – нагреть раствор
	Нагрел раствор серной кислоты с оксидом меди (II)	Постепенное изменение цвета с зеленого на голубой	Серная кислота взаимодействует с оксидом меди (II). Изменение цвета – признак химической реакции. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
в) взаимодействие серной кислоты с растворимым и нерастворимым основаниями	К раствору гидроксида натрия добавил индикатор фенолфталеин	Фенолфталеин изменил цвет на малиновый	Гидроксид натрия – сильный электролит, в водном растворе диссоциирует: $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ Гидроксид-анионы придадут раствору гидроксида натрия щелочные свойства и вызывают изменение цвета индикатора
	К раствору гидроксида натрия прилил раствор серной кислоты	Индикатор цвет восстановил	Серная кислота взаимодействует с гидроксидом натрия. Изменение цвета – признак химической реакции. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$, образуется вода – слабый электролит
	Получил гидроксид меди (II)	Гидроксид меди (II) – осадок голубого цвета	Получение гидроксида меди (II): $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow$

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
	Добавил к гидроксиду меди (II) раствор серной кислоты	Исчезновение осадка	Гидроксид меди (II), нерастворимое основание, взаимодействует с раствором серной кислоты: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
г) взаимодействие серной кислоты с солью	В две пробирки налил раствор серной кислоты и добавил метиловый оранжевый индикатор	Метиловый оранжевый индикатор в обеих пробирках изменил цвет на розовый	Серная кислота – сильный электролит, в водном растворе диссоциирует: $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. Катионы водорода придают раствору кислоты кислотные свойства и вызывают изменение цвета индикатора
	Добавил в одну пробирку раствор карбоната натрия	Бурное выделение газа, индикатор стал оранжевым	Серная кислота взаимодействует с карбонатом натрия – солью слабой угольной кислоты – и выделяет ее. Признаки химической реакции – выделение газа и воды, изменение цвета индикатора. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
	В другую пробирку добавил раствор хлорида бария	Выпадение белого однородного осадка. Индикатор по-прежнему розового цвета (цвет не изменил)	Серная кислота вступила в реакцию с хлоридом бария. Признак реакции – выпадение осадка. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ Цвет индикатора остался розовым, так как в растворе присутствуют катионы водорода H^+
2. Экспериментально подтвердите химические свойства гидроксидов железа (III), осу-			

Задание	Что делал	Что наблюдал	Выводы
а) взаимодействие гидроксида железа (III) с кислотой	Добавил к гидроксиду железа (III) раствор соляной кислоты	Исчезновение осадка	Нерастворимое основание, гидроксид железа (III), взаимодействует с соляной кислотой: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{Cl}^- = \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
б) разложение гидроксида железа (III) при нагревании	Нагрел гидроксид железа (III)	Образование прозрачного раствора с осадком на дне пробирки	Гидроксид железа (III) — нерастворимое основание. При нагревании нерастворимые основания разлагаются: $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$
3. Экспериментально подтвердите химические свойства оксида кальция	В пробирку налил раствор азотной кислоты и добавил метиловый оранжевый индикатор	Метиловый оранжевый индикатор изменил цвет на розовый	Азотная кислота — сильный электролит, в водном растворе она диссоциирует: $\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$. Катионы водорода придают раствору кислоты кислотные свойства и вызывают изменение цвета индикатора
	В пробирку с азотной кислотой добавил оксид кальция	Индикатор восстановил цвет	Оксид кальция — основной оксид, взаимодействует с азотной кислотой: $\text{CaO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
4. Экспериментально подтвердите химические свойства хлорида меди (II)	К раствору хлорида меди (II) прилил гидроксид натрия	Выпадение осадка голубого цвета	Хлорид меди (II) взаимодействует с гидроксидом натрия. Признак реакции — выпадение осадка. Соли взаимодействуют с растворами щелочей: $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

Урок 61. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

Цели: обобщить сведения о степени окисления; закрепить умение определять степень окисления химических элементов в соединениях; научить составлять уравнения ОВР методом электронного баланса.

Основные понятия: окислительно-восстановительные реакции, окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления, метод электронного баланса.

Оборудование: справочные таблицы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Изучение нового материала

План

1. Степень окисления.
2. Определение степени окисления химических элементов в соединениях.
3. Окислительно-восстановительные реакции.
4. Метод электронного баланса.

(Перед тем как приступить к изучению нового материала, ученики должны вспомнить, что такое степень окисления химических элементов и способы определения ее в бинарных соединениях и соединениях более сложного состава.)

— Определим с. о. элементов в соединениях N_2O , ZnCl_2 , Na_2SO_3 .
 $\text{N}_2^{+x}\text{O}^{-2}$, $(+x \cdot 2) + (-2) = 0$, $x = +1$, с. о. азота +1, кислорода -2.

$\text{Zn}^{+x}\text{Cl}_2^{-1}$, $(+x) + (-1 \cdot 2) = 0$, $x = +2$, с. о. цинка +2, хлора -1.

$\text{Na}_2^{+1}\text{S}^{+x}\text{O}_3^{-2}$, $(+1 \cdot 2) + (+x) + (-2 \cdot 3) = 0$, $x = +4$, с. о. натрия +1, серы +4, кислорода -2.

В результате химических реакций с. о. атомов химических элементов могут как изменяться (повышаться или понижаться), так и оставаться неизменными.

Выясним, изменяются ли с. о. химических элементов в химической реакции взаимодействия:

- а) соляной кислоты с сульфидом натрия;
- б) соляной кислоты с магнием.

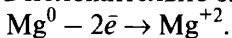
Ответ

а) $2\text{H}^+\text{Cl}^- + \text{Na}_2\text{S}^{-2} = \text{H}_2\text{S}^0\uparrow + 2\text{Na}^+\text{Cl}^-$, с. о. химических элементов не изменяются;

б) $2\text{H}^+\text{Cl}^- + \text{Mg}^0 = \text{H}_2^0\uparrow + \text{Mg}^{+2}\text{Cl}_2^-$, с. о. водорода понижается с +1 до 0, с. о. магния повышается с 0 до +2.

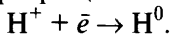
В данной химической реакции происходят два процесса (схема 2, с. 231):

1. Процесс отдачи электронов атомом магния и превращение его в положительно заряженную частицу в с. о. +2:



Процесс отдачи электронов частицами (атомы, молекулы, ионы) называется *окислением*.

2. Процесс присоединения электронов катионами водорода и превращение его в нейтрально заряженную частицу со с. о. 0:



Процесс присоединения электронов частицами (атомы, молекулы, ионы) называется *восстановлением*.

Химические реакции, в результате которых элементы изменяют степени окисления, называются *окислительно-восстановительными*.

Таким образом, химическую реакцию можно характеризовать по следующим признакам: по типу, направлению (обратимая или необратимая), тепловому эффекту (экзо- или эндотермическая), применению катализатора (каталитическая и некаталитическая), а также по признаку изменения с. о. (является окислительно-восстановительной реакцией (ОВР) или не является ОВР).

Рассмотрим процесс окисления в ОВР и введем новые понятия.

$\text{Mg}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{+2}$ — это процесс окисления: атом магния окисляется — отдает два электрона, повышая с. о., выступает восстановителем.

Частицы (атомы, молекулы, ионы), повышающие с. о. в ОВР, называют *восстановителями*. Они всегда повышают с. о. Восстановителем выступает соединение с элементом в низшей с. о.

Например, соединение H_2S^{-2} — восстановитель. Почему?

H_2S^{-2} проявляет только восстановительные свойства, так как с. о. серы в этом соединении минимальная. В ОВР возможно только повышение с. о. серы. Восстановитель в ОВР всегда окисляется — отдает электроны, повышая с. о.

(Учитель обращает внимание учащихся на текст на с. 234. Ученики выписывают в тетрадь важнейшие восстановители.)

Рассмотрим процесс восстановления в ОВР и введем новые понятия.

$\text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{H}^0$ — это процесс восстановления: катион водорода восстанавливается — принимает один электрон, понижая с. о., выступает окислителем.

Частицы (атомы, молекулы, ионы), понижающие с. о. в ОВР, называют *окислителями*. Они всегда понижают с. о. Окислителем выступает соединение с элементом в максимальной с. о.

Например, соединение $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ — окислитель. Почему?

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ проявляет только окислительные свойства, так как с. о. серы в этом соединении максимальная. В ОВР возможно только понижение с. о. серы. Окислитель в ОВР всегда восстанавливается — принимает электроны, понижая с. о.

(Учитель обращает внимание учащихся на текст на с. 235. Учащиеся выписывают в тетрадь важнейшие окислители.)

Соединения, в которых в зависимости от условий реакции химический элемент имеет переменную с. о., могут быть и *окислителями*, и *восстановителями*.

Например, соединение S^{+4}O_2 может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства. Почему?

В этом соединении с. о. серы промежуточная: +4. Сера может иметь максимальную с. о. +6 и минимальную с. о. –2.

При повышении с. о. серы в ОВР до +6, то есть в процессе отдачи двух электронов — процессе окисления, соединение выступит в роли восстановителя.

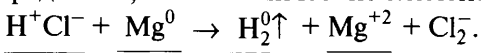
При понижении с. о. серы в ОВР до –2, то есть в процессе присоединения электронов — процессе восстановления, соединение выступит в роли окислителя.

В ОВР число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем, то есть соблюдается *электронный баланс*.

Метод электронного баланса применяют для записей уравнений ОВР.

Алгоритм составления уравнений ОВР с помощью метода электронного баланса

1. В уравнении реакции находим с. о. химических элементов и определяем, какие химические элементы изменили с. о.:



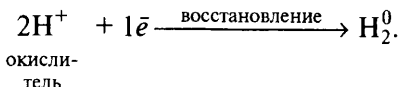
2. Составляем электронное уравнение, схему электронного баланса, определяем процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель.

Рассуждаем так: атом магния изменил с. о. с 0 до +2, то есть она повысилась, следовательно, атом магния отдал два электрона — окислился, выступил в ОВР восстановителем.

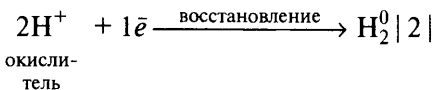
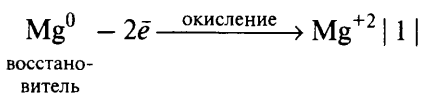


восстано-
витель

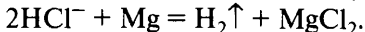
Катион водорода изменил с. о. с +1 до 0, то есть она понизилась, следовательно, катион водорода принял один электрон – восстановился, выступил в ОВР окислителем. Так как образуется молекула водорода, в схеме электронного баланса будут присутствовать два катиона водорода.



3. Составим схему электронного баланса, укажем количество отданных восстановителем электронов и количество принятых окислителем. Находим наименьший общий множитель и записываем справа от уравнения коэффициенты.



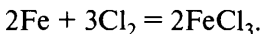
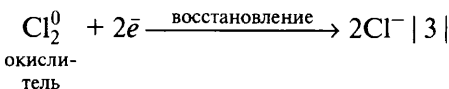
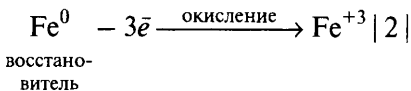
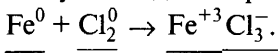
4. Составляем молекулярное уравнение реакции с учетом коэффициентов из электронных уравнений:



Следует помнить! Предпоследним элементом в уравнении уравнивается водород, последним – кислород.

Пример

Составьте уравнение ОВР взаимодействия железа с хлором, используя метод электронного баланса.



Рассмотрим особые случаи ОВР для серной и азотной кислот.

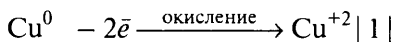
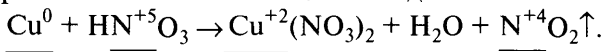
Концентрированные серная и азотная кислоты являются сильнейшими окислителями по отношению к простым и сложным веществам, так как в этих соединениях с. о. серы и азота максимальные.

Концентрированные серная и азотная кислоты взаимодействуют не только с металлами, стоящими в ряду напряжений

металлов до водорода, но и с медью, серебром, ртутью, которые расположены в ряду напряжений металлов после водорода.

Следует помнить! В ОВР продуктами взаимодействия серной и азотной кислот с металлами являются соль металла, вода и соединения серы или азота, но с меньшими с. о. (это зависит от активности металла). Водород никогда не восстанавливается и не выделяется в чистом виде.

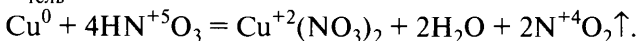
Например, составим уравнение ОВР взаимодействия концентрированной азотной кислоты с медью.



восстано-
витель



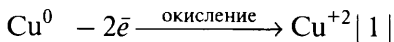
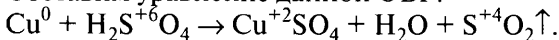
окисли-
тель



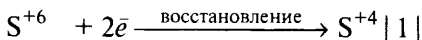
(С уравнением реакции взаимодействия разбавленной азотной кислоты с медью учащиеся знакомятся из текста на с. 233–234.)

При взаимодействии концентрированной серной кислоты с медью (малоактивным металлом) образуются соль – сульфат меди (II), вода и оксид серы (IV).

Составим уравнение данной ОВР:



восстано-
витель



окисли-
тель



III. Закрепление изученного материала

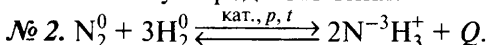
(Ученики выполняют задания № 1 (а, б), 2, 4 (с. 235).)

Ответы

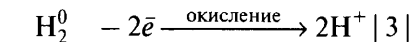
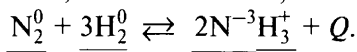
№ 1.

а) $\text{Ca}^{+2}\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2} = \text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2} + \text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2}\uparrow$, это не ОВР, так как не происходит изменения с. о. химических элементов.

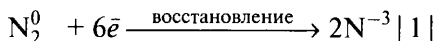
б) $\text{C}^{+4}\text{O}_2 + 2\text{Mg}^0 = 2\text{Mg}^{+2}\text{O}^{-2} + \text{C}^0$, это ОВР, так как происходит изменение с. о. углерода и магния.



Синтез аммиака: реакция соединения, экзотермическая, обратимая, каталитическая, окислительно-восстановительная.



восстано-
витель



окисли-
тель

№ 4. $\text{H}^+\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ проявляет только окислительные свойства, так как с. о. азота в этом соединении максимальная. В ОВР возможно только снижение с. о. азота. Окислитель в ОВР всегда восстанавливается — принимает электроны, понижая с. о.

$\text{N}^{-3}\text{H}_3^+$ проявляет только восстановительные свойства, так как с. о. азота в этом соединении минимальная. В ОВР возможно только повышение с. о. азота. Восстановитель в ОВР всегда окисляется — отдает электроны, повышая с. о.

IV. Подведение итогов урока

1. Реакции, в результате которых химические элементы изменяют степени окисления, называются окислительно-восстановительными.
2. Окисление — процесс отдачи электронов частицей (атом, ион, молекула), которая окисляется, выступая восстановителем.
3. Восстановитель всегда повышает с. о.
4. Восстановление — процесс присоединения электронов частицей (атом, ион, молекула), которая восстанавливается, выступая окислителем.
5. Окислитель всегда понижает с. о.
6. Концентрированная серная, концентрированная и разбавленная азотная кислоты — сильнейшие окислители для многих, не только активных, но и неактивных металлов. Продуктами их взаимодействия являются соль металла, вода и соединения серы или азота, но с меньшими с. о. (это зависит от активности металла). Водород никогда не восстанавливается и не выделяется в чистом виде.

Домашнее задание

§ 43, выполнить задания № 1 (в, г), 3, 7 (а, б) (с. 235–236). (Ученики выполняют задания на отдельных листах и на следующем уроке сдают учителю на проверку.)

Урок 62. Обобщение и систематизация знаний по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

Цели: обобщить и систематизировать знания основных понятий по теме «Окислительно-восстановительные реакции»; закрепить умения и навыки определения ОВР и составления уравнений ОВР методом электронного баланса.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, справочные таблицы, карточки с заданиями и эталонами ответов.

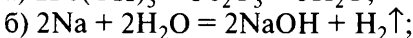
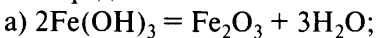
Ход урока

I. Организационный момент

(Обобщающая самостоятельная работа выполняется в парах (группах). Ученикам предоставляется возможность сверить свои решения с эталонами ответов, чтобы убедиться в правильности выполнения заданий.)

II. Работа по теме урока

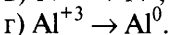
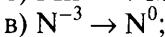
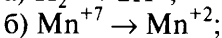
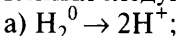
1. Определите ОВР:



В ОВР укажите окислитель и восстановитель.

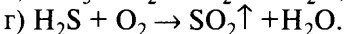
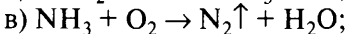
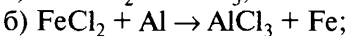
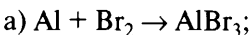
2. Найдите с. о. элементов в соединениях H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 . Каждое ли вещество может играть роль окислителя или восстановителя в химических реакциях? Дайте обоснованный ответ.

3. Определите, какие процессы произошли в реакциях, обозначенных следующими схемами:



Запишите названия процессов под стрелкой, а над стрелкой укажите число отданных или принятых электронов.

4. В приведенных схемах уравнений реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель:



Эталоны ответов для самопроверки

1. а) $2\text{Fe}^{+3}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+})_3 = \text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3^{-2} + 3\text{H}_2\text{O}^{-2}$, это не ОВР, так как не происходит изменения с. о. химических элементов.

б) $2\text{Na}^0 + 2\text{H}_2\text{O}^{-2} = 2\text{Na}^{+}\text{O}^{-2}\text{H}^{+} + \text{H}_2^0\uparrow$, это ОВР, так как происходит изменение с. о. натрия и водорода. Атомы натрия повышают с. о., окисляются, являются восстановителями; катионы водорода понижают с. о., восстанавливаются, но не являются окислителями.

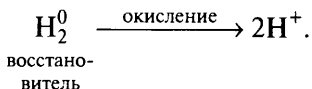
в) $\text{K}_2^{+}\text{O}^{-2} + \text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2} = \text{K}_2^{+}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$, это не ОВР, так как не происходит изменения с. о. химических элементов.

2. H_2S^{-2} проявляет только восстановительные свойства, так как с. о. серы в этом соединении минимальная. В ОВР возможно только повышение с. о. серы с -2 до 0 , $+4$ или $+6$. Восстановитель всегда в ОВР окисляется — отдает электроны, повышая с. о.

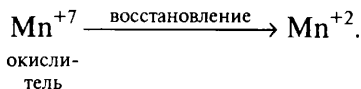
$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$ может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства, так как с. о. серы в этом соединении промежуточная. В ОВР возможно снижение с. о. серы с $+4$, 0 до -2 , в этом случае она выступает как окислитель, а также при определенных условиях — повышение с. о. с $+4$ до $+6$ — выступает как восстановитель.

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ проявляет только окислительные свойства, так как с. о. серы в этом соединении максимальная. В ОВР возможно только снижение с. о. серы с $+6$ до $+4$, 0 или -2 . Окислитель всегда в ОВР восстанавливается — принимает электроны, понижая с. о.

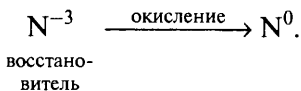
3. а) С. о. частицы повысилась, произошел процесс окисления — отдачи электронов:



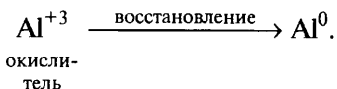
б) С. о. частицы понизилась, произошел процесс восстановления — присоединения электронов.

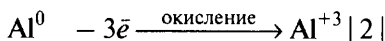
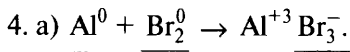


в) С. о. частицы повысилась, произошел процесс окисления — отдачи электронов.

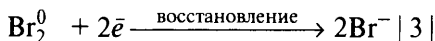


г) С. о. частицы понизилась, произошел процесс восстановления — присоединения электронов.

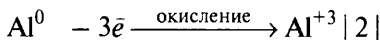
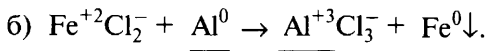
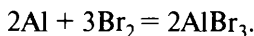




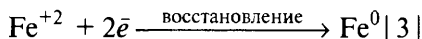
восстано-
витель



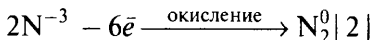
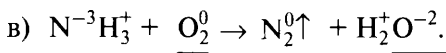
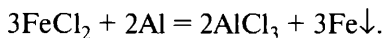
окисли-
тель



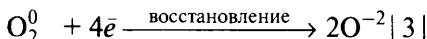
восстано-
витель



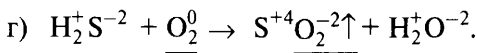
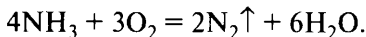
окисли-
тель



восстано-
витель



окисли-
тель



восстано-
витель



окисли-
тель

III. Подведение итогов урока

(Учитель выставляет учащимся оценки за работу на уроке.)

Домашнее задание

1. § 43, выполнить задания № 7 (в, г), 8 (с. 236).

2. Повторить § 38–41 (с. 168–225).

Урок 63. Свойства веществ изученных классов в свете теории ОВР

Цели: обобщить знания о химических свойствах кислот, солей, оксидов и оснований в свете ТЭД и теории ОВР; подготовить к практической работе.

Оборудование: карточки с заданиями, справочные таблицы.

Ход урока

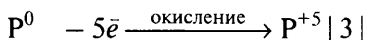
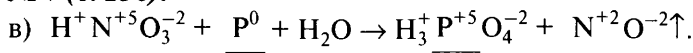
I. Организационный момент

II. Актуализация знаний

Проверка домашнего задания

Ответы

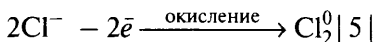
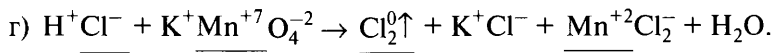
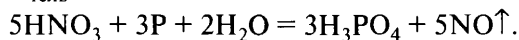
№ 7 (с. 236).



восстано-
витель



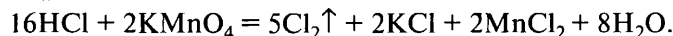
окисли-
тель



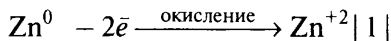
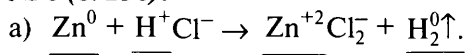
восстано-
витель



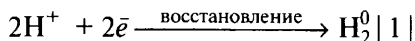
окисли-
тель



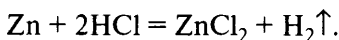
№ 8 (с. 236).



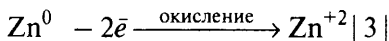
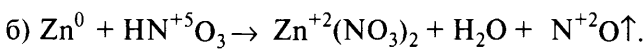
восстано-
витель



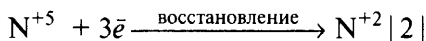
окисли-
тель



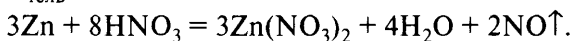
Окислитель — катион водорода.



восстано-
витель



окисли-
тель



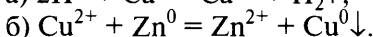
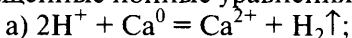
Окислитель — азот в соединении HNO_3 в с. о. +5.

III. Работа по теме урока

(Предложенные задания учащиеся выполняют под руководством учителя.)

Задание 1

Свойства каких классов веществ характеризуют данные сокращенные ионные уравнения?



Дайте обоснованный ответ. Приведите по одному примеру уравнения химической реакции для каждого сокращенного, рассмотрите его с точки зрения ТЭД и разберите как ОВР.

Задание 2

В схеме превращений $\text{Cu} \xrightarrow{1} \text{X} \xrightarrow{2} \text{CuCl}_2 \xrightarrow{3} \text{Y} \xrightarrow{4} \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{5} \text{Fe}$:

а) определите вещества X и Y, назовите их;

б) назовите классы соединений веществ;

в) составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, первое превращение разберите как ОВР.

Ответы

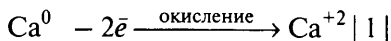
Задание 1

а) H^+ — катион водорода обуславливают свойства кислот. Ca^0 , кальций, — активный металл, расположенный в ряду напряжений металлов левее водорода.

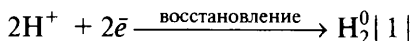
$2\text{HCl} + \text{Ca} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ — уравнение химической реакции в молекулярном виде, ОВР.

$2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{Ca}^0 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\uparrow$ — уравнение химической реакции в общем ионном виде.

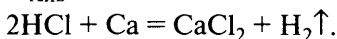
$2\text{H}^+ + \text{Ca}^0 = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$ — уравнение химической реакции в сокращенном ионном виде.



восстано-
витель



окисли-
тель



б) Cu^{2+} – катион меди (II), присутствует в растворах солей меди (II). Zn^0 – металл, расположенный в ряду напряжений металлов левее меди, то есть он активнее и способен вытеснить медь из раствора ее соли.

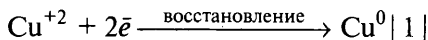
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}\downarrow$ – уравнение химической реакции в молекулярном виде, ОВР.

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2} + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + 2\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2} + \text{Cu}^0\downarrow$ – уравнение химической реакции в общем ионном виде.

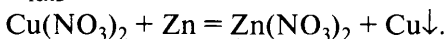
$\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0\downarrow$ – уравнение химической реакции в сокращенном ионном виде.



восстано-
витель

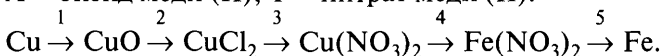


окисли-
тель

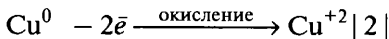
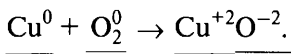


Задание 2

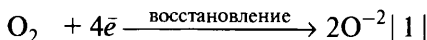
X – оксид меди (II), Y – нитрат меди (II).



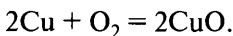
1. $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$ – оксид меди (II) (основный).



восстано-
витель

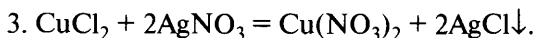
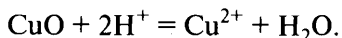
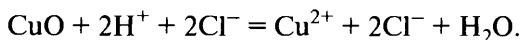


окисли-
тель

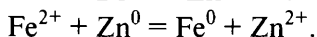
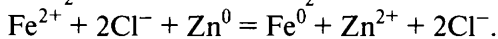
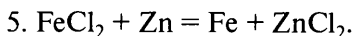
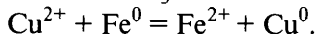
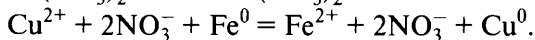
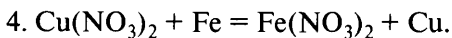
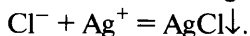
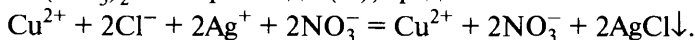


2. $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}.$

CuCl_2 – хлорид меди (II), средняя соль.



$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат меди (II), средняя соль.



IV. Подведение итогов урока

(Учитель выставляет учащимся оценки за работу на уроке.)

Домашнее задание

1. § 42.

2. Подготовиться к практической работе «Решение экспериментальных задач» (с. 242–243).

Урок 64. Практическая работа № 8. Решение экспериментальных задач

Цели: усовершенствовать практические умения и навыки проведения химического эксперимента с соблюдением правил ТБ и ОТ при работе со спиртовкой, нагревании веществ в открытом пламени, экспериментального осуществления реакций, подтверждающих химические свойства кислот, оснований, оксидов и солей в свете ТЭД и теории ОВР, опытного подтверждения качественного состава веществ реакциями ионного обмена, экспериментального осуществления схемы превращений.

Оборудование: наборы с раздаточными материалами для заданий базового уровня: хлоридом магния, хлоридом цинка, карбонатом натрия, сульфитом натрия, фосфатом калия, нитратом цинка, сульфатом калия, сульфатом меди (II), медью, цинком, концентрированной серной кислотой, пробирками, спиртовкой; наборы с раздаточными материалами для заданий усложненного уровня: хлоридом бария, хлоридом железа (III), карбонатом натрия, хлоридом магния, хлоридом алюминия, сульфатом натрия, нитратом серебра, индикаторами, сульфатом меди (II), медью,

цинком (порошок и гранулы), концентрированной серной кислотой, пробирками, спиртовкой; фильтровальная бумага, воронка, химические стаканы; инструкция по ТБ и ОТ, план работы.

Ход урока

I. Организационный момент

(Учитель инструктирует учащихся по проведению работы. Ученики заполняют тетради «Инструктаж по ТБ и ОТ».)

II. Работа по теме урока

(Учащимся предлагается практическая работа с заданиями разного уровня сложности в двух вариантах. Выполняют они ее самостоятельно и оформляют в свободной форме.)

Базовый уровень

В а р и а н т 1

Задание 1

Экспериментально осуществите реакцию взаимодействия концентрированной серной кислоты с цинком. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, разберите как ОВР.

Задание 2

Экспериментально осуществите реакции взаимодействия хлорида магния с растворами гидроксида натрия, сульфата калия, карбоната натрия. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Задание 3

Даны растворы:

- а) карбоната калия и соляной кислоты;
- б) хлорида цинка и азотной кислоты.

Возможны ли реакции ионного обмена между предложенными растворами? Ответ подтвердите наблюдаемыми явлениями в ходе экспериментов, уравнениями реакций в молекулярном и ионном виде.

В а р и а н т 2

Задание 1

Экспериментально осуществите реакцию взаимодействия концентрированной серной кислоты с медью. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, разберите как ОВР.

Задание 2

Экспериментально осуществите реакции взаимодействия хлорида магния с растворами сульфита натрия, фосфата калия, нитрата цинка. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Задание 3

Даны растворы:

- а) сульфата меди (II) и азотной кислоты;
- б) сульфита натрия и серной кислоты.

Возможны ли реакции ионного обмена между предложенными растворами? Ответ подтвердите наблюдаемыми явлениями в ходе экспериментов, уравнениями реакций в молекулярном и ионном виде.

Усложненный уровень**В а р и а н т 1****Задание 1**

Экспериментально осуществите реакции, схемы которых:

- а) $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow$;
- б) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Задание 2

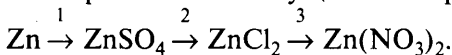
Экспериментально получите:

- а) гидроксид железа (III);
- б) хлорид натрия.

Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Задание 3

Экспериментально осуществите превращения:



Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

В а р и а н т 2**Задание 1**

Экспериментально осуществите реакции, схемы которых:

- а) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$;
- б) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Задание 2

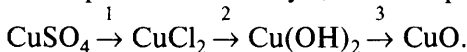
Экспериментально получите:

- а) карбонат магния;
- б) гидроксид алюминия.

Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Задание 3

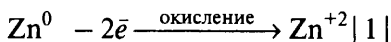
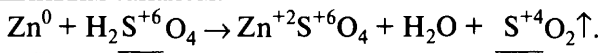
Экспериментально осуществите превращения:



Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Ответы**Базовый уровень****В а р и а н т 1****Задание 1**

В пробирку поместить гранулу цинка и аккуратно прилить концентрированную серную кислоту. Выделяется газ с резким удушливым запахом.



восстано-
витель



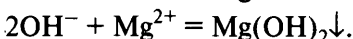
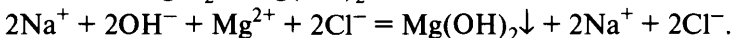
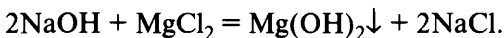
окисли-
тель

**Задание 2**

1. В три пробирки налить растворы: в пробирку № 1 – гидроксид натрия (NaOH), в пробирку № 2 – сульфат калия (K₂SO₄), в пробирку № 3 – карбонат натрия (Na₂CO₃). Все растворы бесцветные.

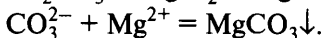
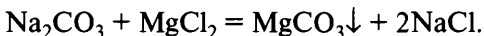
2. К трем растворам прилить раствор хлорида магния (MgCl₂).

В пробирке № 1 выпадает белый осадок:



Mg(OH)₂ – гидроксид магния, осадок белого цвета.

В пробирке № 3 выпадает белый осадок.



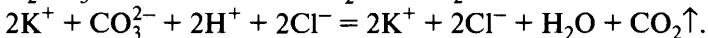
MgCO₃ – карбонат магния, осадок белого цвета.

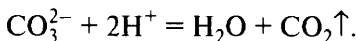
В пробирке № 2 изменений нет.

Между растворами гидроксида натрия и сульфата калия нет взаимодействия, так как отсутствуют признаки реакции: выпадение осадка, выделение газа, образование воды.

Задание 3

а) В пробирку с раствором карбоната калия прилить раствор соляной кислоты. Наблюдается бурное выделение газа – это признак химической реакции.





Между растворами карбоната калия и соляной кислоты реакция ионного обмена возможна, так как наблюдается связывание катионов водорода с карбонат-анионами, при этом образуются вода — слабый электролит — и углекислый газ.

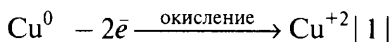
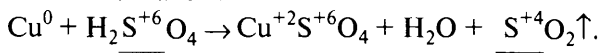
б) В пробирку с раствором хлорида цинка прилить раствор азотной кислоты. Признаков реакции — выпадения осадка, образования воды, выделения газа — не наблюдается.

Между растворами хлорида цинка и азотной кислоты нет взаимодействия, так как отсутствуют признаки реакции.

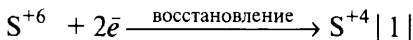
В а р и а н т 2

Задание 1

В пробирку поместить медную стружку и аккуратно прилить концентрированную серную кислоту. Выделяется газ с резким удушливым запахом.



восстано-
витель



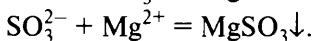
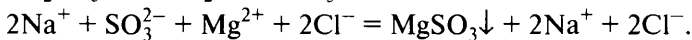
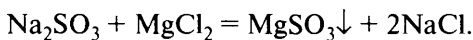
окисли-
тель



Задание 2

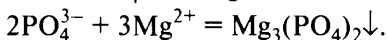
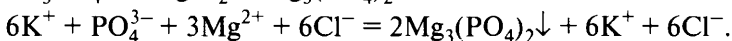
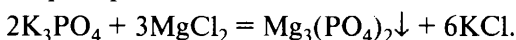
1. В три пробирки налить растворы: в пробирку № 1 — сульфит натрия (Na_2SO_3), в пробирку № 2 — фосфат калия (K_3PO_4), в пробирку № 3 — нитрат цинка ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$). Все растворы бесцветные.

2. К трем растворам прилить раствор хлорида магния (MgCl_2). В пробирке № 1 выпадает белый осадок.



MgSO_3 — сульфит магния, осадок белого цвета.

В пробирке № 2 выпадает белый осадок.



$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ — фосфат магния, осадок белого цвета.

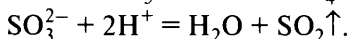
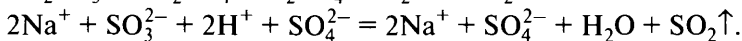
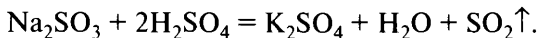
В пробирке № 3 изменений нет.

Между растворами нитрата цинка и хлорида магния нет взаимодействия, так как отсутствуют признаки реакции: выпадение осадка, выделение газа, образование воды.

Задание 3

а) В пробирку с раствором сульфата меди (II) прилить раствор азотной кислоты. Признаков реакции — выпадения осадка, образования воды, выделения газа — не наблюдается. Между растворами сульфата меди (II) и азотной кислоты нет взаимодействия, так как отсутствуют признаки реакции.

б) В пробирку с раствором сульфита натрия прилить раствор серной кислоты. Наблюдается бурное выделение газа с резким запахом — это признак химической реакции.



Между растворами сульфита натрия и серной кислоты реакция ионного обмена возможна, так как наблюдается связывание катионов водорода с сульфит-анионами, при этом образуются вода — слабый электролит — и сернистый газ — оксид серы (IV).

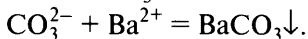
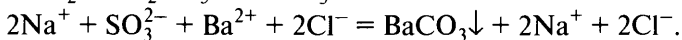
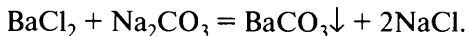
Усложненный уровень

В а р и а н т 1

Задание 1

а) Согласно схеме в реакцию вступает растворимая соль бария и растворимая соль угольной кислоты.

В пробирку налить раствор хлорида бария и прилить раствор карбоната натрия. Наблюдается выпадение белого осадка:

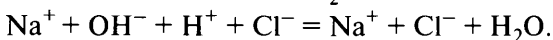
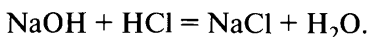


BaCO_3 — карбонат бария, осадок белого цвета.

б) Согласно схеме в реакцию вступает кислота и щелочь.

К раствору щелочи — гидроксиду натрия — добавить индикатор фенолфталеин. В растворе щелочи фенолфталеин изменяет цвет на малиновый.

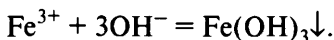
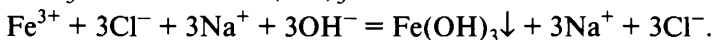
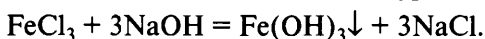
К раствору щелочи прилить раствор соляной кислоты. Индикатор цвет восстановил — это признак химической реакции.



Задание 2

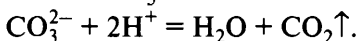
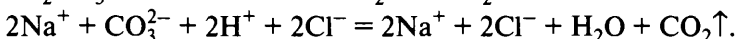
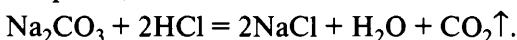
а) Гидроксид железа (III) — нерастворимое основание.

К раствору хлорида железа (III) прилить раствор гидроксида натрия. Наблюдается выпадение бурого осадка.



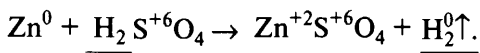
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа (III), осадок бурого цвета.

б) К раствору карбоната натрия прилить раствор соляной кислоты. Наблюдается бурное выделение газа — это признак химической реакции.

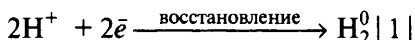
**Задание 3**

1. $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4$.

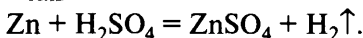
В пробирку поместить немного цинка в виде порошка и прилить раствор серной кислоты. Наблюдается выделение газа — это признак химической реакции. Для ускорения реакции необходимо слегка нагреть содержимое пробирки. По окончании реакции отстоять полученный раствор от непрореагировавшего цинка, охладить и отфильтровать полученный раствор.



восстано-
витель

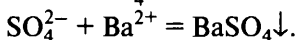
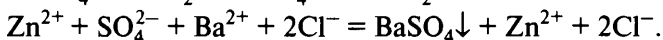
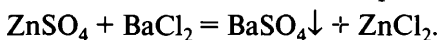


окисли-
тель

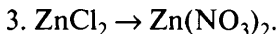


2. $\text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2$.

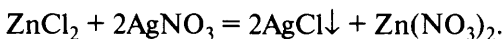
К фильтрату прилить раствор хлорида бария. Наблюдается выпадение белого осадка — это признак химической реакции.



По окончании реакции отстоять полученный раствор и отфильтровать его.



К фильтрату прилить раствор нитрата серебра. Наблюдается выпадение белого хлопьевидного осадка – это признак химической реакции.

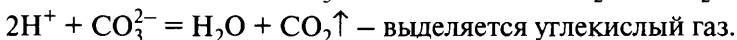
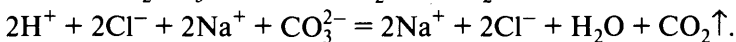
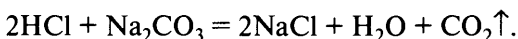


В а р и а н т 2

Задание 1

а) Согласно схеме в реакцию вступает кислота и растворимая соль угольной кислоты.

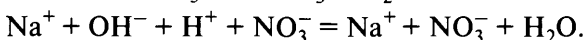
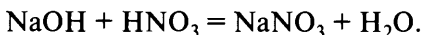
В пробирку налить раствор соляной кислоты и прилить раствор карбоната натрия. Наблюдается выпадение белого осадка.



б) Согласно схеме в реакцию вступает кислота и щелочь.

К раствору щелочи – гидроксиду натрия – добавить индикатор фенолфталеин. В растворе щелочи фенолфталеин изменяет цвет на малиновый.

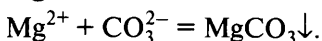
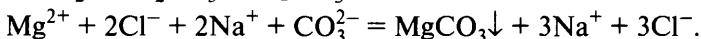
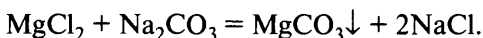
К раствору щелочи прилить раствор азотной кислоты. Индикатор цвет восстановил – это признак химической реакции.



Задание 2

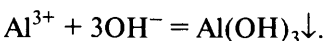
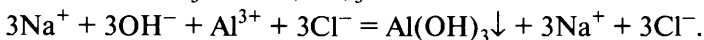
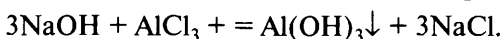
а) Карбонат магния – нерастворимая соль.

К раствору хлорида магния прилить раствор карбоната натрия. Наблюдается выпадение бурого осадка.



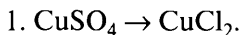
MgCO_3 – карбонат магния, осадок белого цвета.

б) К раствору гидроксида натрия прилить раствор хлорида алюминия. Наблюдается выпадение студенистого полупрозрачного осадка – это признак химической реакции.

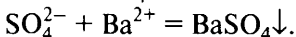
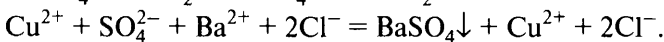
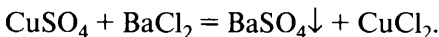


$\text{Al}(\text{OH})_3$ – гидроксид алюминия (III), осадок студенистый полупрозрачный.

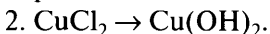
Задание 3



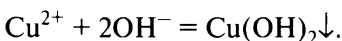
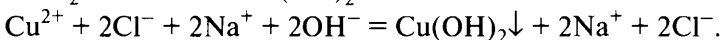
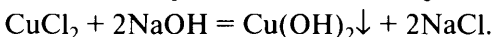
В пробирку налить раствор соли сульфата меди (II) и прилить раствор хлорида бария. Наблюдается выпадение белого однородного осадка – это признак химической реакции.



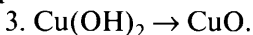
По окончании реакции отстоять полученный раствор и отфильтровать его.



К фильтрату прилить раствор гидроксида натрия. Наблюдается выпадение голубого осадка – это признак химической реакции.

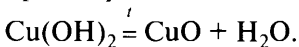


$\text{Cu}(\text{OH})_2$ – гидроксид меди (II), осадок голубого цвета, нерастворимое основание.



Нерастворимые основания при нагревании разлагаются.

Нагреть гидроксид меди. Наблюдается образование прозрачного раствора с осадком черного цвета на дне пробирки.



CuO – оксид меди (II).

(*Выводы:* учащиеся приобрели навыки проведения химических экспериментов, подтверждающих свойства кислот, оснований, оксидов и солей в свете теории электролитической диссоциации и с позиции теории окислительно-восстановительных реакций, с соблюдением правил ТБ и ОТ, научились наблюдать признаки протекания реакций ионного обмена до конца, осуществлять ОВР, описывать наблюдаемые явления и делать соответствующие выводы.)

Домашнее задание

1. Оформить практическую работу.
2. Повторить § 34–43 (с. 186–235).
3. Подготовиться к следующему уроку – обобщающему повторению шестой главы (см. КИМы, самостоятельная работа 31, с. 83–84).

Уроки 65, 66. Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и ОВР».

Решение расчетных задач по формулам и уравнениям реакций

Цели: обобщить и систематизировать знания, умения и навыки по узловым вопросам темы «Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и ОВР»; закрепить умения и навыки решения расчетных задач по формулам и уравнениям реакций.

Оборудование: ПСХЭ Д.И. Менделеева, справочные таблицы, карточки с заданиями и эталонами ответов.

Ход урока

I. Организационный момент

(Обобщающая самостоятельная работа рассчитана на два урока, ученики делятся на группы (четыре варианта). Эта работа дает учащимся возможность лучше подготовиться к контрольной. Разрешается пользоваться учебником (в заданиях указаны параграфы), справочными таблицами, алгоритмами решения расчетных задач и предоставляется возможность сверить свои решения с эталонами ответов, чтобы убедиться в правильности выполнения заданий. Так как работа выполняется в группах, возможна экономия времени на ответах.)

II. Работа по теме урока

В а р и а н т 1

1. Кислоты в свете теории электролитической диссоциации. Классификация кислот. Химические свойства кислот (§ 20, 36, 38).
2. Составьте генетический ряд металла, которому соответствует растворимое основание (щелочь) (§ 42). Приведите пример генетического ряда лития.
3. Дайте характеристику сероводородной кислоты по всем признакам классификации.
4. Допишите уравнение реакции: $\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow$. Химические свойства каких классов неорганических соединений проявляются?
5. Допишите краткое ионное уравнение: $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow$. Свойства каких классов электролитов описаны этим ионным уравнением? Составьте молекулярное уравнение реакции.

6. Дайте определения понятий: ОВР, окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления (§ 43).
7. Запишите алгоритм составления ОВР методом электронного баланса (§ 43).
8. Запишите алгоритм решения расчетных задач по уравнениям реакций (§ 24, 28).
9. Свойства окислителя или восстановителя проявляет азот в соединении NH_3 ? Дайте обоснованный ответ.
10. Для частицы N^0 составьте возможные процессы: а) окисления; б) восстановления.
11. Составьте уравнение реакции с помощью метода электронного баланса: $\text{CuO} + \text{Al} \rightarrow \text{Cu} + \text{Al}_2\text{O}_3$.
12. Вычислите объем водорода (н. у.), который выделяется при взаимодействии 13 г цинка, содержащего 10% примесей, с соляной кислотой.

В а р и а н т 2

1. Основания в свете теории электролитической диссоциации. Классификация оснований. Химические свойства оснований (§ 19, 36, 39).
2. Составьте генетический ряд неметалла, которому соответствует растворимая кислота (§ 42). Приведите пример генетического ряда фосфора.
3. Дайте характеристику гидроксида меди (II) по всем признакам классификации.
4. Допишите уравнение реакции: $\text{CuCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$. Химические свойства каких классов неорганических соединений проявляются?
5. Допишите краткое ионное уравнение: $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow$. Свойства каких классов электролитов описаны этим ионным уравнением? Составьте молекулярное уравнение реакции.
6. Дайте определения понятий: ОВР, окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления (§ 43).
7. Запишите алгоритм составления ОВР методом электронного баланса (§ 43).
8. Запишите алгоритм решения расчетных задач по уравнениям реакций (§ 24, 28).
9. Свойства окислителя или восстановителя проявляет азот в соединении HNO_3 ? Дайте обоснованный ответ.
10. Для частицы H_2 составьте возможные процессы: а) окисления; б) восстановления.
11. Составьте уравнение реакции с помощью метода электронного баланса: $\text{C} + \text{FeO} \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{Fe}$.

12. Вычислите объем водорода (н. у.), который выделяется при взаимодействии 3 г алюминия, содержащего 10% примесей, с соляной кислотой.

В а р и а н т 3

1. Соли в свете теории электролитической диссоциации. Классификация солей. Химические свойства солей (§ 21, 36, 41).
2. Составьте генетический ряд металла, которому соответствует нерастворимое основание (§ 42). Приведите пример генетического ряда меди.
3. Дайте характеристику кремниевой кислоты по всем признакам классификации.
4. Допишите уравнение реакции: $\text{Mn} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$. Химические свойства каких классов неорганических соединений проявляются?
5. Допишите краткое ионное уравнение: $3\text{OH}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow$. Свойства каких классов электролитов описаны этим ионным уравнением? Составьте молекулярное уравнение реакции.
6. Дайте определения понятий: ОВР, окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления (§ 43).
7. Запишите алгоритм составления ОВР методом электронного баланса (§ 43).
8. Запишите алгоритм решения расчетных задач по уравнениям реакций (§ 24, 28).
9. Свойства окислителя или восстановителя проявляет азот в соединении NO? Дайте обоснованный ответ.
10. Для частицы Cl^{+3} составьте возможные процессы: а) окисления; б) восстановления.
11. Составьте уравнение реакции с помощью метода электронного баланса: $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$.
12. Вычислите массу осадка, образовавшегося при взаимодействии 80 г сульфата меди (II) с гидроксидом натрия.

В а р и а н т 4

1. Оксиды. Классификация оксидов. Химические свойства оксидов (§ 18, 36, 40).
2. Составьте генетический ряд неметалла, которому соответствует нерастворимая кислота (§ 42). Приведите пример генетического ряда кремния.
3. Дайте характеристику гидроксида бария по всем признакам классификации.
4. Допишите уравнение реакции: $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$. Химические свойства каких классов неорганических соединений проявляются?

5. Допишите краткое ионное уравнение: $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow$. Свойства каких классов электролитов описаны этим ионным уравнением? Составьте молекулярное уравнение реакции.
6. Дайте определения понятий: ОВР, окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления (§ 43).
7. Запишите алгоритм составления ОВР методом электронного баланса (§ 43).
8. Запишите алгоритм решения расчетных задач по уравнениям реакций (§ 24, 28).
9. Свойства окислителя или восстановителя проявляет азот в соединении NaNO_2 ? Дайте обоснованный ответ.
10. Для частицы P^0 составьте возможные процессы: а) окисления; б) восстановления.
11. Составьте уравнение реакции методом электронного баланса: $\text{CuO} + \text{CO} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2 \uparrow$.
12. Вычислите массу образовавшейся соли при взаимодействии 10 г 40%-го раствора гидроксида натрия с соляной кислотой.

Дополнительные задания

(См. КИМы, самостоятельная работа 31, с. 83–84.)

Эталоны ответов для самопроверки

В а р и а н т 1

1. Кислоты – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка.

Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Кислоты классифицируются по составу – бескислородные и кислородсодержащие; по основности – одноосновные, двухосновные и трехосновные; по растворимости в воде – растворимые и нерастворимые; по силе – сильные и слабые электролиты; по стабильности – стабильные и нестабильные; по летучести – летучие и нелетучие.

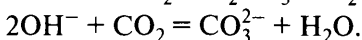
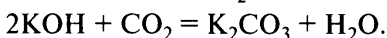
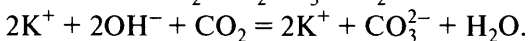
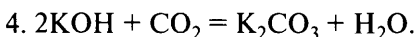
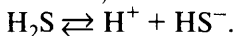
Основные химические свойства кислот, типы реакций:

- кислота + растворимое основание \rightarrow соль + вода (реакция обмена, нейтрализации);
- кислота + нерастворимое основание \rightarrow соль + вода (реакция обмена);
- кислота + основной оксид \rightarrow соль + вода (реакция обмена);
- кислота + соль слабой кислоты \rightarrow новая соль + новая кислота (реакция обмена);
- кислота + металл, стоящий в ряду напряжений металлов до водорода, \rightarrow соль + водород (реакция замещения).

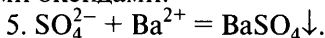
2. Металл \rightarrow оксид металла (основный оксид) \rightarrow гидроксид (щелочь) \rightarrow соль.



3. H_2S – сероводородная кислота: бескислородная, двухосновная, малорастворимая в воде, стабильная, летучая, диссоциирует ступенчато, так как это слабый электролит:

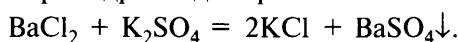


Растворимые основания (щелочи) взаимодействуют с кислотными оксидами.

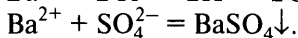
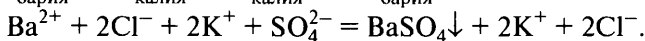


SO_4^{2-} – сульфат-анион присутствует в растворах солей, растворе серной кислоты.

Ba^{2+} – катион бария присутствует в растворах солей бария, растворе гидроксида бария.



хлорид сульфат хлорид сульфат
бария калия калия бария



6. ОВР – химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления частиц (атомы, ионы, молекулы), образующих вещества.

Окислитель – частица (атом, ион, молекула), принимающая электроны. Окислитель всегда понижает с. о.

Восстановитель – частица (атом, ион, молекула), отдающая электроны. Восстановитель всегда повышает с. о.

Окисление – процесс отдачи электронов частицей (атом, ион, молекула). С. о. частицы повышается, частица окисляется.

Восстановление – процесс принятия электронов частицей (атом, ион, молекула). С. о. частицы понижается, частица восстанавливается.

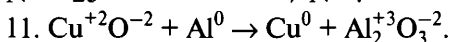
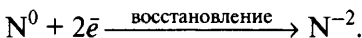
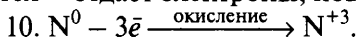
ОВР – химические реакции, в результате которых протекают процессы окисления и восстановления.

7. (См. урок 61.)

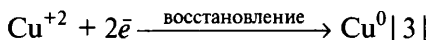
8. (См. урок 41.)

9. $\text{N}^{-3}\text{H}_3^+$ проявляет только восстановительные свойства, так как с. о. азота в этом соединении минимальная. В ОВР возможно

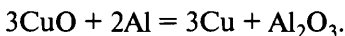
только повышение с. о. азота. Восстановитель в ОВР всегда окисляется — отдает электроны, повышая с. о.



восстано-
витель



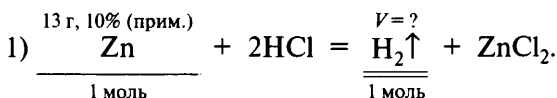
окисли-
тель



12. Дано: $m(\text{Zn}) = 13 \text{ г}$, $W(\text{прим.}) = 10\%$.

Найти: $V(\text{H}_2)$ (н. у.) = ?

Решение



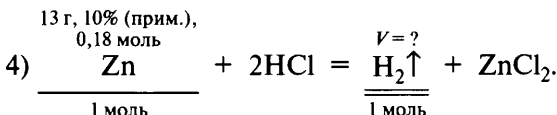
$$2) m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$W(\text{чистого в-ва}) = 100\% - W(\text{прим.}) = 100\% - 10\% = 90\%.$$

$$m(\text{чистого Zn}) = \frac{90\% \cdot 13 \text{ г}}{100\%} = 11,7 \text{ г}.$$

$$3) M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{11,7 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,18 \text{ моль}.$$



$$\frac{0,18}{1} = \frac{\nu(\text{H}_2)}{1}; \nu(\text{H}_2) = 0,18 \text{ моль}.$$

$$5) V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,18 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,032 \text{ л}.$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 4,032 \text{ л}$.

В а р и а н т 2

1. Основания — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла и одной или несколько гидроксогрупп.

Растворимые основания — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и гидроксид-анионы OH^- .

Основания классифицируются по кислотности — однокислотные, двухкислотные, трехкислотные; по растворимости в воде — растворимые и нерастворимые; по силе — сильные и слабые электролиты; по стабильности — стабильные и нестабильные; по летучести — летучие и нелетучие.

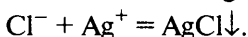
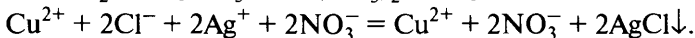
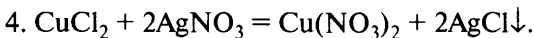
Основные химические свойства оснований, типы реакций:

- растворимое основание + кислота → соль + вода (реакция обмена, нейтрализации);
- нерастворимое основание + кислота → соль + вода (реакция обмена);
- растворимое основание + кислотный оксид → соль (реакция соединения);
- растворимое основание + растворимая соль → новая соль + + новое основание (реакция обмена);
- нерастворимое основание → оксид металла + вода (реакция разложения).

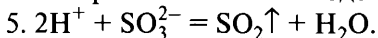
2. Неметалл → оксид неметалла (кислотный оксид) → гидроксид — кислота → соль.



3. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — гидроксид меди (II): нерастворимое, двухкислотное, слабое, нелетучее, нестабильное (разлагается при незначительном нагревании) основание.

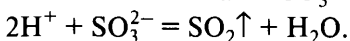
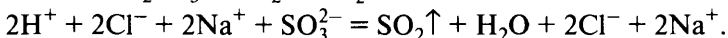
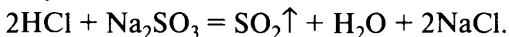


Растворимые соли взаимодействуют друг с другом.



H^+ — катион водорода присутствует в растворах кислот.

SO_3^{2-} — сульфит-анион присутствует в растворах солей.



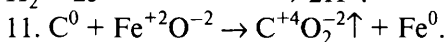
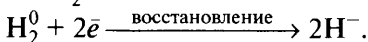
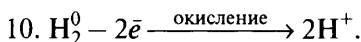
Сильная кислота вытесняет слабую из раствора ее соли.

6. (См. ответ к заданию № 6 варианта 1.)

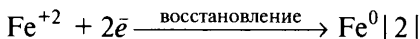
7. (См. урок 61.)

8. (См. урок 41.)

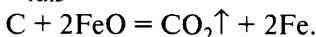
9. $\text{H}^+\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ проявляет только окислительные свойства, так как с. о. азота в этом соединении максимальная. В ОВР возможно только снижение с. о. азота. Окислитель в ОВР всегда восстанавливается — принимает электроны, понижая с. о.



восстано-
витель



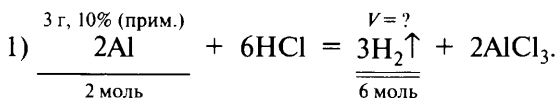
окисли-
тель



12. Дано: $m(\text{Al}) = 3 \text{ г}$, $W(\text{прим.}) = 10\%$.

Найти: $V(\text{H}_2)$ (н. у.) = ?

Решение



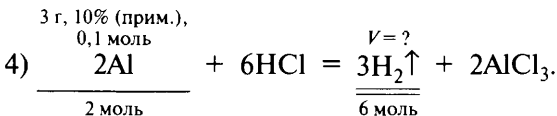
$$2) m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$W(\text{чистого в-ва}) = 100\% - W(\text{прим.}) = 100\% - 10\% = 90\%.$$

$$m(\text{чистого Al}) = \frac{90\% \cdot 3 \text{ г}}{100\%} = 2,7 \text{ г}.$$

$$3) M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{2,7 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$



$$\frac{0,1}{2} = \frac{\nu(\text{H}_2)}{6}; \nu(\text{H}_2) = 0,3 \text{ моль}.$$

$$5) V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

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

Ответ: $V(\text{H}_2) = 6,72 \text{ л}.$

В а р и а н т 3

1. Соли — это сложные вещества, состоящие из ионов металлов и кислотных остатков.

Растворимые соли — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (или аммония) и анионы кислотных остатков.

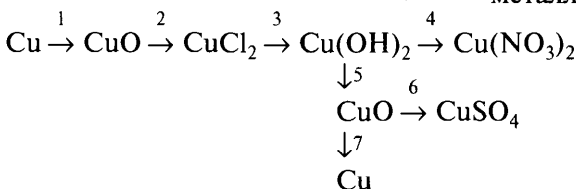
Соли классифицируются по составу — средние кислые, основные; по растворимости в воде — растворимые, малорастворимые и нерастворимые; по силе — все растворимые соли — сильные электролиты.

Основные химические свойства солей, типы реакций:

- соль + растворимое основание → новая соль + новое основание (реакция обмена);
- соль слабой кислоты + кислота → новая соль + новая кислота (реакция обмена);
- соль + соль → новая соль + новая соль (реакция обмена);
- растворимая соль + металл → новая соль + новый металл (реакция замещения).

2. Металл → оксид металла → соль → основание → соль
(основный оксид)

↓
основный оксид → соль
↓
металл



3. H_2SiO_3 — кремниевая кислота: кислородсодержащая, двух-основная, нерастворимая в воде, нелетучая, нестабильная.

4. $\text{Mn} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{MnCl}_2$.

Взаимодействие раствора соли с металлом. Марганец в ряду напряжений металлов стоит левее цинка, следовательно, вытесняет цинк из раствора его соли.

5. $3\text{OH}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \downarrow$.

OH^- — гидроксид-анион присутствует в растворах щелочей.

Fe^{3+} — катион железа (III) присутствует в растворах солей.

Растворимые основания взаимодействуют с солями.

$3\text{KOH} + \text{FeCl}_3 = \text{Fe(OH)}_3 \downarrow + 3\text{KCl}$.

$3\text{K}^+ + 3\text{OH}^- + \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- = \text{Fe(OH)}_3 \downarrow + 3\text{K}^+ + 3\text{Cl}^-$.

$3\text{OH}^- + \text{Fe}^{3+} = \text{Fe(OH)}_3 \downarrow$.

6. (См. ответ к заданию № 6 варианта 1.)

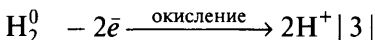
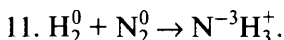
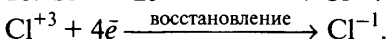
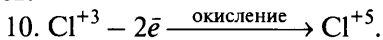
7. (См. урок 61.)

8. (См. урок 41.)

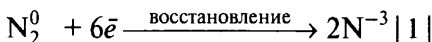
9. $\text{N}^{+2}\text{O}^{-2}$ может быть и окислителем, и восстановителем, так как у азота промежуточная с. о.

$N^{+2}O^{-2}$ проявит окислительные свойства, если в ОВР азот понизит с. о. до +1, 0 или -3, принимая электроны, то есть восстановливаясь.

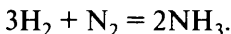
$N^{+2}O^{-2}$ проявит восстановительные свойства, если в ОВР азот повысит с. о. до +3, +4 или +5, отдавая электроны, то есть окисляясь.



восстано-
витель



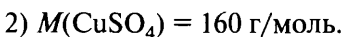
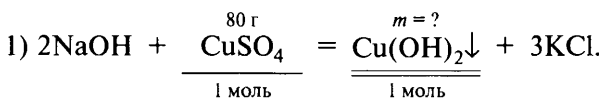
окисли-
тель



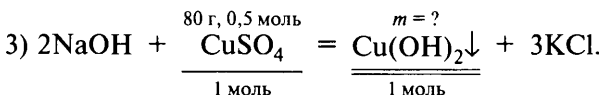
12. Дано: $m(CuSO_4) = 80$ г.

Найти: $m(\text{осадка}) = ?$

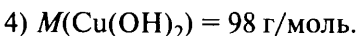
Решение



$$v(CuSO_4) = \frac{m(CuSO_4)}{M(CuSO_4)} = \frac{80 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$



$$\frac{0,05}{1} = \frac{v(Cu(OH)_2)}{1}; v(Cu(OH)_2) = 0,5 \text{ моль}.$$



$$m(Cu(OH)_2) = v(Cu(OH)_2) \cdot M(Cu(OH)_2) = 0,5 \text{ моль} \times 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г}.$$

Ответ: $m(Cu(OH)_2) = 49$ г.

В а р и а н т 4

1. Оксиды – это сложные вещества, молекулы которых образованы двумя атомами химических элементов, один из которых кислород в с. о. -2.

Оксиды классифицируются по агрегатному состоянию — твердые, жидкие и газообразные, по химическим свойствам — несолеобразующие и солеобразующие.

Несолеобразующие оксиды — CO , NO , N_2O .

Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды — оксиды, которым соответствуют основания и которые образованы атомами металлов в с. о. +1 и +2.

Кислотные оксиды — оксиды, которым соответствуют кислоты и которые образованы атомами неметаллов и атомами металлов в максимальной с. о.

Химические свойства основных оксидов:

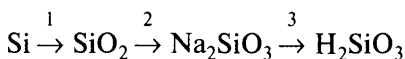
- основной оксид + кислота \rightarrow соль + вода (реакция обмена);
- основной оксид + кислотный оксид \rightarrow соль (реакция соединения);
- основной оксид (оксид активного металла) + вода \rightarrow щелочь (реакция соединения).

Химические свойства кислотных оксидов:

- кислотный оксид + растворимое основание \rightarrow соль + вода (реакция обмена);
- кислотный оксид + основной оксид \rightarrow соль (реакция соединения);
- кислотный оксид (кроме оксида кремния) + вода \rightarrow кислота (реакция соединения).

2. Неметалл \rightarrow оксид неметалла \rightarrow соль \rightarrow кислота
(кислотный оксид)

↓
кислотный оксид
↓
неметалл



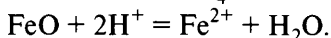
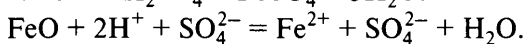
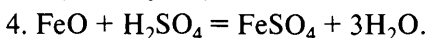
↓⁴



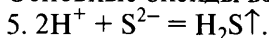
↓⁵



3. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — гидроксид бария: растворимое, двухкислотное, сильное, нелетучее, стабильное основание.

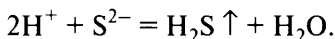
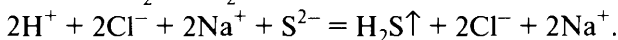
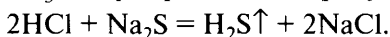


Основные оксиды взаимодействуют с кислотами.



H^+ — катион водорода присутствует в растворах кислот.

SO_3^{2-} – сульфит-анион присутствует в растворах солей.



Кислоты взаимодействуют с солями. Сильная кислота вытесняет слабую из раствора ее соли.

6. (См. ответ к заданию № 6 варианта 1.)

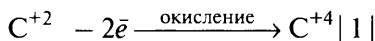
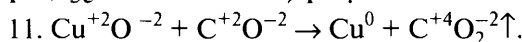
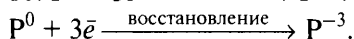
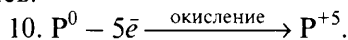
7. (См. урок 61.)

8. (См. урок 41.)

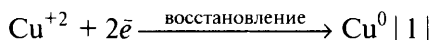
9. $\text{Na}^+\text{N}^{+3}\text{O}_2^{-2}$ может быть и окислителем, и восстановителем, так как у азота промежуточная с. о.

$\text{Na}^+\text{N}^{+3}\text{O}_2^{-2}$ проявит окислительные свойства, если в ОВР азот понизит с. о. до +2, +1, 0 или –3, принимая электроны, то есть восстанавливаясь.

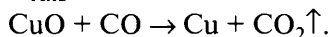
$\text{Na}^+\text{N}^{+3}\text{O}_2^{-2}$ проявит восстановительные свойства, если в ОВР азот повысит с. о. до +4 или +5, отдавая электроны, то есть окисляясь.



восстано-
витель



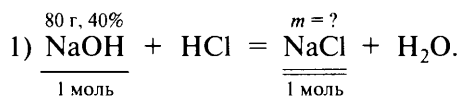
окисли-
тель



12. Дано: $m(\text{р-ра NaOH}) = 10 \text{ г}$, $W(\text{р. в. NaOH}) = 40\%$.

Найти: $m(\text{соли}) = ?$

Решение



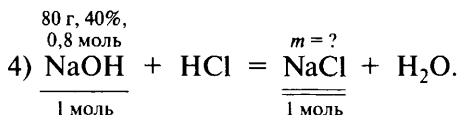
$$2) m(\text{р. в.}) = \frac{W(\text{р. в.}) \cdot m(\text{раствора})}{100\%}.$$

$$m(\text{р. в. NaOH}) = \frac{40\% \cdot 80 \text{ г}}{100\%} = 32 \text{ г}.$$

$$3) M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}.$$

$$v(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{32 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль}.$$

$$\frac{0,8}{1} = \frac{v(\text{NaCl})}{1}; v(\text{NaCl}) = 0,8 \text{ моль.}$$



$$5) M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль.}$$

$$m(\text{NaCl}) = v(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 0,8 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 46,8 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{NaCl}) = 46,8 \text{ г.}$

III. Подведение итогов урока

(Учитель выставляет учащимся оценки за работу на уроке.)

Домашнее задание

Подготовиться к контрольной работе по теме «Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и ОВР» (повторить § 34–43).

Урок 67. Контрольная работа № 4.

Растворение. Растворы.

Реакции ионного обмена и ОВР

Цели: проверить знания и умения учащихся, степень усвоения ими учебного материала по теме «Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и ОВР».

Оборудование: карточки с заданиями, справочные таблицы.

Ход урока

I. Организационный момент

II. Контрольная работа

Базовый уровень

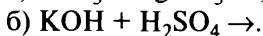
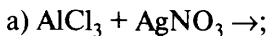
Вариант I

1. Составьте в молекулярном и ионном виде уравнения возможных реакций взаимодействия соляной кислоты со следующими веществами: оксидом калия, гидроксидом магния, магнием, серебром, нитратом магния. Обоснуйте ответ.

2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: фосфор \rightarrow оксид фосфора (V) \rightarrow фосфорная кислота \rightarrow фосфат кальция.

Первое превращение разберите как ОВР.

3. Закончите молекулярные уравнения реакций, протекающих в растворе, и запишите соответствующие им ионные уравнения:



4. Вычислите массу осадка, образовавшегося при взаимодействии 4 г сульфата меди (II) с гидроксидом натрия.

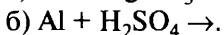
В а р и а н т 2

1. Составьте в молекулярном и ионном виде уравнения возможных реакций взаимодействия гидроксида калия со следующими веществами: хлоридом магния, оксидом серы (VI), азотной кислотой, сульфатом натрия. Обоснуйте ответ.

2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: барий \rightarrow оксид бария \rightarrow \rightarrow гидроксид бария \rightarrow сульфат бария.

Первое превращение разберите как ОВР.

3. Закончите молекулярные уравнения реакций, протекающих в растворе, и запишите соответствующие им ионные уравнения:

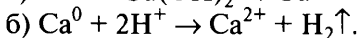
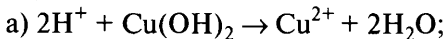


4. Вычислите массу соли, образовавшейся при взаимодействии 80 г гидроксида натрия с соляной кислотой.

Усложненный уровень

В а р и а н т 1

1. Свойства каких классов соединений описаны приведенными ионными уравнениями? Составьте по одному молекулярному уравнению.



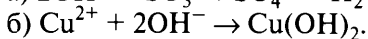
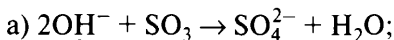
2. Составьте генетический ряд алюминия, имея следующие вещества: алюминий, гидроксид алюминия, оксид цинка, оксид алюминия, соляную кислоту, хлорид алюминия. Напишите уравнения реакций по составленной схеме превращений в молекулярном и ионном виде, разберите их как ОВР, назовите классы соединений и типы химических реакций.

3. Составьте два уравнения реакций, в результате которых можно получить сульфат натрия.

4. Вычислите объем водорода (н. у.), который выделяется при взаимодействии 80 г натрия, содержащего 10% примесей, с соляной кислотой.

В а р и а н т 2

1. Свойства каких классов соединений описаны приведенными ионными уравнениями? Составьте по одному молекулярному уравнению.



2. Составьте генетический ряд углерода, имея следующие вещества: карбонат натрия, гидроксид натрия, оксид азота (V), оксид углерода (II), углерод, оксид углерода (IV). Напишите уравнения реакций по составленной схеме превращений в молекулярном и ионном виде, разберите их как ОВР, назовите классы соединений и типы химических реакций.

3. Составьте два уравнения реакций, в результате которых можно получить хлорид алюминия.

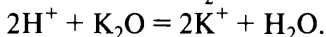
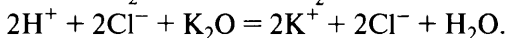
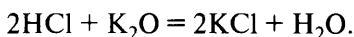
4. Вычислите объем водорода (н. у.), который выделяется при взаимодействии 75 г цинка, содержащего 10% примесей, с серной кислотой.

Ответы

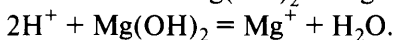
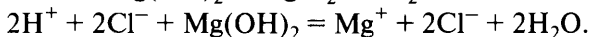
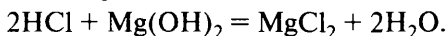
Базовый уровень

В а р и а н т 1

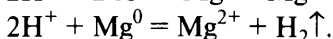
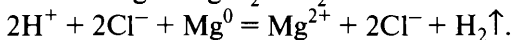
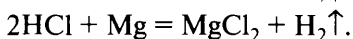
1. Соляная кислота взаимодействует с оксидом калия, основным оксидом:



Соляная кислота взаимодействует с нерастворимым основанием — гидроксидом магния:

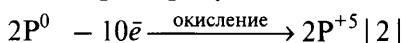
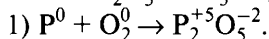
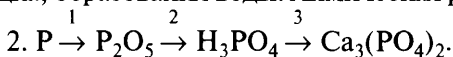


Соляная кислота взаимодействует с металлом магнием:

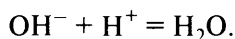
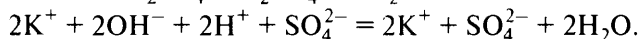
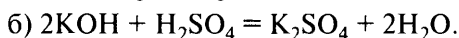
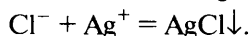
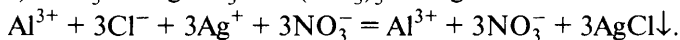
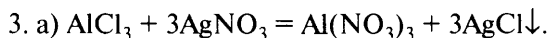
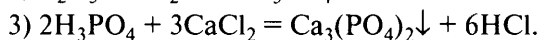
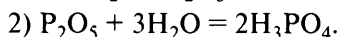
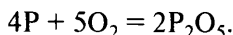
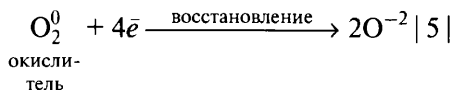


Соляная кислота не взаимодействует с металлом серебром. В ряду напряжений металлов оно расположено за водородом и не вытесняет его из растворов кислот.

При взаимодействии растворов соляной кислоты и нитрата магния не наблюдается признаков реакции — выделения газа, выпадения осадка, образования воды. Химическая реакция не имеет смысла.



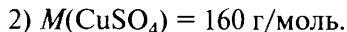
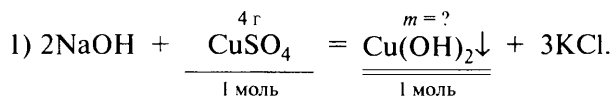
восстано-
витель



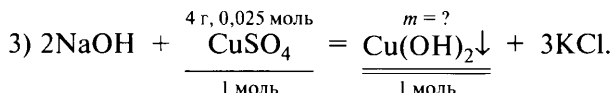
4. Дано: $m(\text{CuSO}_4) = 4 \text{ г}.$

Найти: $m(\text{осадка}) = ?$

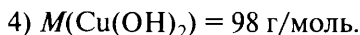
Решение



$$\nu(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{4 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,025 \text{ моль}.$$



$$\frac{0,025}{1} = \frac{\nu(\text{Cu}(\text{OH})_2)}{1}; \nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,025 \text{ моль}.$$

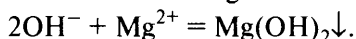
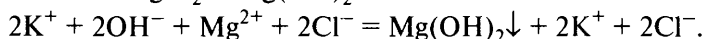
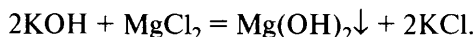


$$m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,025 \text{ моль} \times 98 \text{ г/моль} = 2,45 \text{ г}.$$

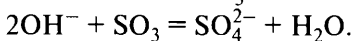
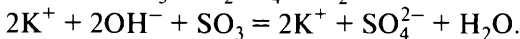
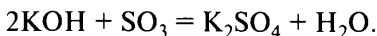
Ответ: $m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 2,45 \text{ г}.$

В а р и а н т 2

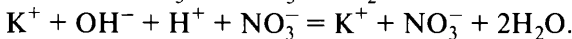
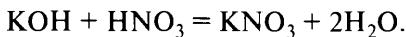
1. Гидроксид калия (щелочь) взаимодействует с солью хлоридом магния:



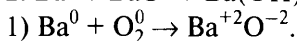
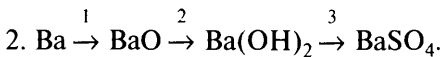
Гидроксид калия взаимодействует с оксидом серы (VI), кислотным оксидом:



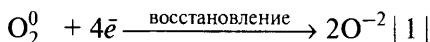
Гидроксид калия взаимодействует с азотной кислотой:



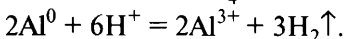
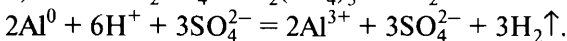
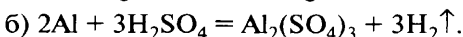
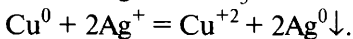
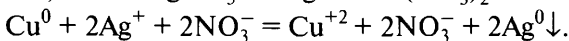
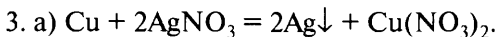
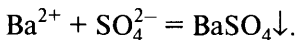
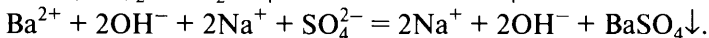
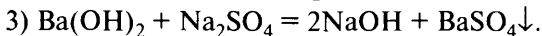
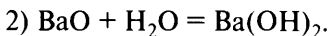
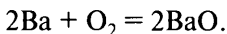
Гидроксид калия не взаимодействует с сульфатом натрия, так как не наблюдается признаков реакции — выделения газа, выпадения осадка, образования воды. Химическая реакция не имеет смысла.



восстано-
витель



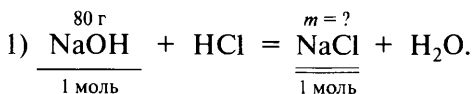
окисли-
тель



4. Дано: $m(\text{NaOH}) = 80 \text{ г}.$

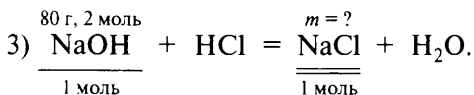
Найти: $m(\text{NaCl}) = ?$

Решение



$$2) M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль.}$$

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{80 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль.}$$



$$\frac{2}{1} = \frac{\nu(\text{NaCl})}{1}; \nu(\text{NaCl}) = 2 \text{ моль.}$$

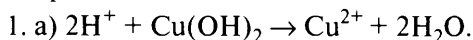
$$4) M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль.}$$

$$m(\text{NaCl}) = \nu(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 2 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 117 \text{ г.}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{NaCl}) = 117 \text{ г.}$$

Усложненный уровень

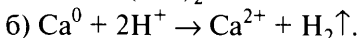
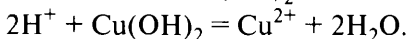
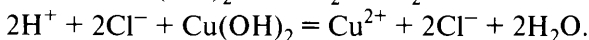
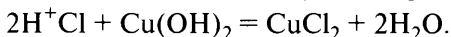
В а р и а н т 1



H^+ – катион водорода присутствует в растворах кислот.

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ – нерастворимое основание.

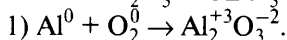
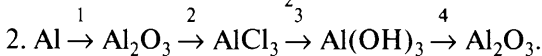
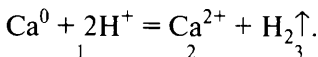
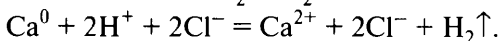
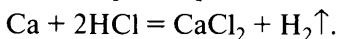
Кислоты взаимодействуют с нерастворимыми основаниями.



Ca^0 – активный металл.

H^+ – катион водорода присутствует в растворах кислот.

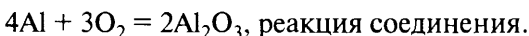
Металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода, вытесняют его из растворов кислот.



восстано-
витель



окисли-
тель



Al – металл, простое вещество.

O_2 – кислород, неметалл, простое вещество.

Al_2O_3 – оксид алюминия, амфотерный оксид.

2) $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$, реакция обмена.

HCl – соляная кислота, сложное вещество.

$AlCl_3$ – хлорид алюминия, сложное вещество, средняя соль.

$Al_2O_3 + 6H^+ + 6Cl^- = 2Al^{3+} + 6Cl^- + 3H_2O$.

$Al_2O_3 + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H_2O$.

H_2O – вода, сложное вещество.

3) $AlCl_3 + 3KOH = Al(OH)_3\downarrow + 3HCl$, реакция обмена.

KOH – гидроксид калия, щелочь, сложное вещество.

$Al(OH)_3$ – гидроксид алюминия, нерастворимое основание, сложное вещество.

$Al^{3+} + 3Cl^- + 3K^+ + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow + 3H^+ + 3Cl^-$.

$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow$.

4) $2Al(OH)_3 \xrightarrow{t} Al_2O_3 + 3H_2O$, реакция разложения.

3. Na_2SO_4 – сульфат натрия.

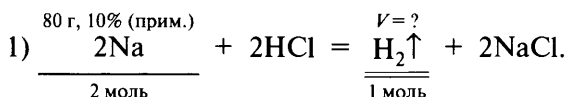
$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$.

$Na_2O + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$.

4. Дано: $m(Na) = 80$ г, $W(\text{прим.}) = 10\%$.

Найти: $V(H_2)$ (н. у.) = ?

Решение



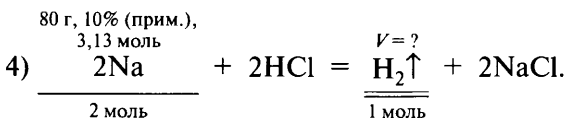
$$2) m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}.$$

$$W(Na) = 100\% - W(\text{прим.}) = 100\% - 10\% = 90\%.$$

$$m(Na) = \frac{90\% \cdot 80 \text{ г}}{100\%} = 72 \text{ г}.$$

$$3) M(Na) = 23 \text{ г/моль}.$$

$$v(Na) = \frac{m(Na)}{M(Na)} = \frac{72 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 3,13 \text{ моль}.$$



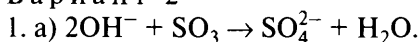
$$\frac{3,13}{2} = \frac{v(H_2)}{1}; v(H_2) = 1,565 \text{ моль}.$$

5) $V_m = 22,4$ л/моль.

$$V(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) \cdot V_m = 1,565 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 35,056 \text{ л.}$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 35,056$ л.

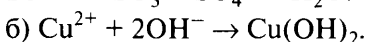
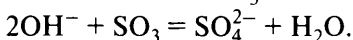
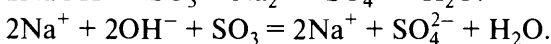
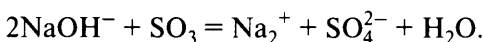
В а р и а н т 2



OH^- – гидроксид-анион присутствует в растворах щелочей.

SO_3 – оксид серы (IV), кислотный оксид.

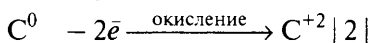
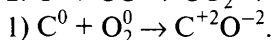
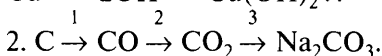
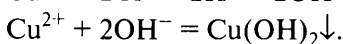
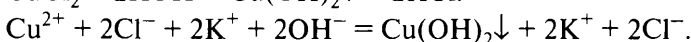
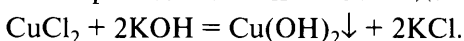
Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями.



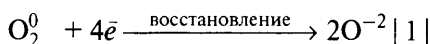
Cu^{2+} – катион меди (II) присутствует в растворах солей меди (II).

OH^- – гидроксид-анион присутствует в растворах щелочей.

Растворимые основания взаимодействуют с солями.



восстано-
витель



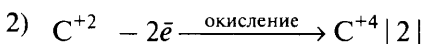
окисли-
тель

$2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO} \uparrow$, реакция соединения, реакция окисления.

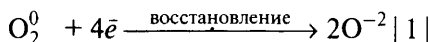
C – углерод, неметалл, простое вещество.

O_2 – кислород, неметалл, простое вещество.

CO – оксид углерода (II), несолеобразующий оксид, сложное вещество.



восстано-
витель



окисли-
тель

$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 \uparrow$, реакция соединения.

CO_2 – оксид углерода (IV), кислотный оксид, сложное вещество.

3) $\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CO}_3$, реакция соединения.

Na_2O – оксид натрия, основной оксид, сложное вещество.

Na_2CO_3 – карбонат натрия, средняя соль, сложное вещество.

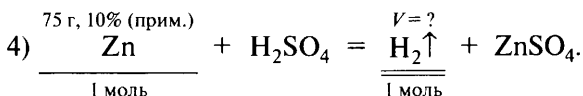
3. $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\uparrow$.

$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

4. Дано: $m(\text{Zn}) = 75 \text{ г}$, $W(\text{прим.}) = 10\%$.

Найти: $V(\text{H}_2)$ (н. у.) = ?

Решение



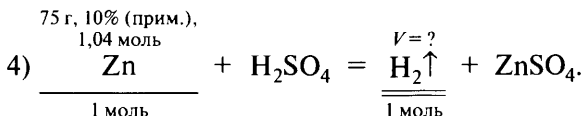
$$2) m(\text{чистого в-ва}) = \frac{W(\text{чистого в-ва}) \cdot m(\text{смеси})}{100\%}$$

$$W(\text{Zn}) = 100\% - W(\text{прим.}) = 100\% - 10\% = 90\%.$$

$$m(\text{Zn}) = \frac{90\% \cdot 75 \text{ г}}{100\%} = 67,5 \text{ г}.$$

3) $M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}$.

$$\nu(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{67,5 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 1,04 \text{ моль}.$$



$$\frac{1,04}{1} = \frac{\nu(\text{H}_2)}{1}; \nu(\text{H}_2) = 1,04 \text{ моль}.$$

5) $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$.

$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m = 1,04 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 23,3 \text{ л}.$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 23,3 \text{ л}$.

Домашнее задание

(Так как это последний урок в учебном году, учитель может предложить индивидуальные задания по курсу химии 8 класса некоторым учащимся, чтобы они повысили итоговую годовую оценку.)

ПРИЛОЖЕНИЕ

Тематическое планирование учебного материала по учебнику Г.Е. Рудзитиса, Ф.Г. Фельдмана

№ урока	Тема урока
Тема I. Первоначальные химические понятия (19 ч)	
1	Предмет химии. Вещества и их свойства. Вводный инструктаж по охране труда и технике безопасности
2	Чистые вещества и смеси
3	<i>Практическая работа № 1.</i> Приемы обращения с лабораторным оборудованием. Нагревание вещества в открытом пламени
4	<i>Практическая работа № 2.</i> Очистка поваренной соли
5	Физические и химические явления. Химические реакции
6	Молекулы и атомы. Простые и сложные вещества
7	Химические элементы. Относительная атомная масса химических элементов
8	Закон постоянства состава вещества. Химические формулы. Относительная молекулярная масса
9	Характеристика вещества по химической формуле. Вычисления по химической формуле
10	Валентность химических элементов. Определение валентности элементов по формулам соединений. Составление химических формул по валентности
11	Атомно-молекулярное учение в химии
12	Химические уравнения. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения реакций
13, 14	Типы химических реакций
15	Количество вещества. Моль – единица количества вещества
16	Молярная масса
17	Вычисления по химическим уравнениям

№ урока	Тема урока
18	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Первоначальные химические понятия»
19	<i>Контрольная работа № 1</i> по теме «Первоначальные химические понятия»
Тема II. Кислород. Горение (6 ч)	
20	Кислород, его общая характеристика и нахождение в природе. Получение кислорода, его физические свойства
21	Химические свойства кислорода. Оксиды. Применение кислорода. Круговорот кислорода в природе
22	Воздух и его состав
23	Тепловой эффект химических реакций
24	<i>Практическая работа № 3.</i> Получение и свойства кислорода
25	<i>Проверочная работа № 1</i> по теме «Кислород. Горение»
Тема III. Водород (3 ч)	
26	Водород, его общая характеристика и нахождение в природе. Получение водорода, его физические свойства
27	Химические свойства водорода. Применение водорода
28	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по темам «Кислород. Горение», «Водород»
Тема IV. Растворы. Вода (7 ч)	
29	Растворение. Растворимость веществ в воде
30	Массовая доля растворенного вещества
31	<i>Практическая работа № 4.</i> Приготовление раствора соли с определенной массовой долей вещества
32, 33	Вода – самая удивительная на свете жидкость (интегрированный, научно-познавательный урок)
34	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по темам «Кислород. Горение», «Водород», «Растворы. Вода»
35	<i>Контрольная работа № 2</i> по темам «Кислород. Горение», «Водород», «Растворы. Вода»
Тема V. Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений (12 ч)	
36	Оксиды
37	Химические свойства оксидов
38	Основания. Состав, классификация, название оснований. Физические свойства оснований и техника безопасности при работе с растворимыми основаниями – щелочами
39	Химические свойства оснований. Взаимодействие оснований с кислотами. Взаимодействие растворимых оснований с кислотными оксидами. Разложение нерастворимых оснований. Применение оснований

№ урока	Тема урока
40	Кислоты. Состав, классификация, название кислот и способы их получения. Физические свойства кислот и техника безопасности при работе с кислотами
41	Химические свойства кислот
42	Соли. Состав солей, классификация солей и их название. Способы получения солей. Физические свойства солей
43	Химические свойства солей – взаимодействие с растворами солей, растворимыми основаниями, кислотами и металлами
44	Генетическая связь между классами неорганических веществ
45	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по вопросам «Свойства классов неорганических веществ. Типы химических реакций. Генетическая связь между классами неорганических веществ»
46	<i>Практическая работа № 5.</i> Решение экспериментальных задач по теме «Важнейшие классы неорганических соединений»
47	<i>Контрольная работа № 3</i> по теме «Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений»
Тема VI. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома (8 ч)	
48	Классификация химических элементов
49	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
50	Основные сведения о строении атомов. Порядковый номер химического элемента – значение заряда ядра атома. Изотопы
51, 52	Расположение электронов по энергетическим уровням. Состояние электронов в атоме
53	Характеристика химического элемента и его соединений на основе положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева и строения атома
54	Значение периодического закона. Жизнь и деятельность Д.И. Менделеева
55	<i>Проверочная работа № 2</i> по теме «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома»
Тема VII. Химическая связь. Строение вещества (7 ч)	
56	Химическая связь. Электронная схема образования ковалентной связи
57	Электроотрицательность (ЭО) атомов химических элементов. Полярная и неполярная ковалентная связь
58	Ионная связь
59	Кристаллические решетки
60, 61	Степень окисления атомов химических элементов в соединениях

№ урока	Тема урока
62	<i>Контрольная работа № 4</i> по темам «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома», «Химическая связь. Строение вещества»
Тема VIII. Закон Авогадро. Молярный объем газов (2 ч)	
63	Закон Авогадро. Объемные отношения газов при химических реакциях
64	Решение расчетных задач с понятиями: <i>количество вещества, молярная масса, молярный объем, число Авогадро, объемные отношения газов при химических реакциях</i>
Тема IX. Галогены (4 ч)	
65	Положение галогенов в ПСХЭ Д.И. Менделеева и строение их атомов. Хлор
66	Хлороводород. Соляная кислота и ее соли
67	<i>Практическая работа № 6.</i> Получение соляной кислоты и изучение ее свойств. Распознавание соляной кислоты и ее солей
68	Сравнительная характеристика галогенов

Тематическое планирование учебного материала по учебнику И.И. Новошинского, Н.С. Новошинской

№ урока	Тема урока
Введение (5 ч)	
1	Вещества и их физические свойства. Вводный инструктаж по ТБ и ОТ
2	<i>Практическая работа № 1.</i> Приемы обращения с лабораторным оборудованием и основы безопасности при работе в химическом кабинете. Нагревание вещества в открытом пламени
3	<i>Практическая работа № 2.</i> Вещества и их физические свойства
4	Молекулы и атомы. Относительная атомная масса
5	Химические элементы. Символы химических элементов
Тема 1. Строение атома. Структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева (9 ч)	
6	Состав атома и атомного ядра
7	Изотопы
8	Строение электронной оболочки атома
9	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и электронное строение атома

№ урока	Тема урока
10	Периодическое изменение некоторых характеристик и свойств атомов химических элементов
11	Характеристика химического элемента (неметалла) на основе положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева и строения атома
12	Характеристика химического элемента (металла) на основе положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева и строения атома
13	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Строение атома. Структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева»
14	<i>Проверочная работа № 1</i> по теме «Строение атома. Структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева»
Тема 2. Химическая связь. Строение вещества (13 ч)	
15	Химические формулы. Относительная молекулярная масса вещества
16	Вычисление по химической формуле
17	Простые и сложные вещества
18	Понятие о валентности и химической связи
19	Образование ковалентной связи на примере некоторых молекул
20	Ковалентная полярная и неполярная связь. Электроотрицательность атома (ЭО)
21	Вещества молекулярного строения. Закон постоянства состава вещества
22	Ионная связь. Вещества немoleкулярного строения
23, 24	Степень окисления атомов химических элементов в соединении
25	Количество вещества. Моль – единица количества вещества
26	Молярная масса
27	<i>Контрольная работа № 1</i> по теме «Химическая связь. Строение вещества»
Тема 3. Классификация сложных неорганических веществ (6 ч)	
28	Оксиды. Определение, состав, номенклатура и классификация
29	Основания. Определение, состав, номенклатура и классификация
30	Кислоты. Определение, состав, классификация, номенклатура и структурные формулы
31	Соли. Определение, состав, номенклатура и классификация
32	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Классификация сложных неорганических веществ»
33	<i>Проверочная работа № 2</i> по теме «Классификация сложных неорганических веществ»

№ урока	Тема урока
Тема 4. Химические реакции (8 ч)	
34	Физические и химические явления. Химические реакции
35	<i>Практическая работа № 3.</i> Признаки химических реакций
36	Закон сохранения массы веществ. Уравнения химических реакций
37	Основные типы химических реакций (реакции соединения и разложения; экзо- и эндотермические реакции)
38	Типы химических реакций (реакции замещения и обмена)
39	Расчеты по уравнениям химических реакций
40	Основные положения атомно-молекулярного учения. Обобщение и систематизация знаний по теме «Химические реакции»
41	<i>Контрольная работа № 2</i> по темам «Классификация сложных неорганических веществ», «Химические реакции»
Тема 5. Растворы. Электролитическая диссоциация (14 ч)	
42	Чистые вещества и смеси. Способы разделения смесей
43	<i>Практическая работа № 4.</i> Очистка поваренной соли
44	Понятие о растворах. Процесс растворения. Кристаллогидраты
45	Массовая доля растворенного вещества в растворе
46	Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Механизм электролитической диссоциации
47	Основные положения теории электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты
48	Кислоты, основания, соли в свете представлений об электролитической диссоциации
49	Среда водных растворов электролитов
50	Реакции ионного обмена. Ионно-молекулярные уравнения реакций
51, 52	Условия протекания реакций ионного обмена. Реакции нейтрализации
53	<i>Практическая работа № 5.</i> Определение pH среды универсальным индикатором. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца
54	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Растворы. Электролитическая диссоциация»
55	<i>Контрольная работа № 3</i> по теме «Растворы. Электролитическая диссоциация»
Тема 6. Важнейшие классы неорганических соединений, способы их получения и химические свойства (12 ч)	
56	Оксиды, способы получения и классификация. Основные оксиды

№ урока	Тема урока
57	Кислотные и амфотерные оксиды
58	Основания. Способы получения и свойства
59	Кислоты. Способы получения и свойства. Взаимодействие кислот с металлами. Ряд активности металлов
60	Амфотерные гидроксиды. Способы получения и свойства
61	Положение химических элементов в Периодической системе и кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов
62	<i>Практическая работа № 6.</i> Кислотно-основные свойства гидроксидов элементов 3-го периода
63	<i>Практическая работа № 7.</i> Свойства гидроксидов элементов главной подгруппы II группы
64	Соли. Способы получения и свойства
65	Генетическая связь между классами неорганических веществ. Генетический ряд металла и неметалла
66	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме 6 «Важнейшие классы неорганических соединений, способы их получения и химические свойства»
67	<i>Контрольная работа № 4</i> по теме «Важнейшие классы неорганических соединений, способы их получения и химические свойства»
68	Резервный урок

Тематическое планирование учебного материала по учебнику Н.Е. Кузнецовой

№ урока	Тема урока
Введение (2 ч)	
1	Предмет и задачи химии. Вводный инструктаж по охране труда и технике безопасности
2	<i>Практическая работа № 1.</i> Приемы обращения с лабораторным оборудованием
Тема I. Вещества и химические явления с позиций атомно-молекулярного учения (22 ч)	
Глава 1. Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения (13 ч)	
3	Физические и химические явления. Химические реакции
4	Атомы. Молекулы. Химические элементы
5	Формы существования химических элементов. Простые и сложные вещества. Вещества молекулярного и немoleкулярного строения

№ урока	Тема урока
6	Состав вещества. Закон постоянства состава вещества. Химические формулы
7	Атомно-молекулярное учение
8	Масса атома. Атомная единица массы. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса вещества
9	Массовые доли элементов в соединениях. Характеристика вещества по химической формуле
10	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
11	Валентность химических элементов. Составление формул по валентности
12	Определение валентности элементов по формулам их соединений. Составление формул по валентности
13	Количество вещества. Моль – единица количества вещества
14	Молярная масса
15	<i>Контрольная работа № 1.</i> Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения
Глава 2. Химические реакции. Законы сохранения массы и энергии (6 ч)	
16	Сущность, признаки и условия протекания химических реакций. Тепловой эффект химической реакции
17	Законы сохранения массы и энергии
18	Составление уравнений химических реакций
19	Расчеты по уравнениям химических реакций
20, 21	Типы химических реакций
Глава 4. Вещества в окружающей природе (7 ч)	
22	Чистые вещества и смеси
23	<i>Практическая работа № 2.</i> Очистка веществ
24	Растворы. Растворимость веществ
25	<i>Практическая работа № 3.</i> Растворимость веществ
26	Способы выражения концентрации растворов
27	<i>Практическая работа № 4.</i> Приготовление растворов заданной концентрации
28	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по главам «Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения», «Химические реакции. Законы сохранения массы и энергии», «Вещества в окружающей природе»
Глава 5. Понятие о газах. Воздух. Кислород. Горение (5 ч)	
29	Законы Гей-Люссака и Авогадро. Объемные соотношения газов при химических реакциях. Решение расчетных задач
30	Воздух – смесь газов. Относительная плотность газов

№ урока	Тема урока
31	Кислород – химический элемент и простое вещество. Получение кислорода в лаборатории
32	Химические свойства и применение кислорода
33	<i>Практическая работа № 5.</i> Получение кислорода и изучение его свойств
Глава 6. Основные классы неорганических соединений (13 ч)	
34	Оксиды
35	Основания – гидроксиды основных оксидов
36	Кислоты. Техника безопасности работы с кислотами
37	Соли, состав и номенклатура
38	Химические свойства оксидов
39	Химические свойства кислот
40	Щелочи, их свойства и способы получения
41	Нерастворимые основания, их получение и свойства. Амфотерность
42	Химические свойства солей
43	Генетическая связь между классами неорганических веществ
44	Свойства классов неорганических веществ. Типы химических реакций. Генетическая связь классов неорганических веществ
45	<i>Практическая работа № 6.</i> Исследование свойств оксидов, кислот, оснований, солей
46	<i>Контрольная работа № 2.</i> Основные классы неорганических соединений
Тема II. Химические элементы и химические реакции в свете электронной теории (23 ч)	
Глава 7. Строение атома (2 ч)	
47	Состав и важнейшие характеристики атома. Изотопы. Химические элементы
48	Состояние электронов в атоме
Глава 8. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева (3 ч)	
49	Периодические изменения свойств химических элементов. Современная трактовка периодического закона
50	Периодическая система в свете теории строения атома
51	Характеристика химического элемента и его свойств на основе положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева и теории строения атома
Глава 9. Строение вещества (7 ч)	
52	Валентное состояние и химические связи атомов элементов
53	Ковалентная связь атомов при образовании простых веществ
54	Виды ковалентной связи и ее свойства

№ урока	Тема урока
55	Ионная связь и ее свойства
56	Степень окисления
57	Кристаллическое состояние вещества
58	<i>Контрольная работа № 3</i> по главам «Строение атома», «Периодический закон и ПСХЭ Д.И. Менделеева», «Строение вещества»
Глава 10. Химические реакции в свете электронной теории (2 ч)	
59	Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)
60	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Сущность и классификация химических реакций в свете электронной теории
Глава 11. Водород, рождающий воду и энергию (4 ч)	
61	Водород – химический элемент и простое вещество
62	<i>Практическая работа № 7.</i> Получение водорода и исследование его свойств
63, 64	Вода – оксид водорода. Пероксид водорода. Вода – самая удивительная жидкость на свете (интегрированный, научно-познавательный урок)
Глава 12. Галогены (4 ч)	
65	Строение атомов галогенов. Галогены – простые вещества
66	Хлороводород, соляная кислота и их свойства
67	<i>Практическая работа № 8.</i> Получение соляной кислоты и опыты с ней. Решение экспериментальных задач по теме «Галогены»
68	<i>Контрольная работа 4</i> по главам «Химические реакции в свете электронной теории», «Водород», «Галогены»

Тематическое планирование учебного материала по учебнику Е.Е. Минченкова

№ урока	Тема урока
Введение (1 ч)	
1	Предмет химии. Вещества. Частицы, образующие вещества, – молекулы и атомы. Вводный инструктаж по ТБ и ОТ
Тема I. Важнейшие химические понятия (21 ч)	
2	Химические элементы. Знаки химических элементов. Относительная атомная масса
3	Химические формулы. Вещества простые и сложные. Закон постоянства состава вещества. Относительная молекулярная масса вещества

№ урока	Тема урока
4	Характеристика вещества по химической формуле. Вычисление массовой доли элементов по химической формуле
5	Валентность. Составление формул по валентности
6	Определение валентности элементов в соединении и составление формул соединений по валентности
7	Количество вещества. Моль – единица количества вещества
8	Молярная масса
9	Молярный объем газов
10	Решение расчетных задач с понятиями <i>количество вещества, молярная масса, молярный объем, число Авогадро</i>
11	Массовая и объемная доли компонентов смеси (раствора)
12	<i>Проверочная работа № 1.</i> Химическая формула. Решение расчетных задач
13	<i>Практическая работа № 1.</i> Приемы обращения с лабораторным оборудованием. Нагревание вещества в открытом пламени
14	Химические явления – химические реакции
15	<i>Практическая работа № 2.</i> Признаки и условия течения химических реакций
16, 17	Химические уравнения. Закон сохранения массы веществ
18, 19	Расчеты по уравнениям реакций
20	Атомно-молекулярное учение в химии
21	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Важнейшие химические понятия»
22	<i>Контрольная работа № 1</i> по теме «Важнейшие химические понятия»
Тема II. Важнейшие классы неорганических веществ. Типы химических реакций (27 ч)	
23	Простые вещества – металлы и неметаллы
24	Оксиды неметаллов и металлов. Состав. Название
25	Химические свойства оксидов неметаллов – взаимодействие с водой
26	Химические свойства оксидов металлов – взаимодействие с водой
27	Кислоты. Состав, классификация, название кислот. Физические свойства кислот и техника безопасности при работе с кислотами
28	Химические свойства кислот – взаимодействие кислот с металлами и основными оксидами
29	<i>Практическая работа № 3</i> по теме «Получение водорода и его сжигание»

№ урока	Тема урока
30	Основания. Состав, классификация, название оснований. Физические свойства оснований и техника безопасности при работе с растворимыми основаниями – щелочами
31	Химические свойства оснований – взаимодействие оснований с кислотами, взаимодействие щелочей с кислотными оксидами, разложение нерастворимых оснований
32	Соли. Состав солей. Название солей
33	Химические свойства солей – взаимодействие солей с растворами солей, растворимыми основаниями, кислотами, металлами
34	Амфотерность. Амфотерные соединения
35	<i>Контрольная работа № 2</i> по теме «Состав, название и свойства оксидов, кислот и оснований»
36	Генетический ряд металла и неметалла
37	Классификация веществ. Классификация оксидов. Химические свойства оксидов основных, амфотерных и кислотных
38	Классификация кислот. Химические свойства кислот
39	Классификация оснований. Химические свойства оснований
40	<i>Практическая работа № 4</i> по теме «Химические реакции, характеризующие свойства веществ»
41	<i>Практическая работа № 5</i> по теме «Распознавание веществ на основе их свойств»
42, 43	Расчеты по уравнениям химической реакции с понятиями «избыток» и «недостаток» (урок 41 – приобретение умений и навыков решения задач по алгоритму; урок 42 – закрепление алгоритма решения задач, самостоятельная работа)
44	Типы химических реакций
45	Связи между неорганическими веществами – представителями разных классов
46	Применение простых и сложных веществ в народном хозяйстве и в быту
47	<i>Практическая работа № 6</i> по теме «Обобщение сведений о классах неорганических веществ»
48	Урок обобщающего повторения по темам «Свойства классов неорганических веществ», «Типы химических реакций», «Генетическая связь классов неорганических веществ»
49	<i>Контрольная работа № 3</i> по теме «Важнейшие классы неорганических веществ. Типы химических реакций»
Тема III. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома (15 ч)	
50	Естественное семейство химических элементов – щелочные металлы

№ урока	Тема урока
51	Естественное семейство химических элементов – галогены
52	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
53	Основные сведения о строении атомов. Порядковый номер химического элемента – значение заряда ядра его атома
54, 55	Строение электронных оболочек атомов (урок 53 – изучение нового материала; урок 54 – применение и закрепление усвоенного)
56	<i>Проверочная работа № 2 по теме «Строение атома»</i>
57	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Периоды
58	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Группы и подгруппы
59	Характеристика химических элементов и их соединений на основе положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева и строения атома. Характеристика химического элемента – металла
60	Характеристика химического элемента – неметалла на основании его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева
61	Значение периодического закона. Жизнь и деятельность Д.И. Менделеева
62, 63	Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома»
64	<i>Контрольная работа № 4 по теме «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома»</i>
Тема IV. Обобщение вопросов курса (4 ч)	
65	Важнейшие химические понятия. Решение расчетных задач по формулам, химическим уравнениям
66	Классы неорганических веществ. Типы химических реакций
67	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете строения атома
68	<i>Тест по курсу «Химия» за 8 класс</i>

Список литературы

1. *Астафуров В.И., Бусев А.И.* Строение вещества. М.: Просвещение, 1984.
2. Большой справочник для школьников и поступающих в вузы. Химия. М.: Дрофа, 2007.
3. *Волькенштейн М.В.* Перекрестки наук. М.: Наука, 1972.
4. *Габриелян О.С., Остроумов И.Г., Сладков С.А.* Химия: готовимся к ЕГЭ. М.: Дрофа, 2011.
5. *Габриелян О.С.* Программы курса химии для 8–11 классов общеобразовательных учреждений. М.: Дрофа, 2008.
6. *Гара Н.Н., Габрусева Н.И.* Сборник задач для проведения экзамена по химии за курс средней школы. М.: Дрофа, 1999.
7. Единый государственный экзамен. Химия: универсальные материалы для подготовки учащихся / А.А. Каверина и др. М.: Интеллект-Центр, 2010.
8. *Иванова Р.Г., Корощенко А.С., Яшукова А.В.* Химия: готовимся к экзаменам ГИА. 9 класс. М.: Дрофа, 2011.
9. Контрольно-измерительные материалы. Химия: 8 класс / Сост. Н.П. Троегубова. М.: ВАКО, 2013.
10. *Корощенко А.С., Яшукова А.В.* Химия. ЕГЭ: шаг за шагом. 8–9 классы. М.: Дрофа, 2011.
11. *Меркулов А.П.* Самая удивительная на свете жидкость. М.: Советская Россия, 1978.
12. *Фиалков Ю.Я.* Не только вода. М.: Химия, 1978.

Содержание

Пояснительная записка	3
Тематическое планирование	5
Введение	
Урок 1. Предмет химии. Вещества. Вводный инструктаж по охране труда и технике безопасности на уроках химии и в лаборатории	8
Урок 2. Превращения веществ. Роль химии в жизни человека	14
Урок 3. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Знаки химических элементов	21
Урок 4. Химические формулы. Относительная атомная и молекулярная массы	31
Урок 5. Вычисления по химической формуле	36
Урок 6. Проверочная работа № 1. Химическая формула. Вычисления по химической формуле	41
Тема I. Атомы химических элементов	
Урок 7. Основные сведения о строении атомов	45
Урок 8. Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы	49
Урок 9. Строение электронных оболочек атомов	52
Урок 10. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атома	58
Урок 11. Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов. Ионная связь	62
Урок 12. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой. Ковалентная неполярная связь	67
Урок 13. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой. Ковалентная полярная связь	74
Урок 14. Металлическая химическая связь	81
Урок 15. Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Атомы химических элементов»	86
Урок 16. Контрольная работа № 1. Атомы химических элементов	100

Тема II. Простые вещества

Урок 17. Простые вещества — металлы	104
Урок 18. Простые вещества — неметаллы	108
Урок 19. Количество вещества. Молярная масса	112
Урок 20. Молярный объем газов	117
Урок 21. Проверочная работа № 2. Простые вещества	124

Тема III. Соединения химических элементов

Урок 22. Степень окисления	127
Урок 23. Важнейшие классы бинарных соединений — оксиды и летучие водородные соединения	132
Урок 24. Основания	136
Урок 25. Кислоты	140
Урок 26. Соли	147
Урок 27. Кристаллические решетки	151
Урок 28. Физические явления в химии. Чистые вещества и смеси. Способы разделения смесей	157
Урок 29. Практическая работа № 1. Анализ почвы и воды	161
Урок 30. Массовая и объемная доли компонентов смеси (раствора)	163
Урок 31. Практическая работа № 2. Приготовление раствора сахара и расчет его массовой доли в растворе	168
Урок 32. Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Соединения химических элементов»	172
Урок 33. Контрольная работа № 2. Соединения химических элементов	178

Тема IV. Изменения, происходящие с веществами

Уроки 34, 35. Практическая работа № 3. Приемы обращения с лабораторным оборудованием. Нагревание вещества в открытом пламени	182
Урок 36. Химические явления, или химические реакции	183
Урок 37. Практическая работа № 4. Наблюдение за горящей свечой	193
Урок 38. Практическая работа № 5. Признаки химических реакций и условия их протекания	194
Урок 39. Химические уравнения. Закон сохранения массы веществ	196
Урок 40. Расчеты по химическим уравнениям	204
Урок 41. Решение расчетных задач по уравнениям химических реакций с использованием понятий «примеси», «массовая доля растворенного вещества»	209
Урок 42. Реакции разложения	212
Урок 43. Реакции соединения	217
Урок 44. Реакции замещения	222
Урок 45. Реакции обмена	230
Урок 46. Типы химических реакций на примере свойств воды ...	236
Вариант урока 46. Вода — самая удивительная на свете жидкость	243
Урок 47. Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Изменения, происходящие с веществами» ...	252

Вариант урока 47. Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Изменения, происходящие с веществами»	260
Урок 48. Контрольная работа № 3. Изменения, происходящие с веществами	268
Тема V. Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции	
Урок 49. Растворение. Растворимость веществ в воде	270
Урок 50. Электролитическая диссоциация	277
Урок 51. Основные положения теории электролитической диссоциации	284
Урок 52. Ионные уравнения	290
Урок 53. Ионные уравнения (<i>продолжение</i>)	293
Урок 54. Практическая работа № 6. Ионные реакции. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца	297
Урок 55. Кислоты, их классификация и свойства	300
Урок 56. Основания, их классификация и свойства	306
Урок 57. Оксиды, их классификация и свойства	312
Урок 58. Соли, их классификация и свойства	319
Урок 59. Генетическая связь между классами веществ	327
Урок 60. Практическая работа № 7. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей	332
Урок 61. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	340
Урок 62. Обобщение и систематизация знаний по теме «Окислительно-восстановительные реакции»	346
Урок 63. Свойства веществ изученных классов в свете теории ОВР	349
Урок 64. Практическая работа № 8. Решение экспериментальных задач	352
Уроки 65, 66. Обобщение и систематизация знаний, умений и навыков по теме «Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и ОВР». Решение расчетных задач по формулам и уравнениям реакций	361
Урок 67. Контрольная работа № 4. Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и ОВР	373

ПРИЛОЖЕНИЕ

Тематическое планирование учебного материала по учебнику Г.Е. Рудзитиса, Ф.Г. Фельдмана	382
Тематическое планирование учебного материала по учебнику И.И. Новошинского, Н.С. Новошинской	385
Тематическое планирование учебного материала по учебнику Н.Е. Кузнецовой	388
Тематическое планирование учебного материала по учебнику Е.Е. Минченкова	391
Список литературы	395

В ПОМОЩЬ ШКОЛЬНОМУ УЧИТЕЛЮ

Троегубова Наталья Петровна

ПОУРОЧНЫЕ РАЗРАБОТКИ ПО ХИМИИ 8 класс

Выпускающий редактор *Наталья Муравьёва*

Дизайн обложки *Анастасии Хомяк*

По вопросам приобретения книг издательства «ВАКО»
обращаться в ООО «Образовательный проект»
по телефонам: 8 (495) 778-58-27, 967-19-26.
Сайт: www.obrazpro.ru

Приглашаем к сотрудничеству авторов.
Телефон: 8 (495) 507-33-42. Сайт: www.vaco.ru

Налоговая льгота –
Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93-953000.
Издательство «ВАКО»

Подписано к печати 07.02.2014.
Формат 84×108/32. Печать офсетная. Гарнитура Newton.
Усл. печ. листов 21. Тираж 3000 экз. Заказ № В2528

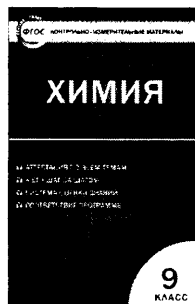
Отпечатано в ООО «Полиграфиздат».
144003 Московская область, г. Электросталь, ул. Тевосяна, д. 25.

КОНТРОЛЬНО-ИЗМЕРИТЕЛЬНЫЕ МАТЕРИАЛЫ

Легко, быстро и качественно проверить знания учащихся можно с помощью книг серии «Контрольно-измерительные материалы». Издательство «Вако» предлагает вашему вниманию пособия, в которые включены тематические тесты в формате ЕГЭ. Издания допущены к использованию в образовательном процессе в соответствии с приказом Министерства образования и науки РФ от 14.12.2009 № 729 (в ред. от 13.01.2011).

Контрольно-измерительные материалы составлены в соответствии с требованиями программы для общеобразовательной школы. Тесты и задания расположены в порядке изучения тем. По материалам пособий можно контролировать знания и навыки учащихся систематически, последовательно, с усложнением содержания и приемов проверки, а также обучать школьников работе с заданиями государственной аттестации и ЕГЭ.

- ✓ **ТЕМАТИЧЕСКИЕ ТЕСТЫ В ФОРМАТЕ ЕГЭ**
- ✓ **УДОБНЫЙ ФОРМАТ И НАВИГАЦИЯ**
- ✓ **СОВРЕМЕННАЯ СИСТЕМА ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ**
- ✓ **СООТВЕТСТВИЕ ПРОГРАММНЫМ ТРЕБОВАНИЯМ**



ПРОВЕРИТЬ ЗНАНИЯ ЛЕГКО